

1

Estructura atómica de la materia

Estructura atómica de la materia

1

PARA COMENZAR (página 7)

- Investiga quién descubrió en 1898 el átomo del radio y qué consecuencias tuvo el descubrimiento de este elemento.

El radio fue descubierto por la científica polaca Marie Curie, pionera en sus estudios sobre la radiactividad natural. El 21 de diciembre de 1898, Marie, junto a su marido Pierre Curie, descubrió un nuevo elemento, el radio, a partir del mineral uranita, lo que supuso un hito en la historia de la química.

Al principio se empleó en la fabricación de pinturas luminiscentes, medicamentos, cremas, etc. Sin embargo, al constatare diversas muertes de personas expuestas al radio, los científicos se dieron cuenta del alto riesgo que entrañaba para la salud. Entre sus numerosas aplicaciones actuales destaca su uso en medicina para el tratamiento del cáncer.

El 1911 Marie Curie recibió el premio Nobel de Química «por el descubrimiento del radio y el polonio, el aislamiento del radio y el estudio de la naturaleza y compuestos de este destacable elemento químico».

- El método científico propone modelos teóricos que se han de contrastar con la experiencia. ¿Qué fenómenos pusieron en cuestión el modelo Bohr-Sommerfeld?

El primer postulado del modelo Bohr-Sommerfeld dice que «el electrón gira alrededor del núcleo sin emitir energía». Esta afirmación contradecía la teoría electromagnética que afirma que cualquier carga eléctrica acelerada ha de emitir energía en forma de radiación electromagnética. El modelo, además, solo permitía explicar el átomo de hidrógeno y no explicaba átomos con más de un electrón. El nacimiento de la mecánica-cuántica y su aplicación al átomo hizo insuficiente el modelo Bohr-Sommerfeld.

Así, el descubrimiento del efecto fotoeléctrico, que puso de manifiesto que la luz, considerada hasta entonces exclusivamente una onda, se podía comportar bajo determinadas condiciones como una partícula; y el principio de indeterminación de Heisenberg, que establecía que no se podían determinar a la vez la posición y la velocidad de un electrón, no se podían explicar con el modelo Bohr-Sommerfeld. La insuficiencia de este modelo dio lugar a diversos modelos atómicos posteriores que incorporaban una explicación a estos fenómenos.

ACTIVIDADES (página 10)

- Indica el número de protones, electrones y neutrones en $^{138}_{56}\text{Ba}$.

Al leer el símbolo, identificamos el número atómico, $Z = 56$, que indica el número de protones en el núcleo; y el número másico, $A = 138$, que indica el número total de partículas en el núcleo.

Al no indicarse carga en el símbolo el átomo es neutro, por lo que el número de electrones es igual al de protones.

Número de protones, p^+ : $Z = 56$.

Número de electrones, e^- : $Z = 56$.

Número de neutrones, n^0 : $N = A - Z = 138 - 56 = 82$.

Por tanto, la especie presenta **56 protones, 56 electrones y 82 neutrones**.

- Escribe un símbolo adecuado para la especie con 53 protones, 54 electrones y 78 neutrones.

Al tener 53 protones su número atómico es $Z = 53$. Usa la tabla para localizar el elemento. Es el yodo, I.

Hay más electrones que protones. Esto indica que es un anión con carga: $q = p^+ - e^- = 53 - 54 = -1$.

El número másico es la suma de protones y neutrones: $A = Z + N = 53 + 78 = 131$.

El símbolo más adecuado es: $^{131}_{53}\text{I}^-$.

- 3. Un ion negativo tiene carga -3 , siendo su número total de electrones 36 , y su número másico, 75 . Calcula su número de protones y de neutrones.**

Al ser un ion negativo con carga -3 tiene un exceso de 3 electrones. Por tanto:

$$Z = e - q = 36 - 3 = 33$$

Número de protones, p^+ : $Z = 33$.

Calculamos el número de protones y de neutrones a partir de $Z = 33$ y $A = 75$:

$$A = Z + N \Rightarrow N = A - Z = 75 - 33 = 42$$

Por tanto, la especie presenta **33 protones** y **42 neutrones**.

- 4. El litio de masa atómica $6,941$ u posee dos isótopos naturales, litio-6 y litio-7, con masas atómicas $6,01513$ y $7,01601$ u, respectivamente. ¿Cuál de ellos tiene mayor abundancia natural?**

A simple vista podemos comprobar que el valor de la masa atómica, $6,941$ u, está más cercano al valor del isótopo litio-7, y que este será el que se encuentre en mayor abundancia.

Calcula numéricamente las abundancias naturales de ambos isótopos de la siguiente manera. Llamamos x a la abundancia de ${}^6\text{Li}$, la abundancia del ${}^7\text{Li}$ será $100 - x$ (la suma de ambas es 100).

Sustituye los valores en la ecuación para el cálculo de la masa atómica:

$$M(\text{Li}) = 6,941 = 6,01513 \cdot \frac{x}{100} + 7,01601 \cdot \frac{100 - x}{100}$$

Multiplica ambos miembros por 100:

$$694,1 = 6,01513 \cdot x + 7,01601 \cdot (100 - x)$$

Resuelve la ecuación. La abundancia de ${}^6\text{Li}$ es: $x = 7,49$ %.

La abundancia del otro isótopo ${}^7\text{Li}$ es: $100 - x = 100 - 7,49 = 92,51$ %.

El isótopo más abundante es el litio-7.

ACTIVIDAD (página 12)

- 5. Contesta breve y razonadamente las siguientes preguntas:**

- ¿Cómo se llegó a la conclusión de que casi toda la masa de un átomo estaba en el centro del mismo?**
- ¿Cómo se descubrieron los neutrones?**
- ¿Cómo se distribuyen los electrones en el modelo de Thomson?**
- ¿Por qué es necesaria la existencia de neutrones en el núcleo atómico?**
 - Mediante el experimento de la lámina de oro. Al bombardear dicha lámina con partículas alfa, la mayoría pasaba sin ningún problema, indicando que la mayor parte del átomo estaba vacío. Por otro lado, que alguna de las partículas rebotara indicaba la presencia en el átomo de una zona muy pequeña donde se encontraba la mayor parte de la masa del átomo y la carga positiva.
 - Fueron descubiertos por E. Chadwick en 1932, tras detectar su presencia la radiación emitida después de bombardear berilio con partículas alfa.
 - En el modelo de Thomson los electrones se encuentran embebidos dentro de la masa positiva.
 - El núcleo atómico está formado por partículas cargadas positivamente que, al ser del mismo signo, producen fuerzas de repulsión entre sí. Los neutrones, al tener masa similar a los protones, compensan dichas repulsiones.

ACTIVIDADES (página 15)

- 6.** La radiación de longitud de onda 242,4 nm es la longitud de onda más larga que produce la fotodisociación del O₂. ¿Cuál es la energía del fotón? ¿Y la de un mol de fotones?

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ partículas} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La energía de un fotón viene determinada por la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Sustituye los datos para un solo fotón:

$$E = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{242,4 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 8,200 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Para calcular la energía de 1 mol de fotones utiliza el número de Avogadro:

$$E = 8,200 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{fotón}} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ fotones}}{1 \text{ mol}} = 4,9367 \cdot 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \approx 4,94 \cdot 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- 7.** Determina la energía cinética y la velocidad de los electrones arrancados de un metal cuando sobre él incide luz de frecuencia $4,12 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$. La frecuencia umbral del metal es de $1,12 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$.

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

Calcula la energía cinética de los electrones arrancados a partir de la energía de la radiación incidente:

$$E = E_0 + E_c \Rightarrow E_c = E - E_0 = h \cdot f - h \cdot f_0 = h \cdot (f - f_0)$$

Sustituye los datos y opera:

$$E_c = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot (4,12 \cdot 10^{15} - 1,12 \cdot 10^{15}) \text{ s}^{-1} = 1,99 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

De la expresión de la energía cinética obtenemos la velocidad de salida. Sustituye los valores y opera:

$$E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 \Rightarrow v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 1,99 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}}} = 2,088 \cdot 10^6 \frac{\text{m}}{\text{s}} \approx 2,09 \cdot 10^6 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

ACTIVIDADES (página 17)

- 8.** En el espectro del hidrógeno se detecta una línea a 1880 nm. ¿Es una línea de la serie de Balmer? Justifícalo.

Según la ecuación de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Teniendo en cuenta que para ser una línea de la serie de Balmer, $n_1 = 2$, despeja n_2 y sustituye los datos:

$$n_2 = \sqrt{\frac{R \cdot \lambda \cdot n_1^2}{R \cdot \lambda - n_1^2}} = \sqrt{\frac{1,097 \cdot 10^7 \frac{1}{\text{m}} \cdot 1880 \cdot 10^{-9} \text{ m} \cdot 2^2}{1,097 \cdot 10^7 \frac{1}{\text{m}} \cdot 1880 \cdot 10^{-9} \text{ m} - 2^2}} = 2,23$$

Se trata de un valor no entero y, además $n_2 \approx n_1$. Podemos concluir que **1880 nm no es una línea de la serie de Balmer**.

9. La lámpara de vapor de mercurio emite una luz de color ligeramente azul-verdoso. Estos colores proceden de radiaciones de longitudes de onda 4348 Å (azul) y 5461 Å (verde). Calcula la energía de un fotón de cada una de estas radiaciones. Datos: $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

Calcula las energías de un fotón de las radiaciones de color verde y azul a través de la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Sustituye los datos:

$$E_{\text{azul}} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{4348 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 4,57 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{\text{verde}} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{5461 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 3,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La radiación de mayor longitud de onda corresponde con menor energía, ya que ambas magnitudes son inversamente proporcionales.

ACTIVIDADES (página 19)

10. ¿Hay un nivel de energía para el átomo de hidrógeno, $E_n = -2,69 \cdot 10^{-20} \text{ J}$?

Acude a las tablas para calcular el valor de la constante A:

$$A = \frac{2\pi^2 k^2 \cdot m_e \cdot e^4}{h^2} = \frac{2\pi^2 \left(8,9876 \cdot 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2}\right)^2 \cdot (9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg}) \cdot (1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C})^4}{(6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})^2} = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Aplica la ecuación $E_n = -\frac{A}{n^2}$, despeja n , sustituye los valores y opera:

$$n = \sqrt{\frac{-A}{E_n}} = \sqrt{\frac{-2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{-2,69 \cdot 10^{-20} \text{ J}}} = 9$$

Como el valor de n es un número entero, **sí hay un nivel de energía con ese valor** en el átomo de hidrógeno.

11. Explica el modelo atómico de Bohr y sus principales limitaciones.

El modelo atómico de Bohr se basa en tres postulados:

- 1.º postulado. El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares sin emitir energía.
- 2.º postulado. Solo son posibles las órbitas en las que el electrón tiene un momento angular que es múltiplo entero de $h/2\pi$.
- 3.º postulado. La energía liberada al pasar un electrón desde una órbita a otra de menor energía se emite en forma de un fotón, cuya frecuencia se obtiene con la ecuación de Planck. Estos fotones, producidos por los saltos energéticos, son los responsables de los espectros de emisión.

Las principales limitaciones del modelo atómico de Bohr son dos:

- Aunque el modelo de Bohr justifica la fórmula de Balmer y explica la estructura de la corteza del átomo de hidrógeno, no es capaz de explicar los espectros de elementos con más de un electrón.
- Tampoco explica que cuando observamos ciertas líneas del espectro de hidrógeno con aparatos de gran resolución se ve que están formadas por grupos de líneas muy juntas, y que algunas se desdoblán al someterlas a un campo magnético. La presencia de estas líneas desdobladas en los espectros indica la existencia de subniveles de energía.

ACTIVIDADES (página 21)

12. Un coche de carreras, incluido el piloto, tiene una masa de 605 kg. ¿Cuál es la longitud de onda asociada a él si en una carrera adquirió una velocidad de 320 km/h? Dato: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

En primer lugar expresa el valor de la velocidad en unidades del SI:

$$v = 320 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{10^3 \text{ m}}{1 \text{ km}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = 88,8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Aplica la ecuación de De Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{605 \text{ kg} \cdot 88,8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} = 1,23 \cdot 10^{-38} \text{ m}$$

13. ¿A qué velocidad debe acelerarse un haz de protones para poseer una longitud de onda de De Broglie de 20,0 pm?

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

Despeja la velocidad de la ecuación de De Broglie y sustituye los datos:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \Rightarrow v = \frac{h}{m \cdot \lambda} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 20,0 \cdot 10^{-12} \text{ m}} = 1,98 \cdot 10^4 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

ACTIVIDAD (página 22)

14. ¿Qué diferencia hay entre órbita de Bohr y orbital atómico? El modelo atómico de Bohr viola el principio de indeterminación de Heisenberg, ¿de qué manera?

En una órbita de Bohr se conoce con precisión dónde se encuentra un electrón. Sin embargo, en un orbital atómico no. Por eso se define como la región del espacio alrededor del núcleo en la que es máxima la probabilidad de encontrar un electrón con una energía determinada.

El modelo atómico de Bohr viola el principio de indeterminación de Heisenberg porque según este modelo sí que es posible determinar a la vez la posición y la velocidad de un determinado electrón. Según este principio no podemos conocer simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón.

ACTIVIDADES (página 24)

15. Para un átomo en su estado fundamental, razona sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) El número máximo de electrones con número cuántico $n = 3$ es 6.

b) En el subnivel 2p solo puede haber 2 electrones.

c) Si en los orbitales 3d se sitúan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.

a) **Falso**. El máximo número de electrones de cualquier nivel n , es $2n^2$. Por tanto, para $n = 3$, el número de electrones es $2 \cdot 3^2 = 18$ (2 en el subnivel 3s, 6 en el subnivel 3p y 10 en el subnivel 3d).

b) **Falso**. El subnivel 2p está compuesto por tres orbitales p ($2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$), en cada uno de los cuales puede haber 2 electrones. Entonces, en total en el subnivel 2p puede haber 6 electrones.

c) **Falso**. Los orbitales d tienen los siguientes números cuánticos magnéticos posibles $m_l = [-2, -1, 0, 1, 2]$. Existen, por tanto, cinco posibles orbitales d en los que podrían entrar 5 electrones desapareados. El sexto electrón que entra ha de aparearse en cualquiera de los cinco orbitales. Quedan, por tanto, 4 electrones desapareados.

16. Dados los siguientes grupos de valores de números cuánticos, indica cuáles son posibles y cuáles no.

a) (3, 2, -2, +1/2)

b) (4, 0, 1, +1/2)

c) (2, 2, -1, -1/2)

d) (2, -1, 0, 0)

a) **Sí** es posible.

b) **No** es posible. Al ser $l = 0$, el único valor posible para m_l es 0. No puede ser $m_l = 1$.

- c) **No** es posible. Al ser $n = 2$, los valores posibles para l son 0 y 1. No puede ser $l = 2$.
- d) **No** es posible. El número cuántico secundario l ha de tener un valor positivo. Además, el número cuántico de espín para un electrón es un número fraccionario, $m_s = [-1/2, +1/2]$, no puede ser cero.

17. Escribe el valor de los números cuánticos n , l y m_l para los orbitales del subnivel 5d. Indica, de forma razonada, el número máximo de electrones que pueden ocupar el citado subnivel.

Para un orbital 5d:

- El número cuántico principal, $n = 5$.
- Como se trata de un orbital tipo d, el número cuántico secundario, $l = 2$.
- Los valores posibles del número cuántico magnético son, $m_l = [-2, -1, 0, 1, 2]$. Hay 5 orbitales posibles en el subnivel 5d.

En cada uno de los orbitales pueden alojarse dos electrones. Por eso, el número máximo de electrones que pueden ocupar el subnivel es **10**.

ACTIVIDADES (página 27)

18. a) Justifica, de los siguientes elementos o iones: F^- , Ar y Na^+ , cuáles son isoelectrónicos.

b) Enuncia el principio de Pauli y pon un ejemplo.

c) Enuncia la regla de Hund y pon un ejemplo para su aplicación.

- a) Consulta en la tabla periódica el número atómico de cada elemento y, teniendo en cuenta la carga iónica, halla el número de electrones:

- F ($Z = 9$): $1s^2 2s^2 2p^5$

Su carga eléctrica se debe a que tiene un electrón más F^- ($Z = 9$): $1s^2 2s^2 2p^6$. Tiene 10 electrones en total.

- Ar ($Z = 18$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Tiene 18 electrones en total.

- Na ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Su carga eléctrica se debe a que tiene un electrón menos Na^+ ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6$. Tiene 10 electrones en total.

Por tanto, **el F^- y el Na^+ son isoelectrónicos.**

- b) El principio de exclusión de Pauli establece que:

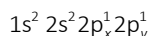
«Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales».

Así, por ejemplo, si en cada uno de los cinco orbitales 3d que existen no puede haber más de dos electrones, el total de electrones en los orbitales 3d será de 10.

- c) El principio de máxima multiplicidad de Hund establece que:

«Los electrones que entran en orbitales degenerados lo hacen ocupando el mayor número posible de ellos, de tal forma que los electrones se coloquen lo más desapareados posible, mientras puedan».

Por ejemplo, en el caso del carbono, con $Z = 6$, los electrones se situarán de la siguiente forma:



Así ocupan los dos orbitales p y están lo más desapareados posible.

19. Escribe las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de: nitrógeno, argón, magnesio, hierro, ion hierro(II) e ion hierro(III). Indica e identifica los electrones desapareados que existen en cada uno de los átomos e iones anteriores.

$N(Z = 7)$: $1s^2 2s^2 2p^3 (2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1)$. El nitrógeno presenta **tres electrones desapareados** en los orbitales del subnivel 2p.

Ar ($Z = 8$): $1s^2 2s^2 2p^6$. El argón **no presenta electrones desapareados**.

Mg ($Z = 12$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. El magnesio **no presenta electrones desapareados**.

Fe ($Z = 26$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ ($3d_{x^2-y^2}^2 3d_{xz}^1 3d_{z^2}^1 3d_{yz}^1 3d_{xy}^1$). El hierro presenta **cuatro electrones desapareados** en los orbitales del subnivel 3d.

Fe²⁺ ($Z = 26$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^6$ ($3d_{x^2-y^2}^2 3d_{xz}^1 3d_{z^2}^1 3d_{yz}^1 3d_{xy}^1$). El catión hierro(2+) ha perdido los dos electrones más externos, en este caso los del subnivel 4s, quedando la configuración electrónica indicada. Al igual que en el caso del átomo neutro, también presenta **cuatro electrones desapareados**.

Fe³⁺ ($Z = 26$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ ($3d_{x^2-y^2}^1 3d_{xz}^1 3d_{z^2}^1 3d_{yz}^1 3d_{xy}^1$). El catión hierro(3+) ha perdido los tres electrones más externos quedando la configuración electrónica indicada. En este caso habrá **cinco electrones desapareados**, y los orbitales en el subnivel 3d aparecen semillenos, lo que le conferirá una estabilidad adicional.

20. a) Indica, justificando brevemente la respuesta, cuáles de las siguientes designaciones de orbitales atómicos no son posibles:

9s
1p
4d
0s
1/2s

b) Indica, justificando brevemente la respuesta, cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un elemento en su estado fundamental:

1s² 2s¹
2s¹
1s² 2s² 3s²
1s² 2s² 2p⁵ 3s¹
1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d³ 4s¹

a) Teniendo en cuenta las combinaciones posibles de números cuánticos, razona en cada caso:

El orbital **9s sí es posible**. Se encuentra en el nivel energético ($n = 9$) y pertenece al subnivel ($l = 0$).

El orbital **1 p es imposible**. En el nivel energético ($n = 1$) no existe el subnivel ($l = 1$). Únicamente existe el subnivel ($l = 0$) al que le corresponde la simbología 1s.

El orbital **4d sí es posible**. Se encuentra en el nivel energético ($n = 4$) subnivel ($l = 2$).

El orbital **0s es imposible**. No existe el nivel energético ($n = 0$).

El orbital **1/2s es imposible**. Los números cuánticos principales son números naturales, el 1/2 es fraccionario.

b) La configuración electrónica de un átomo es fundamental cuando los electrones se ubican en los orbitales de menor energía. Así tenemos que:

La configuración electrónica **1s² 2s¹ es fundamental** por tener situado los 3 electrones en los niveles de menor energía posible.

Esta configuración **2s¹ no es la fundamental** del átomo de hidrógeno, sino una excitada en la que el único electrón en lugar de ocupar el nivel de menor energía del átomo de hidrógeno, 1s¹, ha sido promocionado a este orbital 2s.

La configuración **1s² 2s² 3s² no es la configuración electrónica fundamental**, sino la excitada del átomo de carbono cuyos dos electrones del subnivel 2p han promocionado al orbital 3s.

La configuración electrónica **1s² 2s² 2p⁵ 3s¹ no es la fundamental**. Esta es la configuración electrónica excitada en la que un electrón que debía ocupar el subnivel 2p ha sido promocionado al 3s. Esta estructura excitada pertenece al gas noble neón.

La configuración electrónica **1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d³ 4s² sí es fundamental** por encontrarse los electrones ocupando los orbitales de menor energía. Esta estructura fundamental pertenece al átomo de vanadio.

21. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede haber en los orbitales 3d? ¿Y en los 5p? Razona la respuesta.

El principio de exclusión de Pauli dice que:

«Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales».

Por tanto, en un mismo subnivel, con un mismo valor de m_l , no puede haber más de dos electrones y estos no pueden tener el mismo valor en los cuatro números cuánticos, diferenciándose al menos en el valor de m_s .

Por tanto, si en cada uno de los cinco orbitales 3d que existen no puede haber más de dos electrones, el total de electrones en los orbitales 3d será como máximo **10**.

Para los tres orbitales 5p, el razonamiento es análogo, por lo que el número máximo de electrones en estos orbitales será como máximo **6**.

ACTIVIDADES FINALES (página 34)

Magnitudes atómicas

22. Determina el número de protones, neutrones y electrones en el ion ${}^{228}_{88}\text{Ra}^{2+}$.

Al leer el símbolo, identificamos el número atómico, $Z = 88$, que indica el número de protones en el núcleo. El número másico, $A = 228$, que indica el número total de partículas en el núcleo.

La carga indica un catión. Al átomo neutro se le extrajeron 2 electrones.

Número de protones, p^+ : $Z = 88$.

Número de electrones, e^- : $Z - q = 88 - 2 = 86$.

Número de neutrones, n^0 : $N = A - Z = 228 - 88 = 140$.

Por tanto, la especie presenta **88 protones, 86 electrones y 140 neutrones**.

23. ¿Cuál de las siguientes especies: ${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$, ${}^{47}_{24}\text{Cr}$, ${}^{60}_{27}\text{Co}^{3+}$, ${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$, ${}^{120}_{50}\text{Sn}^{2+}$, ${}^{225}_{90}\text{Th}$ y ${}^{90}_{38}\text{Sr}$...

a) ... tiene igual número de protones que de neutrones?

b) ... tiene igual número de neutrones y electrones?

c) ... tiene un número de neutrones igual al número de protones más la mitad del número de electrones?

Halla el número de protones, neutrones y electrones de cada especie. Organiza los resultados en una tabla:

Especie	Z	Protones Z	Neutrones Z - A	Electrones Z - q
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	12	12	12	10
${}^{47}_{24}\text{Cr}$	24	24	23	24
${}^{60}_{27}\text{Co}^{3+}$	27	27	33	24
${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$	17	17	18	18
${}^{120}_{50}\text{Sn}^{2+}$	50	50	70	48
${}^{225}_{90}\text{Th}$	90	90	135	90
${}^{90}_{38}\text{Sr}$	38	38	52	38

a) Al revisar la tabla, vemos que la especie que cumple este requisito es: ${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$.

b) Tras observar la tabla, la especie que cumple este requisito es: ${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$.

c) En este caso, tras hacer los cálculos apropiados, vemos que la especie que cumple este requisito es: ${}^{225}_{90}\text{Th}$.

- 24.** El cromo tiene cuatro isótopos naturales. Sus masas y porcentajes de abundancia natural son: 49,9461 u, 4,35 %; 51,9405 u, 83,79 %; 52,9407 u, 9,50 % y 53,9389 u, 2,36 %. Calcula la masa atómica media ponderada del cromo. Utiliza la fórmula de la media ponderal y sustituye los datos:

$$\text{Masa atómica} = \left(\frac{\text{abundancia isótopo-1 (\%)}}{100} \cdot M(\text{isótopo-1}) \right) + \left(\frac{\text{abundancia isótopo-2 (\%)}}{100} \cdot M(\text{isótopo-1}) \right) + \dots$$

$$M(\text{Cr}) = \left(\frac{4,35}{100} \cdot 49,9461 \right) + \left(\frac{83,79}{100} \cdot 51,9405 \right) + \left(\frac{9,50}{100} \cdot 52,9407 \right) + \left(\frac{2,36}{100} \cdot 53,9389 \right) = 51,9959$$

La masa atómica del cromo es **51,9959 u**.

- 25.** Considerando los siguientes datos:

Átomo	Protones	Neutrones	Electrones
I	40	40	40
II	42	38	42

Razona si es verdadero o falso que los átomos I y II:

- Son isótopos.
- Pertenecen al mismo elemento.
- Tienen el mismo número atómico.

Tras revisar las opciones, **no hay ninguna verdadera**.

- Falsa.** Son elementos con distinto número de protones, no pueden ser isótopos. No ocupan la misma posición en la tabla periódica.
- Falsa.** Para pertenecer al mismo elemento deberían tener el mismo número atómico y no es así.
- Falsa.** El número atómico viene dado por el número de protones.

- 26.** Uno de los isótopos del hierro es ${}^{56}_{26}\text{Fe}$. En algunos compuestos, como la hemoglobina de la sangre, el hierro se encuentra con estado de oxidación +2. Calcula el número de protones, electrones y neutrones de este isótopo en la hemoglobina.

Al leer el símbolo, identificamos el número atómico, $Z = 26$, que indica el número de protones en el núcleo. El número másico, $A = 56$, que indica el número total de partículas en el núcleo.

La carga indica un catión. Al átomo neutro se le extrajeron 2 electrones.

Número de protones, p^+ : $Z = 26$.

Número de electrones, e^- : $Z - q = 26 - 2 = 24$.

Número de neutrones, n^0 : $N = A - Z = 56 - 26 = 30$.

Por tanto, la especie presenta **26 protones, 24 electrones y 30 neutrones**.

- 27.** El silicio tiene un isótopo mayoritario, ${}^{28}\text{Si}$ (27,976 93 u) con una abundancia del 92,21 %; y dos minoritarios, ${}^{29}\text{Si}$ (28,976 49 u) y ${}^{30}\text{Si}$ (29,973 76 u). ¿Cuál es el porcentaje de abundancia natural de los dos isótopos minoritarios? Dato: $M(\text{Si}) = 28,085 50 \text{ u}$.

Si consideramos que el isótopo ${}^{29}\text{Si}$ tiene una abundancia x ; entonces el isótopo ${}^{30}\text{Si}$ tendrá una abundancia:

$$y = 100 - 92,21 - x = 7,79 - x$$

Utiliza la fórmula de la media ponderal y sustituye los datos:

$$\text{Masa atómica} = \left(\frac{\text{abundancia isótopo-1 (\%)}}{100} \cdot M(\text{isótopo-1}) \right) + \left(\frac{\text{abundancia isótopo-2 (\%)}}{100} \cdot M(\text{isótopo-1}) \right) + \dots$$

$$M(\text{Si}) = 28,08550 = \left(\frac{92,21}{100} \cdot 27,97693 \right) + \left(\frac{x}{100} \cdot 28,97649 \right) + \left(\frac{y}{100} \cdot 29,97376 \right)$$

Resuelve el sistema de ecuaciones: $x = 4,71 \%$

$$y = 3,08 \%$$

Por tanto, la abundancia de los isótopos minoritarios es:

- ^{29}Si del **4,71 %**.
- ^{30}Si del **3,08 %**.

28. Indica justificando la respuesta, qué relación existe entre las especies químicas de cada una de las parejas:

- a) ^{108}Rh y ^{108}Ag b) ^{76}Kr y ^{75}Kr c) $^{54}\text{Co}^{2+}$ y $^{54}\text{Co}^{3+}$

- a) Distintos elementos con el mismo número másico (son **isóbaros**).
- b) Mismo elemento con distinto número másico (son **isótopos**).
- c) Mismo elemento y mismo número másico (**isóbaros**) con distinta carga: son dos **iones distintos de un mismo elemento**.

29. Indica razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

- a) **Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ($Z = 11$) tienen el mismo comportamiento químico.**
- b) **La masa atómica aproximada del cloro es 35,5, siendo este un valor promedio ponderado entre las masas de los isótopos 35 y 37, de porcentajes de abundancia 75 y 25 %, respectivamente.**
- c) **Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.**
- a) **Verdadera.** El comportamiento químico depende de la distribución de electrones en la capa más externa de la corteza. Dos isótopos ionizados con la misma carga y con el mismo número atómico tienen la misma distribución de electrones en la capa más externa. A pesar de tener diferente cantidad de partículas en el núcleo y presentar una reactividad química análoga.
- b) **Verdadera.** El razonamiento se hace con el cálculo:

$$M(\text{Cl}) = \left(\frac{75}{100} \cdot 35 \right) + \left(\frac{25}{100} \cdot 37 \right) = 35,5$$

- c) **Falsa.** Al ser isótopos, se diferencian en el número de neutrones que poseen, no en el número de electrones.

Orígenes de la teoría cuántica

30. Una operadora de telefonía móvil (sistema 4G) usa la frecuencia de 1800 MHz. Las frecuencias de la luz visible varían entre $4,3 \cdot 10^8$ MHz (rojo) y $7,5 \cdot 10^8$ MHz (violeta). ¿Cuántos fotones del sistema 4G contienen la misma energía de un solo fotón de luz violeta?

Pasa los datos de las frecuencias a unidades del SI:

$$f_{4G} = 1800 \text{ MHz} \cdot \frac{10^6 \text{ Hz}}{1 \text{ MHz}} = 1,8 \cdot 10^9 \text{ Hz} = 1,8 \cdot 10^9 \text{ s}^{-1}$$

$$f_{\text{violeta}} = 7,5 \cdot 10^8 \text{ MHz} \cdot \frac{10^6 \text{ Hz}}{1 \text{ MHz}} = 7,5 \cdot 10^{14} \text{ Hz} = 7,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Teniendo en cuenta la expresión de la energía de un cuanto en función de la frecuencia es:

$$E = h \cdot f$$

Siendo $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$. Calcula la energía de un fotón del sistema 4G:

$$E_{4G} = h \cdot f_{4G} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 1,8 \cdot 10^9 \cancel{\text{ s}^{-1}} = 1,19 \cdot 10^{-24} \text{ J}$$

Y la de un fotón de luz violeta:

$$E_{\text{violeta}} = h \cdot f_{\text{violeta}} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 7,5 \cdot 10^{14} \cancel{\text{ s}^{-1}} = 4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

El número de fotones del sistema 4G necesarios para emitir la misma energía que un fotón violeta es:

$$N_{\text{fotones 4G}} = \frac{E_{\text{violeta}}}{E_{4G}} = \frac{4,97 \cdot 10^{-19} \cancel{\text{ J}}}{1,19 \cdot 10^{-24} \cancel{\text{ J}}} = \mathbf{4,17 \cdot 10^5 \text{ fotones 4G}}$$

31. El espectro visible va de la longitud de onda 400 nm hasta 700 nm. La 1.ª energía de ionización del litio es 5,40 eV.

a) Calcula la máxima energía de la radiación visible.

b) Razona si esta radiación ioniza el litio o no.

Datos: $1 \text{ J} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ eV}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

a) La radiación de mayor frecuencia será la de menor longitud de onda, 400 nm, pues son magnitudes en relación inversa. Calcula su energía con la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Sustituye los valores y opera:

$$E_{400 \text{ nm}} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \cancel{\text{ m}}}{400 \cdot 10^{-9} \cancel{\text{ m}}} = \mathbf{4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J}}$$

b) Primero expresa el valor de la energía de ionización en julios y compárala con el valor de la energía de la luz de 400 nm:

$$E_{\text{ionización}} = 5,40 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 8,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Como la energía de los fotones de 400 nm es menor que la energía de ionización del litio, $E_{400 \text{ nm}} = E_{\text{ionización}}$, esta luz **no es capaz de arrancar un electrón al litio**.

Orígenes de la teoría cuántica

32. Utiliza los postulados de Bohr en la descripción del átomo de hidrógeno para determinar:

a) El radio de la sexta órbita de Bohr para el hidrógeno.

b) La energía del electrón cuando está en esa órbita.

Datos: $a = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m}$; $A = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J}$.

a) En la sexta órbita, $n = 6$. Aplica la ecuación:

$$r = n^2 \cdot a = 6^2 \cdot 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m} = \mathbf{1,9 \cdot 10^{-9} \text{ m}}$$

b) Utiliza la expresión:

$$E_n = -\frac{A}{n^2} = -\frac{2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6^2} = \mathbf{-6,03 \cdot 10^{-20} \text{ J}}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 35)
33. ¿Qué valor de n_2 en la ecuación de Rydberg corresponde a la línea de la serie de Balmer a 389 nm?

Según la ecuación de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Despeja de la ecuación la incógnita pedida. La serie de Balmer es aquella en la que los electrones decaen al estado $n_1 = 2$. Sustituye los valores y opera:

$$n_2 = \sqrt{\frac{n_1^2 \cdot R \cdot \lambda}{R \cdot \lambda - n_1^2}} = \sqrt{\frac{2^2 \cdot 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot 389 \cdot 10^{-9} \text{ m}}{1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot 389 \cdot 10^{-9} \text{ m} - 2^2}} = 7,99 \approx 8$$

34. La serie de Lyman del espectro del hidrógeno puede representarse por la ecuación:

$$f = \phi \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (\text{donde } n = 2, 3, \dots)$$

a) Calcula las líneas de esta serie de longitudes de onda máxima y mínima, en nanómetros.

b) ¿Cuál es el valor de n que corresponde a la línea espectral a 95,0 nm?

c) ¿Hay alguna línea a 108,5 nm?

Dato: $\phi = 3,288 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$.

a) La longitud de onda máxima corresponde al salto de menor energía; es decir, del nivel 1 al nivel 2. La frecuencia de esta radiación es:

$$f = 3,288 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = 2,466 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La longitud de onda correspondiente a esta frecuencia es:

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{2,466 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}} = 1,216 \cdot 10^{-7} \text{ m} = \mathbf{121,6 \text{ nm}}$$

La longitud de onda mínima corresponderá al salto de mayor energía; es decir, del nivel 1 al infinito. La frecuencia de esta radiación es:

$$f = \lim_{n \rightarrow \infty} \left[3,288 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \right] = 3,288 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La longitud de onda correspondiente a esta frecuencia es:

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{3,288 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}} = 9,124 \cdot 10^{-8} \text{ m} = \mathbf{91,24 \text{ nm}}$$

b) Calcula la frecuencia correspondiente a esta longitud de onda:

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{95,0 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,158 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Aplica la ecuación de Rydberg para la serie de Lyman y despeja n . Sustituye los valores y opera:

$$f = \phi \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow n = \sqrt{\frac{\phi}{\phi - f}} = \sqrt{\frac{3,288 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}}{(3,288 - 3,158) \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}}} = 5,03 \approx 5$$

c) Procede de la misma forma que en el apartado b):

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{108,5 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 2,765 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Sustituye este valor en la expresión anterior para calcular el valor de n . Sustituye los valores y opera:

$$f = \phi \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow n = \sqrt{\frac{\phi}{\phi - f}} = \sqrt{\frac{3,288 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}}{(3,288 - 2,765) \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}}} = 2,507$$

Al no obtener un número entero podemos concluir que **no habrá ninguna línea a 108,5 nm**.

35. Sin hacer cálculos detallados, indica cuál de las siguientes transiciones electrónicas requiere que un átomo de hidrógeno absorba mayor cantidad de energía:

- a) Desde $n = 1$ a $n = 2$ c) Desde $n = 3$ a $n = 6$
 b) Desde $n = 2$ a $n = 5$ d) Desde $n = 9$ a $n = 2$

En el supuesto d) al pasar de un nivel de mayor energía a otro de menor energía se producirá una emisión y no una absorción.

Para el resto de supuestos tendremos en cuenta que:

$$E = \text{cte.} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Por tanto, el valor de la energía depende del valor de la diferencia entre las fracciones. Haz el cálculo para cada uno de los casos propuestos de absorción de energía.

a) $n = 1$ a $n = 2$:

$$\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} = \frac{3}{4} = 0,75$$

b) $n = 2$ a $n = 5$:

$$\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} = \frac{21}{100} = 0,21$$

c) $n = 3$ a $n = 6$:

$$\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{3^2} - \frac{1}{6^2} = \frac{3}{36} = \frac{1}{12} = 0,08\hat{3}$$

Vemos que la transición que necesitará mayor energía es **la primera, desde $n = 1$ a $n = 2$** :

$$0,75 > 0,21 > 0,08\hat{3}$$

36. Determina para el átomo de hidrógeno de Bohr:

- a) El radio de la órbita $n = 3$.
 b) Si existe una órbita con un radio de $4,00 \text{ \AA}$. ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$).
 c) La energía del nivel correspondiente a $n = 5$.
 d) Si existe un nivel de energía de $-25,00 \cdot 10^{-17} \text{ J}$.

Datos: $a = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m}$; $A = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J}$.

a) Aplica la ecuación:

$$r = n^2 \cdot a = 3^2 \cdot 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 4,77 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

b) Utiliza la misma ecuación y despeja n :

$$n = \sqrt{\frac{r}{a}} = \sqrt{\frac{4,00 \cdot 10^{-10} \text{ m}}{5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m}}} = 2,75$$

Como el valor de n no es un número entero, **no existe una órbita con ese radio.**

c) Aplica la ecuación:

$$E_n = -\frac{A}{n^2} = -\frac{2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{5^2} = -8,68 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

d) Aplica la ecuación $E_n = -\frac{A}{n^2}$ y despeja n :

$$n = \sqrt{\frac{-A}{E_n}} = \sqrt{\frac{-2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{-25,00 \cdot 10^{-17} \text{ J}}} = 0,093$$

Como el valor de n no es un número entero, **no existe una órbita con ese nivel de energía.**

37. Sabiendo que la energía que posee el electrón de un átomo de hidrógeno en su estado fundamental es $-13,625 \text{ eV}$, calcula:

a) La frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el átomo de hidrógeno.

b) La longitud de onda en nm y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel $n = 4$ al $n = 2$.

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

En primer lugar expresa la energía del electrón de hidrógeno en julios:

$$E_0 = -13,625 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

a) Para ionizar el átomo de hidrógeno hay que alejar el electrón del núcleo. Hay que incorporar energía al sistema hasta que se anule, $E_{\text{ionización}} = -E_0 = -(-2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}) = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$.

Utiliza la ecuación de Planck, despeja la frecuencia y sustituye los datos:

$$E = h \cdot f \Rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = \mathbf{3,29 \cdot 10^{15} \text{ Hz}}$$

b) Utiliza la expresión de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Sustituye y opera:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 2,0569 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1} \Rightarrow \lambda = \frac{1}{2,0569 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}} = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m} = \mathbf{486 \text{ nm}}$$

Halla la frecuencia correspondiente a la longitud de onda:

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = \mathbf{6,17 \cdot 10^{14} \text{ Hz}}$$

Mecánica cuántica

38. Si el trabajo de extracción de la superficie de un metal es $E_0 = 2,07 \text{ eV}$:

- a) ¿En qué rango de longitudes de onda del espectro visible puede utilizarse este material en células fotoeléctricas?
Las longitudes de onda de la luz visible están comprendidas entre 380 nm y 775 nm.
- b) Calcula la velocidad de extracción de los electrones emitidos para una longitud de onda de 400 nm.

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

- a) Primero expresa el valor de la energía umbral en julios.

$$E_0 = 2,07 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 3,312 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Para que puedas extraer electrones de este material necesitas que la energía de los fotones que inciden sobre él sea mayor que la energía umbral:

$$E_{\text{fotón}} \geq E_0 \Rightarrow \frac{h \cdot c}{\lambda} \geq E_0$$

Despeja la longitud de onda y sustituye:

$$\lambda \leq \frac{h \cdot c}{E_0} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{3,312 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 6,00 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda \leq 600 \text{ nm}$$

Dentro del espectro visible arrancarán electrones las radiaciones comprendidas entre: $380 < \lambda < 600 \text{ nm}$.

- b) Aplica las ecuaciones del efecto fotoeléctrico y despeja la velocidad:

$$h \cdot f = h \cdot f_0 + \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 \Rightarrow \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{h \cdot c}{\lambda_0} + \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 \Rightarrow v = \sqrt{\frac{2h \cdot c}{m} \left(\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right)}$$

Sustituye los datos conocidos y opera:

$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}} \cdot \left(\frac{1}{400 \cdot 10^{-9} \text{ m}} - \frac{1}{600 \cdot 10^{-9} \text{ m}} \right)} = 603 \, 048 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

$$v = 6,03 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

39. Un haz de luz monocromática, de longitud de onda 450 nm, incide sobre un metal cuya longitud de onda umbral, para el efecto fotoeléctrico, es de 612 nm. Determina:

- a) La energía de extracción de los electrones del metal.
- b) La energía cinética máxima de los electrones que se arrancan del metal.

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

- a) Utiliza la ecuación de Planck para encontrar la energía de extracción. Sustituye y opera:

$$E_{\text{extracción}} = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{612 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,25 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

- b) Utiliza las fórmulas del efecto fotoeléctrico:

$$h \cdot f = h \cdot f_0 + E_c \Rightarrow \frac{h \cdot c}{\lambda} = E_{\text{extracción}} + E_c \Rightarrow E_c = \frac{h \cdot c}{\lambda} - E_{\text{extracción}}$$

Sustituye los datos y opera:

$$E_c = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \frac{\cancel{m}}{\cancel{s}}}{450 \cdot 10^{-9} \cancel{m}} - 3,25 \cdot 10^{-19} \text{ J} = \mathbf{1,17 \cdot 10^{-19} \text{ J}}$$

40. La frecuencia mínima que ha de tener la luz para extraer electrones de un cierto metal es de $8,5 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$.

a) Halla la energía cinética máxima de los electrones que emite el metal cuando se ilumina con luz monocromática de $1,3 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ y exprésala en eV.

b) ¿Cuál es la longitud de onda de De Broglie asociada a esos electrones?

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

a) Utiliza las ecuaciones del efecto fotoeléctrico y sustituye los datos:

$$h \cdot f = h \cdot f_0 + E_c \Rightarrow E_c = h \cdot (f - f_0) = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{s} \cdot (1,3 - 0,85) \cdot 10^{15} \cancel{\text{ Hz}} = 2,9817 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Expresa la energía cinética en eV:

$$E_c = 2,9817 \cdot 10^{-19} \cancel{\text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \cancel{\text{ J}}} = \mathbf{1,86 \text{ eV}}$$

La energía cinética máxima de los electrones que emite el metal cuando se ilumina con luz monocromática es **1,86 eV**.

b) Para calcular la longitud de onda asociada utiliza la expresión de De Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Conocidos los valores de masa del electrón y la constante de Planck, despeja la velocidad de la expresión de la energía cinética:

$$E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 \Rightarrow v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m}}$$

Sustituye en la expresión de De Broglie, ordenala, sustituye los valores conocidos y opera:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{h}{m \cdot \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m}}} = \frac{h}{\sqrt{2 \cdot E_c \cdot m}} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{\sqrt{2 \cdot 2,98 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}}} = \mathbf{9,0 \cdot 10^{-10} \text{ m}}$$

41. Calcula la longitud de onda asociada a una pelota de golf de 50 g de masa que se desliza con una velocidad de 500 km/h. Dato: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

Expresa la velocidad en unidades del SI:

$$v = 500 \frac{\cancel{\text{ km}}}{\cancel{\text{ h}}} \cdot \frac{10^3 \cancel{\text{ m}}}{1 \cancel{\text{ km}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ h}}}{3600 \text{ s}} = 138,8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Aplica la ecuación de De Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{0,050 \text{ kg} \cdot 138,8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} = \mathbf{9,5 \cdot 10^{-35} \text{ m}}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 36)

42. ¿Qué velocidad ha de tener un electrón para que su longitud de onda de De Broglie sea 200 veces mayor a la correspondiente a un neutrón con energía cinética igual a 6 eV?

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$;
 $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

Primero expresa el valor de la energía cinética en julios, unidades del sistema internacional.

$$E_c = 6 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 9,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De la expresión de la energía cinética despeja la expresión de la velocidad del neutrón:

$$E_c = \frac{1}{2} \cdot m_n \cdot v_n^2 \Rightarrow v_n = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m_n}}$$

La longitud de onda asociada al electrón es 200 veces la longitud de onda asociada del neutrón:

$$\lambda_e = 200 \lambda_n$$

Utiliza la expresión de De Broglie para sustituir la longitud de onda asociada y ordena la expresión para despejar la velocidad pedida:

$$\frac{h}{m_e \cdot v_e} = 200 \cdot \frac{h}{m_n \cdot v_n} \Rightarrow v_e = \frac{m_n \cdot v_n}{200 \cdot m_e}$$

Sustituye la expresión de la velocidad del neutrón despejada de la expresión de la energía cinética y ordena la expresión resultante:

$$v_e = \frac{m_n \cdot \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m_n}}}{200 \cdot m_e} = \frac{\sqrt{2 \cdot E_c \cdot m_n}}{200 \cdot m_e}$$

Sustituye los valores conocidos y opera:

$$v_e = \frac{\sqrt{2 \cdot 9,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}}{200 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}} = 3,11 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

En la colección de datos ofrecidos hay información de sobra.

Mecánica ondulatoria. Números cuánticos

43. Indica razonadamente cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y, en su caso, el nombre del orbital que representan los valores de n y l , así como el número máximo de electrones que pueden alojar los orbitales del subnivel.

- $n = 2, l = 0, m_l = -1, m_s = -1/2$
- $n = 3, l = 2, m_l = 1, m_s = -1/2$
- $n = 2, l = 1, m_l = -1, m_s = -1/2$
- $n = 1, l = -1, m_l = 0, m_s = 1/2$
- $n = 4, l = 3, m_l = -2, m_s = -1/2$

- Esta combinación de números cuánticos es **incorrecta**. Si $l = 0$, m_l nunca puede tomar el valor -1 , sino el valor 0 .
- Esta combinación de números cuánticos es **correcta**, dado que los valores asignados están dentro de los permitidos para cada número cuántico. Según los valores de n y l , representa a los 5 orbitales **3d**. Como en cada orbital caben como máximo 2 electrones, el número total de electrones que pueden alojar estos orbitales es **10**.

- c) Esta combinación de números cuánticos es **correcta**. Los valores asignados entran dentro de los permitidos. Los valores de n y l indican que representan a los 3 orbitales **2p**. Es **6** el número total de electrones que caben en ellos.
- d) Esta combinación de números cuánticos es **incorrecta**, ya que l nunca puede tomar un valor negativo.
- e) Esta combinación de números cuánticos es **correcta**, por encontrarse los valores asignados dentro de los permitidos. De los valores de n y l se deduce que representan a los 7 orbitales **4f**. En ellos caben un total de **14** electrones.

44. Escribe las combinaciones de números cuánticos correspondientes a los 6 electrones del subnivel 3p.

A un subnivel 3p le corresponden los números cuánticos $n = 3$ y $l = 1$.

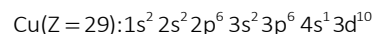
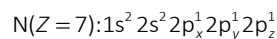
Como los valores que puede tomar m_l son $[-1, 0, 1]$, tenemos las siguientes combinaciones posibles:

$$\begin{array}{ccc} (3, 1, -1, +1/2) & (3, 1, 0, +1/2) & (3, 1, 1, +1/2) \\ (3, 1, -1, -1/2) & (3, 1, 0, -1/2) & (3, 1, 1, -1/2) \end{array}$$

Configuración electrónica

45. Aplica el principio de Pauli y la regla de Hund en la descripción de las configuraciones electrónicas en estado fundamental del nitrógeno ($Z = 7$) y del cobre ($Z = 29$).

Escribe la configuración electrónica de cada uno de los elementos anteriores teniendo en cuenta los principios mencionados:



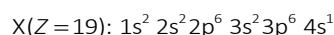
46. Considerando las configuraciones electrónicas de los átomos: A ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) y B ($1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$). Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) **A y B representan elementos distintos.**
- b) **Se necesita energía para pasar de A a B.**
- c) **Se requiere una menor energía para arrancar un electrón de B que de A.**
- a) **Falsa.** Representan el mismo elemento (el sodio), la primera en su estado fundamental y la segunda un estado excitado.
- b) **Verdadera.** Para promocionar electrones de un nivel energético inferior a otro nivel energético superior hay que aportar una energía igual a la diferencia energética que hay entre ambos niveles.
- c) **Verdadera.** El electrón más externo de la configuración excitada está más alejado del núcleo y, por tanto, mucho menos atraído. Esto hace que se necesite menos energía para arrancarlo en este estado que en la configuración fundamental.

47. Dado el elemento $Z = 19$.

- a) **Escribe su configuración electrónica en estado fundamental.**
- b) **¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo en estado fundamental?**
- c) **Escribe una configuración electrónica del elemento en estado excitado.**

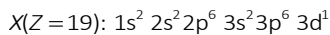
a) Escribe la configuración electrónica del elemento en su estado fundamental:



- b) El nivel más externo es el subnivel 4s. A este le corresponden los números cuánticos $n = 4$ y $l = 0$. Como m_l solo puede tomar el valor 0, únicamente hay las siguientes combinaciones en su estado fundamental:

$$(4, 0, 0, +1/2) \quad (4, 0, 0, -1/2)$$

c) Escribe la configuración electrónica del elemento en su estado excitado:



El electrón que ocupaba el orbital 4s promociona a un orbital 3d.

Partículas subatómicas. El universo primigenio

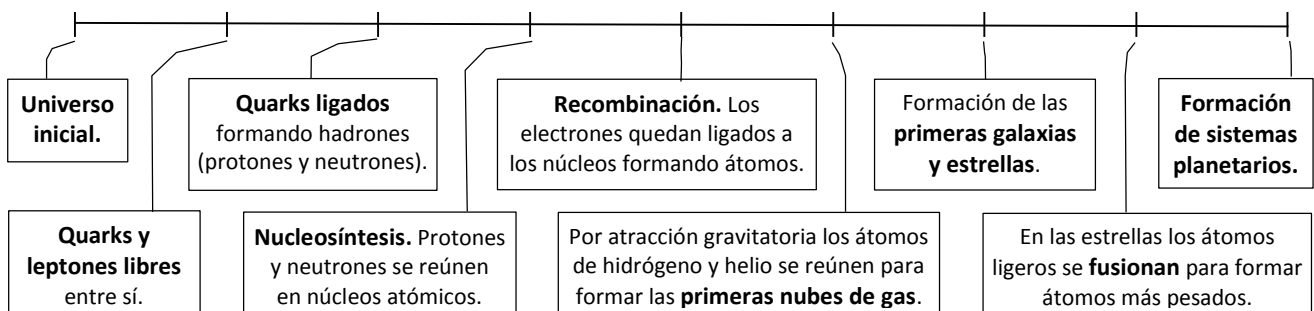
48. Contesta, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- El fotón interviene en las interacciones débiles entre quarks.**
 - Los gluones permiten la unión entre nucleones y electrones.**
 - Los fermiones poseen masa.**
 - Los neutrones están formados por un quark arriba y dos quarks abajo.**
- Falsa.** El fotón es la partícula mediadora en la interacción electromagnética. Las interacciones débiles entre quarks tienen lugar gracias a los bosones.
 - Falsa.** Los gluones solo intervienen entre quarks.
 - Verdadera.** Las partículas con cantidad de materia son los fermiones.
 - Verdadera.** El neutrón es un barión (formado por tres quarks). El neutrón forma la materia ordinaria, así que deben participar los quarks arriba o abajo. Los tres quarks que se reúnen para formarlo deben anular sus cargas entre sí. La combinación de 1 arriba (+2/3) y dos abajo (-1/3).

49. Busca información sobre la Organización Europea para la Investigación Nuclear (CERN) y sobre los experimentos que se desarrollan en ella en la actualidad en relación con las partículas subatómicas.

Respuesta abierta donde se debe destacar la importancia de las confirmaciones experimentales que se han dado al modelo estándar. También debe hacerse mención a los últimos descubrimientos alrededor del bosón de Higgs.

50. Establece una línea del tiempo donde figuren los hechos más relevantes desde el instante inicial del *big bang* hasta la formación del sistema solar (hace 4 800 millones de años).



FÍSICA EN TU VIDA (página 38)

INTERPRETA

1. ¿Qué propiedad diferencia a los rayos X de otras radiaciones electromagnéticas?

Los rayos X son invisibles para el ojo humano y poseen gran nivel de energía. Esto hace que atraviesen obstáculos con facilidad, propiedad que los diferencia de otras radiaciones electromagnéticas.

2. ¿Cómo se generan los rayos X? Compara la formación de rayos X con el efecto fotoeléctrico.

Los rayos X se producen en tubos con filamentos o tubos con gas. Se genera una corriente de alto voltaje que se hace pasar por un filamento en el interior de un tubo de cristal en el que se ha hecho el vacío. Los electrones que forman esta corriente son partículas con carga negativa, y se sienten atraídos a gran velocidad hacia el polo positivo del generador. Antes de llegar a él chocan con una pieza metálica y los átomos del metal incorporan estos electrones a su corteza.

Por tanto, existen transiciones electrónicas entre los electrones de la corriente y los electrones del metal que hacen que se libere radiación electromagnética.

En el efecto fotoeléctrico la radiación electromagnética proporciona energía cinética para que los electrones salten del metal. Mientras que en la formación de los rayos X la energía cinética de los electrones provoca la emisión de radiación electromagnética.

REFLEXIONA

3. Investiga y di por qué es prudente realizar pocas radiografías a niños o mujeres embarazadas.

La exposición a rayos X en niños y mujeres embarazadas puede resultar perjudicial, puesto que los órganos de los niños y de los fetos están en crecimiento y desarrollo, y los rayos X podrían alterar el ADN y provocar mutaciones en las células. Además, a largo plazo podrían provocar cáncer.

4. ¿Por qué los radiólogos o los dentistas se alejan de la máquina que genera los rayos X durante la descarga de rayos?

Los radiólogos y dentistas se alejan de la máquina de rayos X para separarse de la fuente. Estos grupos profesionales están expuestos con más frecuencia a los emisores de este tipo de radiación. A mayor distancia e incluso interponiendo barreras se reduce la probabilidad de que sufran algún tipo de alteración en su salud.

2

Sistema periódico

Sistema periódico

2

PARA COMENZAR (página 39)

- **Escoge alguno de los elementos en la tabla periódica e investiga el origen de su nombre.**

El platino (Pt) es blanquecino y de aspecto muy parecido a la plata. Cuando en 1748 el español Antonio de Ulloa lo descubrió en una expedición por Sudamérica lo llamó «platina», que quiere decir «parecido a la plata».

Otros ejemplos son:

Vanadio (V): en honor a Vanadis, diosa escandinava de la belleza.

Circonio (Zr): porque proviene principalmente del mineral semiprecioso circón.

Cromo (Cr): debido a que sus compuestos son de colores vivos, se le puso este nombre usando el vocablo griego *χρῶμος* (*khromos*), que significa color.

Hafnio (Hf): del latín *Hafnia*, que es como los antiguos romanos llamaban a la ciudad de Copenhage (Dinamarca).

Podemos encontrar más información sobre la procedencia del nombre de los elementos químicos en estos enlaces:

<http://resolviendolaincognita.blogspot.com.es/2008/06/de-dnde-vienen-los-nombres-de-los.html>

http://www.juntadeandalucia.es/averroes/ies_boabdil/departamentos/nombquim.htm

- **Hay elementos conocidos desde la antigüedad y otros, la mayoría, descubiertos en los siglos XIX y XX. Investiga y ordena los elementos por fecha de descubrimiento.**

En el siguiente enlace encontramos una tabla con los elementos químicos ordenados por la fecha de descubrimiento, desde la prehistoria hasta la actualidad:

<http://www.lenntech.es/tabla-peiodica/ano-de-descubrimiento.htm>

Podemos observar que entre los primeros elementos descubiertos están el carbono (C), el azufre (S) o el hierro (Fe). Y los últimos son el ununpentio (Uup), el ununseptio (Uus) y el ununoctio (Uuo). En total se conocen hoy en día 118 elementos químicos.

PRACTICA (página 40)

1. **Considera los elementos Be, O, Cd y Ar.**

a) **Escribe las configuraciones electrónicas de los átomos anteriores.**

b) **¿Cuántos electrones desapareados presentan cada uno de esos átomos?**

c) **Escribe las configuraciones electrónicas de los iones más estables que puedan formar.**

a) Escribe la configuración electrónica de cada átomo:

- Be($Z = 4$): $1s^2 2s^2$.
- O($Z = 8$): $1s^2 2s^2 2p^4$.
- Cd($Z = 48$): $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$.
- Ar($Z = 18$): $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

b) A partir de las configuraciones electrónicas anteriores, determina el número de electrones desapareados que presenta cada uno de los átomos:

- Be: **0**, están todos apareados en orbitales tipo s.

- O: en su configuración electrónica del subnivel menos energético encontramos la distribución $2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$. Hay **2** electrones desapareados.
 - Cd: con todos los subniveles más externos completos hay **0** electrones desapareados.
 - Ar: con todos los subniveles más externos completos hay **0** electrones desapareados.
- c) Las configuraciones electrónicas de los iones más estables a los que pueden dar lugar son las siguientes:
- Be ($Z = 4$): $1s^2 2s^2$. Puede perder los dos electrones más externos, así consigue configuración electrónica de gas noble. Quedaría Be^{2+} ($Z = 4$): **$1s^2$** .
 - O ($Z = 8$): $1s^2 2s^2 2p^4$. Puede ganar dos electrones que se alojan en el subnivel más externo, así consigue configuración electrónica de gas noble. Quedaría O^{2-} ($Z = 8$): **$1s^2 2s^2 2p^6$** .
 - Cd ($Z = 48$): $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$. Puede perder los dos electrones más externos, así consigue configuración electrónica de gas noble. Quedaría Cd^{2+} ($Z = 48$): **$[\text{Kr}] 4d^{10}$** .
 - Ar ($Z = 18$): $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Es un gas noble, con la capa más externa ya estable no toma ni gana electrones, **no forma iones**.

ACTIVIDAD (página 44)

2. Comenta brevemente la organización del sistema periódico actual.

El sistema periódico actual está formado por 7 filas o periodos y 18 columnas o grupos. En total, recoge 118 elementos químicos.

A la izquierda encontramos los metales, y a la derecha los no metales, separados por una serie de elementos «frontera», que son los metaloides o semimetales. El grupo 18, situado más a la derecha, corresponde con los gases nobles.

ACTIVIDADES (página 46)

3. ¿A qué grupo pertenece el elemento X cuya especie X^{2-} tiene 8 electrones en el nivel de valencia?

Al poseer 8 electrones en su capa de valencia cuando se encuentra con dos cargas negativas, nos indica que en estado neutro presenta 6 electrones en dicha capa, lo cual se corresponde con los elementos del **grupo 16** (O, S, Se, Te, Po).

4. La configuración electrónica del ion X^{3-} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?

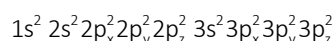
b) ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?

c) Razona si este ion posee electrones desapareados.

a) El ion presenta 18 electrones; al tener tres cargas negativas el ion habrá captado tres electrones, luego en su estado neutro tiene 15 electrones. Su número atómico es **Z = 15**. Este número atómico se corresponde con el fósforo (P).

b) En su estado neutro, el elemento presenta 5 electrones en su capa de valencia y en el nivel 3. La configuración electrónica de la corteza del elemento neutro es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Por tanto, pertenece al **grupo 15** y al **periodo 3**.

c) Vista la configuración expuesta en el enunciado, la distribución detallada de los electrones en cada orbital es:



Vemos que el ion X **no tiene electrones desapareados**.

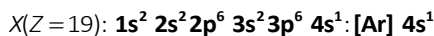
5. Dado el elemento Z = 19.

a) Escribe la configuración electrónica en estado fundamental.

b) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo en estado fundamental?

c) Indica a qué grupo y periodo pertenece.

a) Escribimos la configuración electrónica del elemento en su estado fundamental:



b) A un subnivel 4s le corresponden los números cuánticos $n = 4$ y $l = 0$. Como m_l solo puede tomar el valor 0, tenemos las siguientes combinaciones posibles en su estado fundamental:

$$(4, 0, 0, +1/2) \quad (4, 0, 0, -1/2)$$

Este resultado no expresa que haya dos electrones con estos números cuánticos. Expresa que hay un electrón solo, y estas combinaciones de números cuánticos son las dos posibilidades para ese electrón.

c) Al ser el último nivel de llenado el nivel 4, se trata de un elemento del **periodo 4**. Su configuración del nivel de valencia es $4s^1$, luego se trata de un elemento del **grupo 1**.

ACTIVIDADES (página 48)

6. Calcula la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo de ${}_{13}\text{Al}$ y ${}_{14}\text{Si}$.

- En primer lugar calcula la configuración electrónica del aluminio, Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

Los electrones del kernel son: $1s^2 2s^2 2p^6$; en total, 10 electrones. Su apantallamiento es: $10 \cdot 1 = 10$.

Los dos electrones del subnivel 3s ejercen un apantallamiento menor que 1, que no podemos cuantificar.

Usaremos para el valor de este apantallamiento el símbolo a_{3s} . Su apantallamiento es: $2 \cdot a_{3s} = 2a_{3s}$.

La carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo del aluminio obedece a la expresión es:

$$Z^* = Z - a = 13 - (10 + 2a_{3s}) = 3 - 2a_{3s}$$

- A continuación calcula la configuración electrónica del silicio, Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

Los electrones del kernel son: $1s^2 2s^2 2p^6$; en total, 10 electrones. Su apantallamiento es: $10 \cdot 1 = 10$.

Los dos electrones del subnivel 3s ejercen un apantallamiento menor que 1, que no podemos cuantificar.

Usaremos para el valor de este apantallamiento el símbolo a_{3s} . Su apantallamiento es: $2 \cdot a_{3s} = 2a_{3s}$.

El único electrón del subnivel 3p que ejerce un apantallamiento (sobre el último electrón) menor que 1, que no podemos cuantificar. Usaremos para el valor de este apantallamiento el símbolo a_{3p} .

Su apantallamiento es: $1 \cdot a_{3p} = a_{3p}$.

La carga nuclear efectiva será:

$$Z^* = Z - a = 14 - (10 + 2a_{3s} + a_{3p}) = 4 - 2a_{3s} - a_{3p}$$

7. Estudia cómo variará la carga nuclear efectiva de: Na y S; C y Sn; Ge y Br.

- Na y S son ambos elementos del tercer periodo. Dentro de un mismo periodo, el kernel es el mismo. Tienen en común el apantallamiento del kernel. Al avanzar en el periodo se va añadiendo un electrón más, cada uno de ellos con un apantallamiento menor que 1. El efecto final será un aumento progresivo de la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo al movernos hacia la derecha del periodo.

$$Z^*(\text{S}) > Z^*(\text{Na})$$

- C y Sn son elementos del grupo 14. Dentro de un mismo grupo, como la configuración electrónica de la capa de valencia es la misma, aumentarán en la misma medida Z y el apantallamiento, de tal manera que la carga nuclear efectiva no variará.

$$Z^*(\text{C}) = Z^*(\text{Sn})$$

- Br y Ge son elementos del cuarto periodo. La carga nuclear efectiva aumenta hacia la izquierda del periodo.

$$Z^*(\text{Br}) > Z^*(\text{Ge})$$

ACTIVIDADES (página 50)

8. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas: ns^2np^3 ; ns^2np^5 ; ns^2np^6 , identifica el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas. Indica, razonando la respuesta, el orden esperado para sus radios atómicos.

ns^2np^3 posee 5 electrones en la capa de valencia. Por tanto, se trata del **grupo 15**.

ns^2np^5 posee 7 electrones en la capa de valencia. Por tanto, se trata del **grupo 17**.

ns^2np^6 tiene 8 electrones en la capa de valencia. Por tanto, se trata del **grupo 18**.

En los elementos que pertenecen a un mismo periodo (n) se incorporan electrones al mismo nivel de energía y la carga nuclear efectiva va aumentando, ejerciendo una mayor atracción sobre dichos electrones de la capa de valencia y logrando una disminución del radio atómico. Así tenemos que:

$$\text{radio}(ns^2np^3) < \text{radio}(ns^2np^5) < \text{radio}(ns^2np^6)$$

9. Responde en tu cuaderno.

a) Justifica cómo es el tamaño de un átomo con respecto a su anión y con respecto a su catión.

b) Explica qué son especies isoelectrónicas y agrupa las siguientes según esta categoría: Cl^- , N^{3-} , Al^{3+} , K^+ , Mg^{2+} .

- a) En el caso de los cationes, al perder electrones, habrá un menor apantallamiento para un mismo número atómico, con lo que la carga nuclear efectiva en los cationes será mayor que en el elemento neutro. Esta mayor atracción hará que el catión tenga un menor tamaño. Así, el tamaño de un átomo será mayor respecto a su catión.

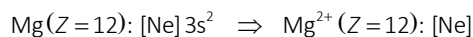
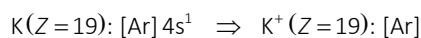
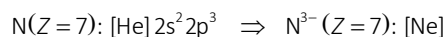
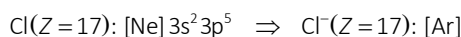
$$\text{radio}(\text{átomo}) > \text{radio}(\text{catión})$$

En el caso de los aniones se produce el efecto contrario. Aumentan los electrones. Por tanto, para un mismo número atómico el apantallamiento es mayor. Como tenemos más electrones en la corteza que protones en el núcleo, la carga nuclear efectiva disminuye; el resultado es que aumenta el radio. Así, el tamaño de un átomo será menor respecto a su anión.

$$\text{radio}(\text{átomo}) < \text{radio}(\text{anión})$$

- b) Las especies isoelectrónicas son aquellos átomos, iones o moléculas que tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia.

Escribe la configuración electrónica de las especies dadas y comprueba cuáles de ellas son isoelectrónicas:



El Cl^- y el K^+ forman una pareja de especies isoelectrónicas. A su vez, el N^{3-} y el Mg^{2+} forman otra pareja de especies isoelectrónicas.

ACTIVIDAD (página 52)

10. Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Justifica por qué la primera energía de ionización disminuye al bajar en un grupo de la tabla periódica.

b) Ordena de mayor a menor la energía de ionización de los elementos, flúor, neón y sodio.

- a) Al bajar en un grupo de la tabla periódica, aunque se incrementa la carga nuclear esta está apantallada por más capas de electrones, conservando la carga nuclear efectiva. Además, el electrón más externo va situándose en un nivel energético cada vez más alejado del núcleo.

Por tanto, con la misma carga y mayor distancia disminuye la fuerza atractiva núcleo-electrón. Se necesita aplicar menos cantidad de energía para extraer un electrón. Es por eso que la energía de ionización disminuye.

b) Localiza los tres elementos en la tabla periódica:

- El flúor se encuentra en el periodo 2 y en el grupo 17.
- El neón, en el periodo 2 y en el grupo 18.
- El sodio, en el periodo 3 y en el grupo 1.

El flúor y el neón son dos elementos que se encuentran en el mismo periodo, se diferencian en los grupos 17 y 18. Es decir, el flúor tiene su capa de valencia casi llena y el neón llena. Además, la carga nuclear efectiva para el neón es mayor que para el flúor. Y no solo eso, el tamaño del átomo es menor en el neón que en el flúor.

Esto indica que en el neón, el último electrón se encuentra con menos apantallamiento que en el flúor. Por eso necesita aplicar más cantidad de energía para arrancar el último electrón al neón que al flúor.

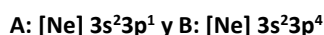
En el sodio, al ser del periodo 3, el último electrón se encuentra más alejado del núcleo que en los otros dos elementos, por lo que su energía de ionización es la de menor valor.

Luego, el orden de mayor a menor valor de la energía de ionización de los elementos propuestos es el siguiente:



ACTIVIDAD (página 55)

11. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de dos elementos:



a) Justifica qué elemento presenta mayor valor de electronegatividad.

b) Predice el carácter metálico o no metálico de cada elemento.

a) Ambos elementos pertenecen al periodo 3 del sistema periódico. El elemento A se encuentra en el grupo 13 y el B en el grupo 16.

En un mismo periodo, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha, el elemento B presenta mayor electronegatividad que A.

b) El elemento A tendrá tendencia a perder un electrón quedando con la configuración electrónica A^+ : $[\text{Ne}] 3s^2$ (incluso puede perder tres electrones y quedar A^{3+} : $[\text{Ne}]$). Da lugar con cierta facilidad a un ion positivo. Por tanto, se trata de un elemento metálico.

Sin embargo, el elemento B tenderá a aceptar dos electrones, quedando con la configuración electrónica B^{2-} : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Da lugar a un ion negativo; por tanto, es un elemento no metálico.

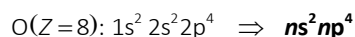
ACTIVIDADES FINALES (página 65)

Sistema periódico actual

12. Un elemento químico con propiedades semejantes al oxígeno.

¿Qué configuración electrónica tiene en su nivel de valencia?

Para que un elemento tenga propiedades semejantes a las de oxígeno debe poseer la misma estructura electrónica de su nivel de valencia. Por tanto:



13. Entre las alternativas que se muestran abajo, indica las que contienen afirmaciones exclusivamente correctas sobre los elementos cuyas configuraciones electrónicas se muestran a continuación.

Elemento	Configuración electrónica
A	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
B	$1s^2 2s^2 2p^4$
C	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
D	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
E	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

- a) El elemento C es un gas noble y el elemento B es un halógeno.
- b) Los elementos A y C se sitúan, respectivamente, en el tercer y cuarto periodos.
- c) El elemento E es un anfígeno y se sitúa en el quinto periodo.
- d) El elemento B es un halógeno del segundo periodo, y el elemento D se sitúa en el sexto periodo.
- e) El elemento A es un metal alcalino.
- a) **Falsa.** La configuración del elemento C corresponde a un alcalinotérreo, en particular el Ca. La del B, a un elemento del grupo 16, en particular el O.
- b) **Verdadera.** El último nivel del elemento A (Na) es el nivel tres como indica el último electrón en $3s^1$; por tanto, se encontrará en el tercer periodo. El último nivel del elemento C (Ca) es el nivel cuatro como indica el último electrón en $4s^2$; por tanto, se encuentra en el cuarto periodo.
- c) **Falsa.** La configuración de E es la de un halógeno ($ns^2 np^5$) del tercer periodo, en particular es el Cl.
- d) **Falsa.** Ya hemos visto que B, aunque sí se encuentra en el segundo periodo, pertenece al grupo 16. Además, D llena el nivel 3 ($3s^2 3p^6$); por tanto, se encuentra en el tercer periodo no en el sexto. D es un gas noble, se trata del Ar.
- e) **Verdadera.** La configuración de A se corresponde con la de un alcalino, con un electrón en la capa de valencia ($3s^1$), en particular es el Na.

14. Las vitaminas A, C y E poseen propiedades antioxidantes, por eso son importantes por su acción antirradicales libres. La vitamina E, por ejemplo, cuando interacciona con el selenio, origina una potente acción inhibidora de los radicales libres. En relación con el selenio podemos afirmar que:

- a) Se encuentra en el tercer periodo de la tabla periódica.
- b) Posee cuatro electrones en el nivel más externo.
- c) Presenta un acentuado carácter metálico.
- d) Posee tendencia a formar iones de carga positiva.
- e) Tiene seis electrones en su nivel más externo.

El selenio es un elemento del grupo 16 y periodo 4. Su configuración de la capa de valencia será: $4s^2 4p^4$. Tendrá, por tanto, tendencia a captar dos electrones y formar aniones Se^{2-} , presentando carácter no metálico. Según esto, la afirmación correcta será la afirmación e).

15. Un elemento químico que pertenece al grupo 2 pierde dos electrones. ¿A qué grupo corresponderá la configuración electrónica del ion formado? Escribe la configuración electrónica de la capa más externa del ion.

Los elementos del grupo 2 son alcalinotérreos con una configuración en su capa de valencia ns^2 .

Al perder dos electrones, adquirirán la configuración del gas noble anterior $(n-1)s^2(n-1)p^6$.

El ion formado tendrá una configuración como la de los elementos del **grupo 18**, es decir: $(n-1)s^2(n-1)p^6$.

16. Relaciona configuraciones electrónicas con la ordenación periódica de los elementos en la tabla periódica.

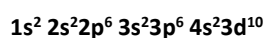
La posición de los elementos dentro de la tabla está relacionada con sus configuraciones electrónicas.

- Grupo 1: configuración ns^1 .
- Grupo 2: configuración ns^2 .
- Grupo 3 al 12: configuración $ns^2(n-1)d^1$ a $ns^2(n-1)d^{10}$.
- Grupos 13 a 18: configuración ns^2np^1 a ns^2np^6 (salvo el helio $2s^2$ en el grupo 18).

17. Sean los elementos A y B cuyos números atómicos son 5 y 17. Escribe su configuración electrónica e identifícalos.

A: $1s^2 2s^2 2p^1$. Elemento del grupo 13, segundo periodo; se trata del **boro, B**.

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Elemento del grupo 17, tercer periodo; se trata del **cloro, Cl**.

18. La configuración electrónica del cinc es:


Indica:

- a) Su número atómico.
 - b) El periodo en el que se encuentra.
 - c) La carga del catión más probable.
 - d) El nombre del grupo de metales al que pertenece.
- a) Al tratarse de un elemento neutro su número atómico se puede igualar al número de electrones. Suma el número de electrones indicado por los exponentes: $Z = 30$.
 - b) Su último nivel de llenado es el cuatro; luego, pertenecerá al **periodo 4**.
 - c) Tendrá tendencia a perder los dos electrones del nivel $4s^2$ dando lugar a un catión, lo que le conferirá una estabilidad adicional. Su carga será, por tanto, **2+**.
 - d) Dada la configuración de la capa de valencia, $4s^2 3d^{10}$, se trata de un elemento del **grupo 12**, que se corresponde con los **metales de transición**.

19. Escribe la configuración electrónica correspondiente al estado fundamental de:

- a) El elemento de número atómico 43.
- b) El cuarto gas noble.
- c) El elemento del tercer periodo con mayor radio atómico.
- d) El elemento del grupo 13 de mayor carácter metálico.

Indica en cada caso el símbolo y el nombre del elemento.

- a) La configuración de este elemento en el estado fundamental es: **[Kr] $5s^2 4d^5$** . Se trata de un elemento del grupo 7 y periodo 5. Es el **tecnecio, Tc**.
- b) El cuarto gas noble es el **kriptón, Kr**, y su configuración electrónica es: **[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^6$** .
- c) El radio disminuye al avanzar en el periodo, luego el de mayor radio atómico será el primer elemento del periodo, es decir, el **sodio, Na**. Su configuración electrónica es: **[Ne] $3s^1$** .
- d) El carácter metálico aumenta al bajar en el grupo; el de mayor carácter metálico será el último elemento del grupo 13, es decir, el **talio, Tl**. Su configuración electrónica es: **[Xe] $5d^{10} 6s^2 6p^1$** .

20. Describe la configuración electrónica de los elementos aluminio, cobre, fósforo y potasio en su estado fundamental. Indica su localización en la tabla periódica (grupo y periodo) y los electrones de valencia de cada uno de ellos.

Datos: Al ($Z = 13$), Cu ($Z = 29$), P ($Z = 15$), K ($Z = 19$).

- Al: **[Ne] 3s²3p¹**. Dada su configuración **tiene 3 electrones en la capa de valencia**. Se encuentra en el **grupo 13**. Llena el nivel 3, por lo que es un elemento del **periodo 3**.
- Cu: **[Ar] 4s¹3d¹⁰**. Se trata de una de las excepciones; el presentar el subnivel 3d completo le confiere una estabilidad adicional que hace que promueva un electrón del subnivel 4s al 3d. El ser una excepción y que presente un subnivel 3d¹⁰ no debe confundirnos, ya que pertenece al **grupo 11**. Al ser su último nivel el 4s¹ pertenece al **periodo 4**. Presenta **1 electrón en su capa de valencia**.
- P: **[Ne] 3s²3p³**. Dada su configuración **tiene 5 electrones en la capa de valencia**. Se encuentra en el **grupo 15**. Llena el nivel 3, por lo que es un elemento del **periodo 3**.
- K: **[Ar] 4s¹**. Dada su configuración **tiene 1 electrón en la capa de valencia**. Se encuentra en el **grupo 1**, el de los alcalinos. Llena el nivel 4, por lo que es un elemento del **periodo 4**.

21. A partir de las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos, identifica el grupo de la tabla periódica al que pertenece. Indica el símbolo y el periodo del primer elemento de cada grupo.

- a) ns^2np^4 c) ns^2np^1
b) ns^2 d) ns^2np^5

- a) Al tener seis electrones en la capa de valencia, se trata del **grupo 16**. El primer elemento de este grupo es el **oxígeno, O**, que se encuentra en el **periodo 2**. Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^4$.
- b) Al tener dos electrones en la capa de valencia, se trata del **grupo 2**. El primer elemento de este grupo es el **berilio, Be**, que se encuentra en el **periodo 2**. Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2$.
- c) Al tener tres electrones en la capa de valencia, se trata del **grupo 13**. El primer elemento de este grupo es el **boro, B**, que se encuentra en el **periodo 2**. Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^1$.
- d) Al tener siete electrones en la capa de valencia, se trata del **grupo 17**. El primer elemento de este grupo es el **flúor, F**, que se encuentra en el **periodo 2**. Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^5$.

ACTIVIDADES FINALES (página 66)

Apantallamiento y carga nuclear efectiva

22. Justifica la influencia de la carga eléctrica del núcleo sobre el radio de un ion y compara los radios.

En el caso de los cationes, al perder electrones habrá un menor apantallamiento para un mismo número atómico, con lo que Z^* en los cationes será mayor que en el elemento neutro. Esta mayor atracción hará que el catión tenga un menor tamaño.

En los aniones se produce el efecto contrario; aumentan los electrones, con lo que aumenta el apantallamiento para un mismo número atómico, disminuye Z^* y aumenta el tamaño del radio.

Por tanto:

$$\text{radio(catión)} < \text{radio(átomo neutro)} < \text{radio(anión)}$$

23. Justifica la diferencia de radio atómico en función de la carga nuclear efectiva.

En los elementos que pertenecen a un mismo periodo se incorporan electrones al mismo nivel de energía, pero la carga nuclear efectiva va aumentando a lo largo del periodo, por lo que ejerce una mayor atracción sobre dichos electrones de la capa de valencia y logra una disminución del radio atómico. Por tanto, los radios atómicos de un periodo disminuyen de izquierda a derecha.

En elementos pertenecientes a un mismo grupo, la carga nuclear efectiva no varía, pero sí cambia el número de niveles de llenado, por lo que irá aumentando el radio atómico a lo largo del grupo. Por tanto, los radios atómicos de un grupo aumentan de arriba abajo.

Propiedades periódicas

24. Dadas las especies químicas Ne y O^{2-} , razona la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Ambas especies tienen el mismo número de electrones.
 - Ambas especies tienen el mismo número de protones.
 - El radio del ion óxido es mayor que el del átomo de neón.
- Verdadera.** El Ne es un gas noble del segundo periodo, su configuración es $1s^2 2s^2 2p^6$, con 10 electrones. El O es un elemento del grupo 16, segundo periodo, su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^4$. El O^{2-} ha ganado 2 electrones, siendo su configuración: $1s^2 2s^2 2p^6$, también con 10 electrones.
 - Falsa.** Al ser elementos diferentes presentan distinto número atómico y diferente número de protones. 10 protones tiene el Ne y 8 protones tiene el O^{2-} .
 - Verdadera.** Por un lado, ambos elementos se encuentran en el mismo periodo, y en un periodo el radio disminuye de izquierda a derecha, luego $\text{radio}(\text{Ne}) < \text{radio}(\text{O})$. Además, los aniones son más grandes que sus elementos neutros de partida, por lo que el radio de O^{2-} será aún mayor que el del Ne:

$$\text{radio}(\text{Ne}) \ll \text{radio}(\text{O}^{2-})$$

25. Las tres primeras energías de ionización de un elemento químico son 738, 1450 y 7730 kJ/mol.

Sabiendo que se trata de un elemento del tercer periodo de la tabla periódica, indica razonadamente a qué grupo pertenece y su configuración electrónica.

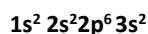
La relación entre primera y segunda energía de ionización es aproximadamente el doble:

$$\frac{E_2}{E_1} = \frac{1450 \text{ kJ/mol}}{738 \text{ kJ/mol}} = 1,965 \approx 2$$

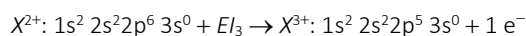
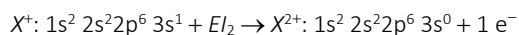
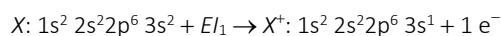
Observa el aumento importante entre la segunda energía de ionización y la tercera:

$$\frac{E_3}{E_2} = \frac{7730 \text{ kJ/mol}}{1450 \text{ kJ/mol}} = 5,331 > 5$$

Esto hace pensar en un elemento del **segundo grupo** (alcalinotérreos). Al encontrarse en el tercer periodo su configuración es:



Las sucesivas extracciones de electrones son:



Al pasar de X^{2+} a X^{3+} pierde la estructura de gas noble, lo que justifica el aumento tan elevado de E_2 a E_3 .

26. Los siguientes iones: O^{2-} , F^- , Na^+ , Mg^{2+} , tienen todos 10 electrones.

- Explica cuántos protones tiene cada uno.
- Explica cuál tiene el mayor y cuál el menor radio iónico.
- Explica cuál de las especies químicas neutras correspondientes (O, F, Na, Mg) tiene el mayor radio atómico.
- Explica cuál de los mismos átomos neutros anteriores tiene el menor radio atómico.

a) O^{2-} ha captado dos electrones. Si el ion tiene 10, el átomo neutro del que procede tendría 8 electrones. Por tanto, **8 protones** en el núcleo.

F^- ha captado un electrón. Si el ion tiene 10, el átomo neutro del que procede tendría 9 electrones. Por tanto, **9 protones** en el núcleo.

Na^+ ha perdido un electrón. Si el ion tiene 10, el átomo neutro del que procede tendría 11 electrones. Por tanto, **11 protones** en el núcleo.

Mg^{2+} ha perdido dos electrones. Si el ion tiene 10, el átomo neutro del que procede tendría 12 electrones. Por tanto, **12 protones** en el núcleo.

b) Para ordenar en tamaño debemos atender varios criterios:

- Con los átomos neutros. A menor carga nuclear efectiva mayor atracción, lo que supone menor tamaño. Al avanzar en el mismo periodo la carga nuclear efectiva disminuye:

$$\text{radio(O)} > \text{radio(F)}$$

$$\text{radio(Na)} > \text{radio(Mg)}$$

- Los aniones presentan mayor radio que los átomos neutros de los que proceden. El O^{2-} incorpora 2 electrones con 8 protones en el núcleo. El F^- incorpora 1 electrón con 9 protones en el núcleo. Esto acentúa la diferencia entre ambas especies:

$$\text{radio}(O^{2-}) \gg \text{radio}(F^-)$$

- Los cationes al perder electrones de la capa de valencia ven reducido su radio por una mayor atracción del núcleo. El Na^+ pierde 1 electrón con 11 protones en el núcleo. El Mg^{2+} pierde 2 electrones con 12 protones en el núcleo. Esto acentúa la diferencia entre ambas especies:

$$\text{radio}(Na^+) \gg \text{radio}(Mg^{2+})$$

- Todas las especies a comparar son isoelectrónicas con 10 electrones en la corteza. El núcleo con mayor número de protones retendrá los 10 electrones de su corteza con mayor eficacia reduciendo el tamaño. El que menos protones tiene es el oxígeno, el que más el magnesio. Por eso:

$$\text{radio}(O^{2-}) \gg \text{radio}(Mg^{2+})$$

El mayor radio corresponde al **óxido, O^{2-}** , y el menor radio al **magnesio(II), Mg^{2+}** .

c) O y F se encuentran en el segundo periodo, y Na y Mg, en el tercer periodo. El radio atómico disminuye de izquierda a derecha en el periodo, pues la carga nuclear efectiva aumenta en el periodo. Y aumenta de arriba abajo en el grupo, pues la cantidad de capas del kernel es cada vez mayor y esto apantalla la atracción del núcleo.

El sodio está más a la izquierda y más abajo. Es el **sodio, Na**, el que tiene mayor radio atómico.

d) Por el mismo razonamiento anterior. El **flúor, F**, más a la derecha y más arriba, será el que presente menor radio atómico.

27. Los números atómicos del oxígeno, el flúor y el sodio son, respectivamente, 8, 9 y 11.

a) Razona cuál de los tres elementos tendrá un radio atómico mayor.

b) Razona si el radio del ion fluoruro será mayor o menor que el radio atómico del flúor.

a) O y F se encuentran en el segundo periodo, y Na, en el tercer periodo. El radio atómico disminuye de izquierda a derecha en el periodo pues la carga nuclear efectiva aumenta en el periodo. Y aumenta de arriba abajo en el grupo, pues la cantidad de capas del kernel es cada vez mayor y esto apantalla la atracción del núcleo.

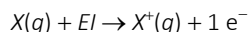
El sodio está más a la izquierda y más abajo. Es el **sodio, Na**, el que tiene mayor radio atómico.

b) En los aniones aumentan los electrones de la capa de valencia, aumentando el apantallamiento para un mismo número atómico, disminuyendo Z^* y aumentando el tamaño del radio. Por tanto:

$$\text{radio}(F^-) > \text{radio}(F)$$

28. Define correctamente el concepto de primera energía de ionización y señala la influencia que sobre ella ejerce el diferente nivel energético del electrón extraído.

La primera energía de ionización, E_I , es la mínima energía necesaria para que un átomo neutro, X , en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, ceda un electrón de su nivel externo y dé lugar a un ion monopositivo, X^+ , también en estado gaseoso y estado electrónico fundamental.



La diferencia de nivel hace referencia a la variación de energía de ionización dentro de un grupo. En un grupo, el radio atómico va aumentando y la carga nuclear efectiva permanece constante, por lo que los electrones estarán cada vez

menos atraídos y habrá que suministrar menos energía para arrancarlos. La energía de ionización de un grupo disminuye de arriba abajo.

29. Indica razonadamente:

a) **Qué tienen en común los siguientes átomos e iones: Na⁺, Ne, F⁻ y O²⁻.**

b) **Cuál es el orden de sus valores de potencial de ionización.**

Datos: Na (Z = 11), Ne (Z = 10), F (Z = 9), O (Z = 8).

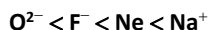
a) Todos son elementos **isoelectrónicos**, con el mismo número de electrones:

- Na⁺ ha perdido un electrón, luego tendrá 10.
- Ne tiene Z = 10, luego tendrá 10 electrones.
- F⁻ ha ganado un electrón, luego tendrá 10.
- O²⁻ ha ganado dos electrones, luego tendrá también 10 electrones.

b) O, F y Ne son elementos del segundo periodo y el Na es el primer elemento del tercer periodo. El potencial o energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en el periodo y disminuye de arriba abajo en el grupo.

Por otro lado, todos ellos presentan la estructura de gas noble, por lo que será difícil arrancarles un electrón. Otra variable a tener en cuenta es la especial dificultad que presentará el Na⁺, con carga positiva, a dejarse arrancar un segundo electrón.

Teniendo todos estos factores en cuenta, el orden (de menor a mayor) de sus valores de potencial de ionización será:



30. Se tienen dos elementos, uno de Z = 35 y otro cuyos electrones de mayor energía poseen la configuración 4s².

a) **Indica la posición de cada uno de ellos en la tabla periódica y la valencia covalente más probable de cada uno.**

b) **Justifica cuál tiene mayor potencial de ionización.**

a) La configuración del primero es: 1s² 2s²2p⁶ 3s²3p⁶ 4s²3d¹⁰4p⁵. Se trata de un elemento del **grupo 17** situado en el **periodo 4** (Br). Tendrá tendencia a captar un electrón, luego su **covalencia más probable será -1**.

En el caso del otro elemento nos indican que los electrones de la capa de valencia (mayor energía) están en el subnivel 4s². Por tanto, se trata de un elemento del **grupo 2, periodo 4** (Ca). Tendrá tendencia a perder dos electrones, por lo que su **covalencia más probable será +2**.

b) Ambos son elementos del cuarto periodo. La energía de ionización aumenta de izquierda a derecha dentro de un mismo periodo, el elemento con mayor energía de ionización es el **elemento con Z = 35**, situado más a la derecha.

31. Dados los elementos A (Z = 13), B (Z = 9) y C (Z = 19).

a) **Escribe sus configuraciones electrónicas.**

b) **¿Cuál será la configuración electrónica del ion más estable de cada uno?**

c) **Define el concepto de electronegatividad e indica cuál de los elementos anteriores se espera que tenga el valor más alto y cuál el más bajo.**

a) A: **[Ne] 3s²3p¹**; B: **[He] 2s²2p⁵**; C: **[Ar] 4s¹**.

b) A: Tiende a perder 3 electrones, formando el ion A³⁺ y adquiere la configuración del neón: **1s² 2s²2p⁶**.

B: Tiende a ganar 1 electrón, formando el ion B⁻ y adquiere la configuración del neón: **1s² 2s²2p⁶**.

C: Tiende a perder 1 electrón, formando el ion C⁺ y adquiere la configuración del argón: **1s² 2s²2p⁶ 3s²3p⁶**.

c) La electronegatividad es una medida de la capacidad de un átomo para competir por el par de electrones que comparte con otro átomo al que está unido.

Los mayores valores de electronegatividad se encuentran en el grupo de los halógenos. El **elemento B** presenta la configuración de un halógeno y, por tanto, será el de **mayor electronegatividad**.

Los valores menores se encuentran en los alcalinos de mayor número atómico. Al ser el **elemento C** un alcalino, será el que presente **menor electronegatividad**.

32. Las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a átomos neutros cuyas configuraciones son:



Indica cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta:

- El elemento con la configuración Y pertenece al tercer periodo.
- El elemento con la configuración X es un gas noble.
- Las configuraciones X e Y pertenecen a un mismo elemento.
- La energía de ionización asociada a la configuración Y es más pequeña que la de la configuración X.

X es un elemento del grupo 18, gases nobles, del segundo periodo, y presenta su configuración en estado fundamental.

En el caso de Y se trata del mismo elemento, pero con una configuración excitada.

Por tanto, la **afirmación incorrecta es la a)**, ya que Y, al igual que X, se encuentra en el segundo periodo.

ACTIVIDADES FINALES (página 67)

33. La configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento A es $3s^2 3p^5$.

- Justifica si se trata de un metal o un no metal.
 - Indica, razonadamente, un elemento que tenga mayor potencial de ionización que A.
 - Indica, razonadamente, un elemento que tenga menor potencial de ionización que A.
- El elemento tiene 7 electrones en la capa de valencia, por lo que pertenece al grupo 17, periodo 3, y tendrá tendencia a captar un electrón, formando aniones. Se tratará, por tanto, de un **no metal**.
 - El potencial de ionización disminuye al bajar en el grupo. Un elemento del grupo 17, situado en el periodo 2, tendrá mayor potencial de ionización que él. Es el **flúor**.
 - El potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha en el periodo, por lo que cualquier elemento del tercer periodo situado más a la izquierda que nuestro elemento tendrá menor potencial de ionización que él; por ejemplo, el **azufre**.

34. Escoge la respuesta acertada en cuanto a la energía de ionización:

- Aumenta a medida que aumenta el número atómico del elemento.
- Disminuye a medida que aumenta el número atómico del elemento.
- En los metales alcalinos aumenta a medida que aumenta el número atómico del elemento.
- En los halógenos disminuye a medida que aumenta el número atómico del elemento.

La energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en el periodo y disminuye de arriba abajo en el grupo. Siguiendo estas premisas, **la respuesta acertada es la d)**.

35. Dados los elementos A ($Z = 20$) y B ($Z = 35$), responde a las siguientes cuestiones:

- Indica las configuraciones electrónicas de estos elementos.
 - Indica a qué grupo y periodo pertenecen.
 - ¿Cuál de ellos tendrá mayor potencial de ionización?
- Las configuraciones son: A: $[\text{Ar}] 4s^2$ y B: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$.
 - A, con 2 electrones en la capa de valencia, pertenece al **grupo 2, periodo 4**.
B, con 7 electrones en la última capa, pertenece al **grupo 17, periodo 4**.
 - El potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha en el periodo, luego de los dos elementos **el de mayor potencial de ionización es el B**.

36. La configuración electrónica de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$:

- a) ¿Se trata de un metal o un no metal? ¿A qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenece y cuál es su símbolo?
- b) Indica dos elementos que tengan mayor energía de ionización que él dentro de su grupo.
- a) Tiene 7 electrones en la capa de valencia, luego es un elemento del **grupo 17**, localizado en el **periodo 5**. Se trata, por tanto, del **yodo, I**. Es un **no metal**.
- b) Dentro de un grupo la energía de ionización disminuye al bajar en el grupo, luego cualquier elemento situado por encima de él tendrá mayor energía de ionización. Por ejemplo, **Br** y **Cl**.

37. Escribe la configuración electrónica de cada una de las especies en estado fundamental: Cl^- , Al^{3+} . Ordena los elementos químicos **P, Na, Si, Mg, S, Ar, Al, Cl**, según su primera energía de ionización, razonando la respuesta.

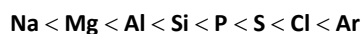
Datos: $\text{P}(Z = 15)$, $\text{Na}(Z = 11)$, $\text{Si}(Z = 14)$, $\text{Mg}(Z = 12)$, $\text{S}(Z = 16)$, $\text{Ar}(Z = 18)$, $\text{Al}(Z = 13)$, $\text{Cl}(Z = 17)$.

$\text{Cl}(Z = 17)$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.

$\text{P}^{3-}(Z = 15)$, como ha ganado tres electrones su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

$\text{Al}^{3+}(Z = 13)$, al perder tres electrones su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6$.

La energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en el periodo. El motivo hay que buscarlo en la carga nuclear efectiva, que crece dentro del periodo. Al avanzar en el periodo hay mayor carga nuclear efectiva y los electrones son retenidos con mayor eficacia. El orden es:



38. Los números atómicos de los elementos **A, B, C y D** son **2, 11, 17 y 25**, respectivamente.

- a) Escribe, para cada uno de ellos, la configuración electrónica e indica el número de electrones desapareados.
- b) Justifica qué elemento tiene mayor radio.
- c) Entre los elementos **B y C** razona cuál tiene mayor energía de ionización.

a) **A: $1s^2$** ; no presenta **ningún electrón desapareado**.

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; presenta **1 electrón desapareado**.

C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$; presenta **1 electrón desapareado**.

D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$, los cinco electrones están repartidos entre los cinco orbitales d, por lo que presentará **5 electrones desapareados**.

b) El elemento **A** se encuentra en el primer periodo y es de pequeño tamaño. **B** y **C** pertenecen al tercer periodo. El radio en un periodo disminuye de izquierda a derecha, por lo que el elemento con mayor radio de los dos será el **B**, que se encuentra en el grupo 1.

D se encuentra en el cuarto periodo, pero en el grupo 7, lo que hace que tenga menor radio que **B**.

El de mayor radio es el elemento B.

c) En un periodo, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha. Por tanto, **el elemento de mayor energía de ionización es el elemento C.**

39. El número de electrones de los átomos neutros **A, B, C, D y E** es **2, 9, 11, 12 y 13**, respectivamente. Indica, razonando la respuesta, cuál de ellos:

- a) Corresponde a un gas noble.
- b) Es un metal alcalino.
- c) Es el más electronegativo.

Para poder contestar necesitamos conocer las configuraciones electrónicas de todos ellos:

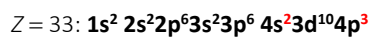
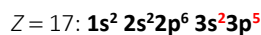
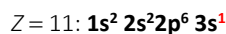
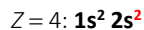
A: $1s^2$ **B:** $1s^2 2s^2 2p^5$ **C:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ **D:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ **E:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

- La única configuración correspondiente a un gas noble es la del **elemento A**. Se trata del helio.
- La configuración de un elemento alcalino (ns^1) es la del **elemento C**. Se trata del sodio.
- Los elementos más electronegativos son los halógenos, con una configuración en la capa de valencia ns^2np^5 . Esta configuración la presenta el **elemento B**. Se trata del flúor.

40. Considera los elementos con números atómicos 4, 11, 17 y 33:

- Escribe la configuración electrónica señalando los electrones de la capa de valencia.
- Indica a qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento y si son metales o no metales.
- ¿Cuál es el elemento más electronegativo y cuál el menos electronegativo?

a) Las configuraciones serán:



(Señalamos en color rojo los electrones de la capa de valencia).

b) Los grupos y el carácter metálico, o no, son:

$Z = 4$: grupo 2 metal

$Z = 11$: grupo 1 metal

$Z = 17$: grupo 17 no metal

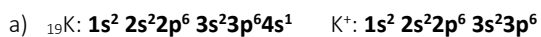
$Z = 33$: grupo 15 semimetal

c) El elemento más electronegativo será el halógeno; es decir, el **elemento con $Z = 17$** .

El menos electronegativo será el alcalino; esto es, el **elemento con $Z = 11$** .

41. Contesta en tu cuaderno:

- Escribe las configuraciones electrónicas de los átomos $_{19}\text{K}$ y $_{17}\text{Cl}$ y de sus iones K^+ y Cl^- .
- Justifica la razón por la que el radio del ion K^+ (0,133 nm) es inferior al del ion Cl^- (0,181 nm).
- ¿Qué se entiende por primera energía de ionización de un átomo? Señala la causa principal por la que la primera energía de ionización del átomo de potasio es también menor que la del átomo de cloro.



b) Los cationes, al perder electrones, tienen un menor apantallamiento para un mismo número atómico, con lo que Z^* en los cationes es mayor que en el elemento neutro. Esta mayor atracción hace que el catión tenga un menor tamaño.

Por el contrario, en los aniones aumentan los electrones, aumenta el apantallamiento para un mismo número atómico, disminuye Z^* y aumenta el tamaño del radio.

Por eso, pese a que el potasio en estado neutro, al estar más hacia la izquierda de la tabla y en un periodo mayor que el cloro, tiene mayor tamaño que este; en el caso de sus iones ocurre al contrario.

c) Energía de ionización, E_I , es la mínima energía necesaria para que un átomo neutro, X , en estado gaseoso, y en su estado electrónico fundamental, ceda un electrón de su nivel externo y dé lugar a un ion monopositivo, X^+ , también en estado gaseoso fundamental.

El potasio, con un único electrón en su capa de valencia, tendrá mucha tendencia a cederlo para adquirir la configuración de gas noble, por lo que se necesitará poca energía para arrancarle dicho electrón. Sin embargo, el cloro, con siete electrones en la capa de valencia, no tendrá tendencia a cederlos, sino a captar uno nuevo, por lo que se necesitará mucha energía para arrancarle un electrón.

ACTIVIDADES FINALES (página 68)

42. En las siguientes parejas de átomos o iones, basándote en las configuraciones electrónicas, explica cuál tiene:

- Mayor radio, K o K^+ .
- Mayor potencial de ionización, K o Rb.
- Mayor número de electrones, Cl^- o K^+ .
- Mayor electronegatividad, Cl o F.

Datos: F($Z = 9$), Cl($Z = 17$), K($Z = 19$), Rb($Z = 37$).

- Según hemos visto en el ejercicio anterior, el tamaño de los cationes es siempre menor que el de sus átomos neutros. **El de mayor radio es el K.**
- Son elementos del mismo grupo. En un grupo, el potencial de ionización disminuye en el grupo, por lo que **el de mayor potencial de ionización es el K.**
- El Cl^- , con $Z = 17$, tiene un electrón de más, por lo que tendrá 18. El K^+ , con $Z = 19$, tiene un electrón menos y también tendrá 18 electrones. Por tanto, **ambos tienen el mismo número de electrones.**
- Son elementos del mismo grupo, y en un grupo la electronegatividad disminuye al aumentar el número atómico. **El de mayor electronegatividad es el F.**

43. Para cada uno de los elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos:

A: $2s^2 2p^4$; B: $2s^2$; C: $3s^2 3p^2$; D: $3s^2 3p^5$

- Identifica el símbolo del elemento, el grupo y el periodo en la tabla periódica.
 - Indica los estados de oxidación posibles para cada uno de esos elementos.
 - Justifica cuál tendrá mayor radio atómico, A o B.
 - Justifica cuál tendrá mayor electronegatividad, C o D.
- a) A: $2s^2 2p^4$, seis electrones en la capa de valencia. Es un elemento del **grupo 16** y se encuentra en el **periodo 2**. Se trata del **oxígeno, O**.
- B: $2s^2$, dos electrones en la capa de valencia. Es un elemento del **grupo 2** y se encuentra en el **periodo 2**. Se trata del **berilio, Be**.
- C: $3s^2 3p^2$, cuatro electrones en la capa de valencia. Es un elemento del **grupo 14** y se encuentra en el **periodo 3**. Se trata del **silicio, Si**.
- D: $3s^2 3p^5$, siete electrones en la capa de valencia. Es un elemento del **grupo 17** y se encuentra en el **periodo 3**. Se trata del **cloro, Cl**.
- A tenderá a ganar dos electrones, **-2**.
B tenderá a perder dos electrones, **+2**.
C podrá ganar o perder cuatro electrones, **± 4** .
D tenderá a captar un electrón, por lo que su estado más probable será **-1**. Si se combina con un elemento más electronegativo será **+1**. Además, en las oxisales puede presentar estados de oxidación **+3, +5 y +7**.
 - Ambos se encuentran en el segundo periodo. El radio disminuye de izquierda a derecha en el periodo. **El de mayor radio atómico es B.**
 - Ambos están en el tercer periodo. La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en el periodo. **El de mayor electronegatividad es D.**

44. En la tabla periódica se encuentran en la misma columna los elementos cloro, bromo y yodo colocados en orden creciente de su número atómico. Si el número atómico del cloro es 17.

- Escribe la configuración electrónica de los tres elementos.
- Define el primer potencial de ionización de un elemento químico y asigna a cada uno de los tres elementos el potencial de ionización que pueda corresponderle de entre los siguientes: 10,4; 11,8 y 13,1 eV.

c) Define qué es afinidad electrónica.

a) El cloro, con $Z = 17$, su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

El bromo, con $Z = 35$, su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.

El bromo, con $Z = 53$, su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$.

b) La energía de ionización, EI , es la mínima energía necesaria para que un átomo neutro, X , en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental ceda un electrón de su nivel externo y dé lugar a un ion, X^+ , también en estado gaseoso fundamental.

La energía de ionización disminuye en el grupo al aumentar el número atómico; la mayor energía será la del cloro; luego, la del bromo, y por último, la del yodo:

$$EI(\text{Cl}) = 13,1 \text{ eV} \quad EI(\text{Br}) = 11,8 \text{ eV} \quad EI(\text{I}) = 10,4 \text{ eV}$$

c) Afinidad electrónica, AE , es la variación de energía que se produce cuando un átomo neutro, X , en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, adquiere un electrón y se transforma en un ion, X^- , también en estado gaseoso y fundamental.

45. Responde a las siguientes cuestiones en tu cuaderno:

a) El litio, el sodio y el potasio son tres metales alcalinos de números atómicos 3, 11 y 19, respectivamente. Asigna, de manera razonada, a cada uno de estos metales uno de los siguientes valores de energía de ionización: 100, 119 y 124 kcal/mol.

b) Razona cómo varía la energía de ionización en un mismo periodo de la tabla periódica.

c) Argumenta si es cierta o falsa la siguiente afirmación: «Cualquier metal alcalino es más electropositivo que cualquier metal alcalinotérreo».

a) La energía de ionización disminuye en el grupo al aumentar el número atómico. Al ser elementos del mismo grupo, el de mayor energía de ionización será el litio; luego, el sodio, y por último, el potasio:

Li (124 kcal/mol), Na (119 kcal/mol) y K (100 kcal/mol)

b) Dentro del periodo el radio atómico disminuye hacia la derecha y la carga nuclear efectiva aumenta. Así, los electrones externos estarán más fuertemente atraídos y tendremos que suministrar una mayor energía para arrancarlos al movernos hacia la derecha del periodo. Por tanto, la energía de ionización de un periodo aumenta de izquierda a derecha.

c) La afirmación es **falsa**. La electronegatividad disminuye de arriba abajo en el grupo y aumenta de izquierda a derecha en el periodo. En general, los alcalinos son menos electronegativos o más electropositivos que los alcalinotérreos. Pero si comparamos el primer alcalino, el litio, con el último alcalinotérreo, esto no será así. La electronegatividad del litio, Li, tiene un valor de 1; y la electronegatividad del bario, Ba, 0,9. Por tanto, el Ba es más electropositivo que el Li.

46. Dadas las energías de ionización de los primeros elementos alcalinos, que se recogen a continuación expresadas en kJ/mol, contesta en tu cuaderno razonadamente a las siguientes preguntas:

	1.ª EI	2.ª EI	3.ª EI	4.ª EI
Li	521	7294	11 819	—
Na	492	4564	6937	9561
K	415	3068	4448	5895

a) ¿Por qué no existe un valor para la 4.ª EI del litio?

b) ¿Por qué disminuye la 1.ª EI al desplazarnos del litio al potasio?

c) ¿Por qué aumenta la energía de ionización al desplazarnos de la 1.ª EI a la 4.ª EI?

a) El litio en su corteza solo posee 3 electrones, y como la energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de la corteza de un átomo, si no hay electrones es imposible poder arrancarlos. Por tanto, no puede existir para el litio una 4.ª energía de ionización para el litio.

- b) Al descender en un grupo de la tabla periódica, el electrón más externo se va situando en un nivel energético cada vez más alejado del núcleo, por lo que la fuerza núcleo-electrón más externo va siendo cada vez menor y se necesita gastar menos energía para arrancarlo.

Así, la energía de ionización va disminuyendo al descender en el grupo de los alcalinos por ser menor la fuerza atractiva del núcleo sobre el electrón más externo.

- c) La energía de ionización de un átomo va aumentando al pasar de la primera a las sucesivas energías de ionización, por ser mayor la fuerza atractiva del núcleo sobre el electrón más externo.

Esto es debido a que al ir disminuyendo el número de electrones de la corteza, va disminuyendo el apantallamiento sobre este electrón y aumentando la fuerza atractiva núcleo-electrón a arrancar.

QUÍMICA EN TU VIDA (página 70)

REFLEXIONA

1. Las armas químicas se usaron como una innovación militar de las que hubo que medir sus consecuencias y corregir *a posteriori*.

a) ¿Es posible prever todas las consecuencias de cualquier decisión tomada?

b) ¿Es el tiempo de guerra el contexto más adecuado para evaluar las consecuencias?

- a) Ante la aplicación de cualquier descubrimiento o innovación científica hay que ser prudentes y estudiar las posibles consecuencias que puede tener antes de ponerlo en práctica. Aunque no siempre es posible prever las consecuencias, dado que en el momento se desconocen sobre todo los efectos a largo plazo, sí que se puede hacer un balance de lo positivo y lo negativo que significaría su aplicación.
- b) Debemos evaluar las consecuencias en un contexto global. Esto es, tanto en lo social como en lo económico o medioambiental. En tiempo de guerra la posibilidad de adquirir ventaja sobre el enemigo suele llevar a tomar malas decisiones en este sentido.

OPINA

2. Visto el caso de Moseley, ¿qué opinión te merece el reclutamiento forzoso? ¿Y la decisión de excluir del servicio de armas a científicos destacados?

En el caso de Moseley, igual que en el de cualquier otro ciudadano, vemos claramente un efecto negativo en el reclutamiento forzoso, pues pone en peligro a todos.

Sin embargo, ¿por el hecho de ser científico de éxito se debe legislar estableciendo privilegios?, ¿somos todos iguales ante la ley? En los estados occidentales sí se toma la igualdad como derecho fundamental para cualquier otra legislación. Este debate está cerrado bajo la autoridad de estos estados.

3. ¿Son todos los descubrimientos científicos positivos para la humanidad?

Como acabamos de ver en este caso, no todos los descubrimientos científicos son positivos para la humanidad. Existen muchos ejemplos de aplicaciones negativas del conocimiento científico. Basta con pensar, por ejemplo, en el uso del conocimiento científico para el desarrollo de la bomba atómica, con consecuencias desastrosas para el medio ambiente y para la humanidad.

Pero la mayoría de las veces, los descubrimientos científicos se aplican en el desarrollo de productos y servicios que mejoran nuestra calidad de vida, y que podemos considerar, por tanto, positivos.

3

Enlace químico

PARA COMENZAR (página 71)

- **¿Tienen el mismo brillo los tres minerales? ¿Son igual de frágiles? ¿Crees que tienen una densidad parecida?**

Al observar la imagen, vemos que cada mineral tiene un brillo y color determinado.

Seguramente no sean todos igual de frágiles, ni tendrán una densidad parecida, ya que sus propiedades físicas y químicas dependen de los tipos de enlace que contengan.

- **¿A qué se deben las propiedades tan diferentes que muestran a primera vista unos minerales de otros?**

Las propiedades de cada mineral dependen del tipo de enlace que une sus átomos, moléculas o iones. En función de si presentan enlace iónico, covalente o metálico.

ACTIVIDADES (página 76)

1. Sean los elementos con números atómicos 11 y 17. Indica razonadamente:

a) De qué elementos se trata y su configuración electrónica.

b) Los iones más probables que formará cada uno de ellos y si estos tendrán mayor o menor radio atómico que los correspondientes átomos neutros.

c) El tipo de enlace que tendrán los compuestos formados por cada uno de estos elementos y el azufre.

a) $Z = 11$: Se trata del **sodio, Na**. Na: $[\text{Ne}] 3s^1$.

$Z = 17$: Se trata del **cloro, Cl**. Cl: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.

b) El sodio, Na, perderá un electrón, alcanzando la configuración electrónica del neón. Dará lugar al catión **Na⁺**.

Hay el mismo número de protones en el núcleo para menos electrones. Por eso hay una mayor atracción del núcleo. Los cationes presentan menor radio que los átomos neutros de los que proceden. Por tanto, el **Na⁺ tiene menor radio que el Na**.

El cloro, Cl, ganará un electrón, alcanzando la configuración electrónica del argón. Dará lugar al anión **Cl⁻**.

Hay el mismo número de protones en el núcleo para más electrones. Por eso hay una menor atracción del núcleo. Los aniones presentan mayor radio que los átomos neutros de los que proceden. Por tanto, el **Cl⁻ tiene mayor radio que el Cl**.

c) Escribe la configuración electrónica del azufre:

$S(Z = 16)$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ (S : $[\text{Ne}] 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$).

El azufre aceptará o compartirá dos electrones para completar la capa de valencia.

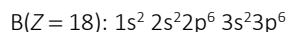
El azufre acepta dos electrones, cada uno de un catión sodio, transformándose en el anión S^{2-} . Los iones se atraen mediante fuerzas electrostáticas y se forma un **enlace iónico** con el sodio, su fórmula es Na_2S .

El azufre comparte sus dos electrones desapareados con cada electrón desapareado de dos átomos de cloro (Cl: $[\text{Ne}] 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$). Los tres átomos comparten dos pares de electrones en sendos enlaces y así completan su capa de valencia. Se forma un **enlace covalente** con el cloro, su fórmula es SCl_2 .

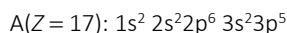
2. Tenemos tres elementos, A, B y C, con números atómicos consecutivos. Sabiendo que el elemento B es el gas noble argón, responde razonadamente a las cuestiones:

- a) ¿Cuál es el estado de oxidación más probable de los elementos A y C?
¿Qué tipo de enlace se establecerá cuando reaccionen entre sí estos dos elementos?
- b) ¿Qué tipo de enlace se establece entre los compuestos que se forman cuando los elementos A y C reaccionan (por separado) con el oxígeno ($Z = 8$)?

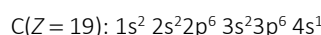
a) El elemento B al ser el gas noble argón, $Z = 18$, tendrá completa su capa de valencia con 8 electrones:



El elemento A (anterior al B), con número atómico $Z - 1 = 17$, es el cloro. Su configuración electrónica es:



Y el elemento C (posterior al B), con número atómico $Z + 1 = 19$, potasio. Su configuración electrónica es:

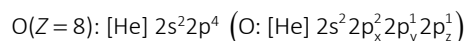


El elemento A tiende a aceptar un electrón para completar el octeto electrónico, siendo su estado de oxidación -1 .

El elemento C tiende a perder un electrón para completar el octeto electrónico, siendo su estado de oxidación $+1$.

Cuando A y C reaccionen se establecerá un **enlace iónico**, puesto que A da lugar al anión A^- y C al catión C^+ . La fórmula de la sustancia resultante será CA.

b) Escribe la configuración electrónica del oxígeno:



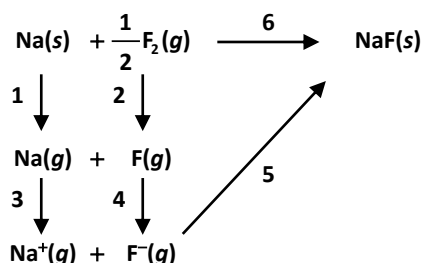
El oxígeno aceptará o compartirá dos electrones para completar la capa de valencia.

- El oxígeno y el elemento A, cloro, compartirán electrones dando lugar a un **enlace covalente**.
- El oxígeno y el elemento B, potasio, intercambian electrones y se unirán mediante las fuerzas electrostáticas dando lugar a un **enlace iónico**.

ACTIVIDADES (página 79)

3. A partir del esquema del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio:

- a) Nombra las energías implicadas en los pasos numerados.
- b) Justifica si son positivas o negativas las energías implicadas en cada paso.
- c) En función del tamaño de los iones, justifica si la energía reticular del fluoruro de sodio será mayor o menor, en valor absoluto, que la del cloruro de sodio.



a) En el proceso 1 se necesita energía para sublimar el sodio desde su estado sólido hasta el estado gaseoso: ΔH_{sub} .

En el proceso 2 necesitamos energía para disociar el flúor, que en estado natural es diatómico: ΔH_{dis} .

En el proceso 3, de nuevo, necesitamos más energía para arrancar un electrón de la última capa al sodio que ya se encuentra en estado gaseoso; es la primera energía de ionización del elemento: E_{I_1} .

En el proceso 4, el flúor gana un electrón para formar el anión fluoruro, desprendiéndose energía; es la primera electroafinidad del flúor: AE_1 .

En el proceso 5 se establece la red iónica a partir de los iones en estado gaseoso, liberándose la energía de red: U_R .

El proceso 6 hace referencia a la energía que también se desprende en la reacción de formación de la red a partir de sus elementos en estado natural ΔH_f^0 .

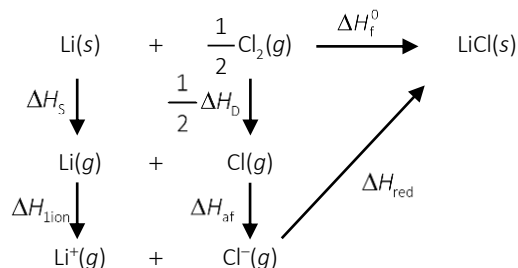
- b) Siguiendo el criterio de signos, en el que se considera que las energías negativas ceden energía del sistema y las positivas absorben energía del entorno, se puede decir que las energías implicadas en los procesos 1, 2 y 3 son positivas, ya que el aporte de energía se hace sobre el sistema. El sistema absorbe energía para sublimar el sodio y posteriormente arrancar un electrón de su última capa y para disociar la molécula de flúor gas.

Sin embargo, las energías implicadas en los procesos 4, 5 y 6 son negativas, ya que en dichos procesos es el sistema el que libera energía en forma de calor. El sistema cede energía al incorporar un electrón a la última capa del átomo de flúor y también en la formación de la red iónica.

- c) La energía reticular es inversamente proporcional al tamaño de los iones, ya que cuanto mayor sea su radio, mayor será la distancia interiónica y, por tanto, menor la fuerza que los mantiene unidos. Como el ion fluoruro es menor que el ion cloruro, al encontrarse en un periodo menor, **la energía reticular del NaF es mayor que la del NaCl**.

- 4. Dibuja el ciclo de Born-Haber para la formación del $\text{LiCl}(s)$ y calcula la energía de red (ΔH_{red}) del compuesto, a partir de los siguientes datos: entalpía estándar de formación del $\text{LiCl}(s)$ $\Delta H_f(\text{LiCl}) = -408,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de sublimación $\text{Li}(s)$ $\Delta H_s \text{Li}(s) = 159,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de disociación $\text{Cl}_2(g)$ $\Delta H_D \text{Cl}_2(g) = 244 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1.ª energía de ionización del $\text{Li}(g)$ $\Delta H_{\text{ion}} \text{Li}(g) = 520,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; electroafinidad del $\text{Cl}(g)$ $\Delta H_{\text{afinidad}} \text{Cl}(g) = -349 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.**

El ciclo de Born-Haber para la formación de $\text{LiCl}(s)$ es:



Aplicando la ley de Hess al cálculo de la energía de red:

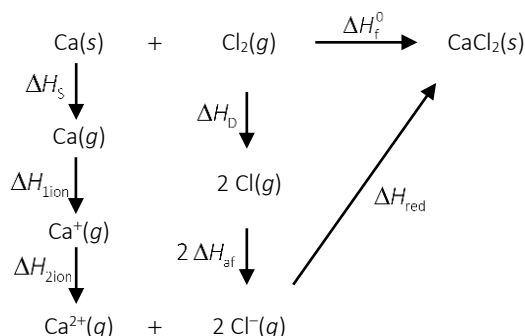
$$\Delta H_f^0 = \Delta H_s + \Delta H_{\text{ion}} + \frac{1}{2} \Delta H_D + \Delta H_{\text{af}} + \Delta H_{\text{red}}$$

Despeja de la expresión la energía de red, sustituye y opera:

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{red}} &= \Delta H_f^0 - \Delta H_s - \Delta H_{\text{ion}} - \frac{1}{2} \Delta H_D - \Delta H_{\text{af}} \\
 \Delta H_{\text{red}} &= -408,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 159,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 520,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \frac{1}{2} \cdot 244 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \left(-349 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = \mathbf{-861 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}
 \end{aligned}$$

5. Haz un esquema del ciclo de Born-Haber para el CaCl_2 y calcula ΔH_f^0 por mol del $\text{CaCl}_2(\text{s})$ utilizando los valores de las energías de los procesos: sublimación del calcio, $+178,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; disociación de la molécula de cloro, $+243,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1.ª energía de ionización del calcio, $+590 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; 2.ª energía de ionización del calcio, $+1145 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; afinidad electrónica del cloro, $-348,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; energía de red del CaCl_2 , $-2223 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Dibuja el ciclo de Born-Haber para la formación de un mol de $\text{CaCl}_2(\text{s})$:



Calcula la energía de formación del $\text{CaCl}_2(\text{s})$, ΔH_f^0 . Aplica la ley de Hess, sustituye y opera:

$$\Delta H_f^0 = \Delta H_{\text{sub}} + \Delta H_{1\text{ion}} + \Delta H_{2\text{ion}} + \Delta H_{\text{dis}} + 2 \Delta H_{\text{af}} + \Delta H_{\text{red}}$$

$$\Delta H_f^0 = 178,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 590 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1145 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 243,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 2 \cdot \left(-348,0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) - 2223 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -762,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

ACTIVIDADES (página 81)

6. Calcula la energía reticular para el cristal MgS sabiendo que la distancia interiónica es de $2,59 \text{ \AA}$; la constante de Madelung, $1,7476$, y el factor de compresibilidad, 9 .

Utiliza la ecuación de Born-Landé para realizar el cálculo, ten en cuenta que $Z_1 = +2$ y $Z_2 = -2$ (en valor absoluto).

$$U_R = - \frac{k \cdot Z_1 \cdot Z_2 \cdot e^2 \cdot N_A \cdot A}{r} \cdot \left(1 - \frac{1}{n} \right)$$

No olvides pasar la distancia entre iones al SI ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$) y tener en cuenta que $1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot 1 \text{ m}$.

Sustituye los datos y opera:

$$U_R = - \frac{9 \cdot 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2} \cdot (+2) \cdot |(-2)| \cdot (1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C})^2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{\text{mol}} \cdot 1,7476}{2,59 \cdot 10^{-10} \text{ m}} \cdot \left(1 - \frac{1}{9} \right) = -3328,69 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

7. Dadas las energías reticulares de las siguientes sustancias en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$\text{NaF} = -914; \text{NaCl} = -770; \text{NaBr} = -728$$

Razona cómo varían y ordena las sustancias según su punto de fusión, dureza y solubilidad en agua.

Todas las sustancias son iónicas. Para fundir un compuesto iónico hay que romper los enlaces iónicos, y cuanto más fuerte sea el enlace, mayor será la energía reticular, en valor absoluto. Por tanto, los puntos de fusión ordenados de mayor a menor serán:

$$\text{NaF} > \text{NaCl} > \text{NaBr}$$

Para rayar una sustancia iónica es necesario romper también los enlaces iónicos. Por tanto, el orden de dureza de mayor a menor, será otra vez el anterior:

$$\text{NaF} > \text{NaCl} > \text{NaBr}$$

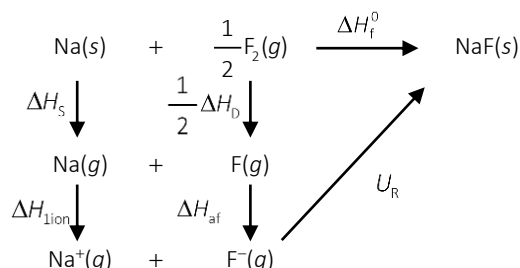
Por último, las sustancias iónicas serán más solubles cuanto menos estables sean, o lo que es lo mismo, para valores inferiores, en valor absoluto, de la energía reticular. Por tanto, el orden de mayor a menor solubilidad será:



8. Supón que los sólidos cristalinos NaF, KF y LiF cristalizan en el mismo tipo de red.

- Escribe el ciclo de Born-Haber para el NaF.
- Razona cómo varía la energía reticular de las sales mencionadas.
- Razona cómo varían las temperaturas de fusión de las citadas sales.

a) Dibujamos el ciclo de Born-Haber para el NaF:



- b) La energía de red es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia de enlace que depende del radio de ambos.

Como los tres sólidos contienen el mismo anión, F^- , la diferencia estará en el tamaño del catión, ya que los tres tienen la misma carga. Como los tres son del mismo grupo (alcalinos), atendiendo a las propiedades periódicas:

$$\text{radio}(\text{Li}^+) < \text{radio}(\text{Na}^+) < \text{radio}(\text{K}^+)$$

Por tanto, la energía de red variará del siguiente modo:

$$U_R(\text{LiF}) > U_R(\text{NaF}) > U_R(\text{KF})$$

- c) El punto de fusión disminuye a medida que lo hace la energía de red, ya que cuesta menos romper la red iónica. Por tanto, las temperaturas de fusión variarán de la siguiente manera:

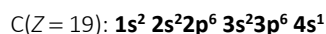
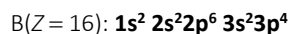
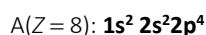
$$T_{\text{fus.}}(\text{LiF}) > T_{\text{fus.}}(\text{NaF}) > T_{\text{fus.}}(\text{KF})$$

ACTIVIDAD (página 83)

9. Dados los elementos del sistema periódico A, B y C de números atómicos 8, 16 y 19, respectivamente.

- Escribe la configuración electrónica de cada uno.
- Indica el elemento con primer potencial de ionización mayor.
- Señala el tipo de enlace formado por los elementos A y B.
- Nombra dos propiedades características de los compuestos formados por los elementos A y B.

a) Escribe la configuración electrónica de cada elemento:



- b) La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en estado gaseoso y fundamental para formar iones monopositivos gaseosos.

Es más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ion formado adquiera la configuración electrónica de un gas noble.

Por tanto, el **elemento C (Z = 19)** es el que posee la menor primera energía de ionización y menor potencial de ionización

c) El elemento A tiende a captar dos electrones para completar el octeto de Lewis, dando lugar al anión A^{2-} .

Por su parte, el elemento B también tiende a captar dos electrones para completar el octeto de Lewis, dando lugar al anión B^{2-} .

Al encontrarse átomos de A con átomos de B ambos elementos no intercambian electrones, pues ninguno los cede. Ocurre que los comparten mediante un **enlace covalente**, de fórmula BA.

d) Como A y B forman una sustancia covalente, el compuesto resultante tendrá las siguientes características:

- Son sólidos, líquidos o gaseosos en función de la masa y la polaridad.
- Sus puntos de fusión y ebullición son bajos.
- En general, no conducen la corriente eléctrica.
- Son solubles en agua dependiendo de la polaridad de enlace y la geometría de la molécula (ver tema 4).

ACTIVIDADES (página 86)

10. ¿En qué tipo de material es mayor la energía interbandas, entre la banda de valencia y la de conducción: metal, semiconductor o aislante? Razónalo.

Cuanto mayor es la energía interbandas entre la banda de valencia y la de posible conducción, más difícil es que los electrones alcancen la energía suficiente para llegar desde la banda de valencia a la de conducción y, por tanto, menos conductividad presentará el material.

Según este razonamiento, la energía interbandas variará de la siguiente manera:

aislante > semiconductor > conductor

Los materiales **aislantes** son aquellos en los que los electrones tienen mayor dificultad para pasar a la banda de conducción porque la energía interbandas es la mayor.

11. Explica cuál es la diferencia entre una banda de conducción y una banda de valencia.

La banda de conducción en un metal es aquella que se encuentra vacía o parcialmente vacía y los electrones tienen gran movilidad, siendo capaces estos de transportar la corriente eléctrica por el interior de la banda de conducción.

Sin embargo, la banda de valencia es la última banda de las bandas de energía donde se encuentran los electrones de valencia. Puede estar llena o parcialmente llena, y puede coincidir o no con la de conducción.

La diferencia es que la de valencia siempre tiene electrones, la de conducción puede estar vacía y solo cuando los electrones llegan se produce la conducción por la libertad de movimientos. En ocasiones, la capa de valencia es a la vez capa de conducción pero no siempre es así.

ACTIVIDAD (página 87)

12. Razona si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

- Los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor.**
- Los sólidos covalentes moleculares tienen puntos de fusión y ebullición elevados.**
- Todos los compuestos iónicos disueltos en agua son buenos conductores de la corriente eléctrica.**
- Los compuestos covalentes polares son solubles en disolventes polares.**

- Verdadera.** En los metales hay conducción eléctrica porque las bandas de valencia y conducción se superponen y los electrones se pueden mover con total libertad de unas a otras.
- Verdadera.** Tienen puntos de fusión y ebullición elevados, puesto que las fuerzas que mantienen unidas a los átomos son muy grandes al tratarse de enlaces covalentes.
- Verdadera.** Los iones se pueden desplazar libremente y conducir la electricidad.

- d) **Verdadera.** Los compuestos covalentes polares son solubles en disolventes polares (como el agua), y los apolares en disolventes apolares (ver tema 4).

ACTIVIDADES FINALES (página 90)

Tipos de enlace y configuración

- 13.** Los siguientes datos se muestran desordenados. Hay varios átomos y valores de electronegatividad.

Átomo	S	F	Cl	P
Electronegatividad	4,0	2,1	2,5	3,0

- a) Explica la tendencia periódica de esta propiedad y haz corresponder a cada átomo su electronegatividad.
 b) En relación con la respuesta anterior explica cuál de estos compuestos: K_2S o KCl , será más iónico.

- a) La electronegatividad es una propiedad periódica que incrementa su valor a medida que se avanza en un periodo de izquierda a derecha, y disminuye su valor cuando se desciende en un grupo.

El valor de la electronegatividad para los átomos de la tabla es, según su ubicación en la tabla periódica:

Átomo	S	F	Cl	P
Electronegatividad	2,5	4,0	3,0	2,1

- b) La electronegatividad es la tendencia de un átomo de atraer hacia sí el par de electrones del enlace que lo une a otro átomo. De la definición se deduce que por ser el cloro más electronegativo que el azufre, el átomo de cloro atrae con tanta intensidad el par de electrones del enlace $K-Cl$, que los transforma en sus respectivos iones K^+ y Cl^- . Mediante fuerzas electrostáticas se establece un enlace iónico.

El átomo de azufre, al atraer hacia sí con menos intensidad al electrón del potasio, hace que el compuesto K_2S sea de menor carácter iónico.

El compuesto de mayor carácter iónico es el **cloruro de potasio, KCl** .

- 14.** Considera las siguientes configuraciones electrónicas de átomos en estado fundamental:

A: $1s^2 2s^2 2p^7$

B: $1s^2 2s^3$

C: $1s^2 2s^2 2p^5$

D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Indica, justificando tu respuesta.

- a) Cuáles de las configuraciones son posibles y de qué elementos se trata.
 b) El estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración electrónica sea correcta.
 c) La fórmula del compuesto que se formará cuando se combinen los elementos del apartado anterior y el carácter iónico o covalente del mismo.

- a) Son posibles las configuraciones electrónicas **C** y **D**.

La A es imposible, ya que un orbital p puede alojar como máximo seis electrones.

La B es imposible porque un orbital s puede alojar como máximo dos electrones.

- b) El elemento C tiende a aceptar un electrón para completar el octeto electrónico. Por tanto, el estado de oxidación más probable para el elemento C es **-1**.

El elemento D tiende a ceder un electrón para completar el octeto electrónico. Por tanto, su estado de oxidación más probable para el elemento D es **+1**.

- c) Como C dará lugar al anión C^- y D se transformará en el catión D^+ , entre ambos iones de distinto signo habrá fuerzas de atracción electrostáticas resultando el compuesto **DC** estableciéndose un **enlace iónico**.

15. Considera los elementos con número atómico 11, 17, 12 y 10.

- a) Escribe sus configuraciones electrónicas e identifica los cuatro elementos.
- b) ¿Qué formulación de los siguientes compuestos es posible: B₂, A, D₂, AB, AC, AD, BC, BD? Nómbralos según el resultado del apartado anterior.
- c) Explica el tipo de enlace que se da en los compuestos posibles.
- d) De entre los compuestos imposibles del apartado b) ¿qué hay que modificar para hacerlos posibles?

a) A(Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Se trata del **sodio, Na**.

B(Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Se trata del **cloro, Cl**.

C(Z = 12): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Se trata del **magnesio, Mg**.

D(Z = 10): $1s^2 2s^2 2p^6$. Se trata del **neón, Ne**.

b) B₂ **es posible**, ya que al tener cada átomo siete electrones de valencia, ambos logran la estructura de gas noble compartiendo un electrón. En este caso es el **gas cloro, Cl₂**.

A **es posible**, ya que se trata del metal **sodio, Na**.

D₂ **no es posible**, puesto que los gases nobles, al tener el octeto completo no tienden a unirse con otros átomos.

AB **es posible**, ya que A (Na) cede un electrón a B (Cl) y se forma el **cloruro de sodio, NaCl**.

AC **es posible**, puesto que ambos átomos son metálicos darían lugar a una **aleación magnesio sodio, NaMg**.

AD **no es posible**, ya que el elemento D (Ne) es un gas noble y no forma enlaces con otros átomos.

BC **no es posible**, ya que C (Mg) cede dos electrones mientras que B (Cl) recibe solo uno.

BD **no es posible**, ya que el elemento D (Ne) es un gas noble y no forma enlaces con otros átomos.

c) En Cl₂ se da un enlace **covalente**.

En Na se da un enlace **metálico**.

En NaCl se establece un enlace **iónico**.

En NaMg se da un enlace **metálico**.

d) La combinación BC indica la fórmula ClMg, que contiene dos errores. Primero el orden de electronegatividad obliga a escribir la fórmula con los símbolos cambiados de orden, MgCl. Para formarse un enlace iónico entre el cloro y el magnesio deben unirse dos átomos de cloro con uno de magnesio, dando lugar a la fórmula MgCl₂. El enunciado correcto sería CB₂. Es el único caso que podríamos cambiar.

En los que interviene el neón, al ser un gas noble, no se forman compuestos.

16. Ordena razonadamente de mayor a menor la electronegatividad de los siguientes elementos: carbono, flúor y magnesio.

La electronegatividad es una propiedad periódica que incrementa su valor a medida que se avanza en un periodo de izquierda a derecha, y disminuye su valor cuando se desciende en un grupo.

El carbono y el flúor se encuentran ambos en el segundo periodo y el carbono (grupo 14) está a la izquierda del flúor (grupo 17). Por tanto, el flúor será más electronegativo. El magnesio se encuentra en el periodo 3 y en el grupo 2 más abajo y a la izquierda de los anteriores, entonces será menos electronegativo que los anteriores, quedando el orden de electronegatividades de la siguiente forma:

**17. Formula los compuestos binarios que puede formar el flúor con flúor y magnesio.**

Explica el tipo de enlace que existirá entre ellos en cada compuesto.

El flúor con el flúor formará el **F₂**. Se trata de un compuesto **covalente** que se forma gracias a la compartición de electrones.

El flúor formará con el magnesio MgF_2 . Este compuesto será **iónico**, ya que se forma entre un metal y un no metal, con una diferencia de electronegatividad elevada.

18. Ordena de mayor a menor las temperaturas de fusión de los dos compuestos de la actividad 17, justificando tu respuesta.

El fluoruro de magnesio, MgF_2 , tendrá una temperatura de fusión superior a la molécula diatómica de flúor, F_2 , puesto que la primera es una sustancia iónica y la segunda una sustancia covalente molecular.

$$T_{\text{fus.}}(\text{MgF}_2) > T_{\text{fus.}}(\text{F}_2)$$

19. Un átomo, X, tiene 35 electrones, 35 protones y 45 neutrones; y otro átomo, Y, posee 20 electrones, 20 protones y 20 neutrones.

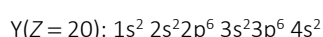
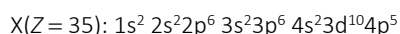
- Calcula el número atómico y másico de cada uno de ellos.
- Justifica cuál de los dos es más electronegativo.
- Razona las valencias con las que pueden actuar ambos elementos.
- ¿Qué tipo de enlace se produce entre X e Y? Fórmula del compuesto resultante.

- a) El número atómico viene dado por el número de protones que al ser un elemento neutro es igual que al número de electrones. Por tanto, el número atómico de X es $Z = 35$.

El número másico viene dado por la suma del número de protones y de neutrones, luego para X tenemos que el número másico es $A = 35 + 45 = 80$.

Procediendo de la misma manera, obtenemos para Y, $Z = 20$ y $A = 40$.

- b) Para determinar cuál de ellos es el más electronegativo escribimos la configuración electrónica de cada uno:



El elemento X tiene siete electrones en la capa más externa ($4s^2 4p^5$), es decir, le falta un electrón para adquirir la configuración de gas noble y, por tanto, tenderá a capturar un electrón.

Mientras que el elemento Y tiene dos electrones en la capa más externa ($4s^2$), y tiende a ceder los dos electrones para adquirir la configuración de gas noble en la capa anterior.

Por tanto, **el elemento más electronegativo es X.**

- c) El elemento X puede capturar un electrón para adquirir la configuración de gas noble y, por tanto, puede tener valencia -1 . Sin embargo, también puede compartir 1 electrón y tener valencia covalente $+1$. Además, si desaparecen sus electrones del nivel 4, también puede actuar con valencias covalentes $+3$, $+5$ y $+7$.

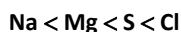
El elemento Y tiene dos electrones en la capa externa y tiende a cederlos, actuando con valencia $+2$.

20. Los elementos Na, Mg, S y Cl pertenecen al tercer periodo de la tabla periódica y tienen, respectivamente, 1, 2, 6 y 7 electrones en su capa de valencia.

- Razona cuáles serán los iones monoatómicos más estables de estos elementos.
 - Ordena los elementos por energías de ionización crecientes y justifica la respuesta.
 - Formula el compuesto que previsiblemente formará el Mg con el Cl e indica el tipo de enlace que se establece en este compuesto.
 - En determinadas situaciones, el azufre presenta el estado de oxidación $+2$. Razona el tipo de enlace que se formará entre el azufre y el cloro cuando ambos elementos reaccionen entre sí para formar dicloruro de azufre.
- a) Los iones monoatómicos más estables de los elementos de los grupos representativos son aquellos que les llevan a completar su capa de valencia para adquirir la configuración de gas noble. Por tanto, los dos metales tenderán a perder sus electrones de valencia, quedando convertidos en los cationes Na^+ y Mg^{2+} , respectivamente.

Los no metales, sin embargo, tienden a completar su capa aceptando electrones, quedando convertidos en los aniones S^{2-} y Cl^- .

- b) La energía de ionización (energía necesaria para quitar un electrón a un elemento en estado gaseoso y fundamental) disminuye a medida que descendemos en un grupo (los electrones están más lejos del núcleo) y aumenta a medida que avanzamos en un periodo (al aumentar la carga nuclear efectiva). Como todos los elementos se encuentran en el mismo periodo, el orden creciente para la energía de ionización será:



- c) Al ser el magnesio (Mg) un metal y el cloro (Cl) un no metal, se formará un **enlace iónico** por cesión de electrones desde el magnesio hacia el cloro con la fórmula **MgCl₂**. Concretamente, un átomo de magnesio cede dos electrones a dos átomos de cloro, constituyendo una red iónica unida por fuerzas electrostáticas de carga (enlace iónico).
- d) Como ambos elementos son no metales, en este caso compartirán electrones para llegar a alcanzar la estabilidad, dando lugar a un **enlace covalente**. El azufre compartirá un par de electrones con cada átomo de cloro para dar lugar al compuesto **SCl₂**.

Enlace iónico

21. Supón que los sólidos cristalinos CsBr, NaBr y KBr cristalizan con el mismo tipo de red.

a) Ordénalos de mayor a menor según su energía reticular. Justifica tu respuesta.

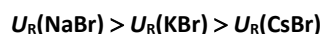
b) Razona cuál de ellos será menos soluble.

- a) Para ordenar los sólidos cristalinos de mayor a menor energía reticular recuerda que esta es directamente proporcional a las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia de enlace; es decir, a los radios iónicos.

Como los tres sólidos cristalinos comparten el anión (Br⁻), para razonar cuál de ellos tiene más energía de red nos debemos fijar en las diferencias entre los cationes (Cs⁺, Na⁺ y K⁺). Los tres pertenecen al grupo 1 de los alcalinos, y tienen la misma carga, luego solo queda saber cuál es el orden de sus radios, pues de ese modo la distancia de enlace será menor; y la energía reticular, mayor. Si recuerdas las propiedades periódicas, dentro de un grupo el radio aumenta si descendemos en el grupo:



Por tanto, la energía reticular será:

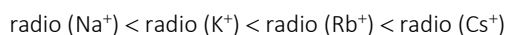


- b) Cuanto mayor es la energía de red de un compuesto iónico, más difícil es que el sólido se disuelva.

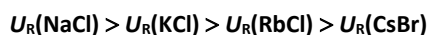
De los anteriores el menos soluble será el **NaBr**, que tiene el mayor valor de energía de red.

22. Para las sales: RbCl, NaCl, CsCl y KCl, explica cuál tendrá mayor energía de red y cuál tendrá menor punto de fusión.

Como todas las sales tienen como anión el Cl⁻, se diferencian en el catión. Todos tienen la misma carga y pertenecen al mismo grupo, luego el orden para la energía de red dependerá, como en los ejercicios anteriores, del radio del catión. Cuanto menor sea el radio, mayor será la energía reticular:



Por tanto, la energía de red será:

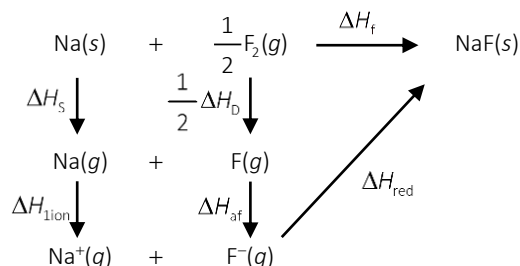


La sal con mayor energía de red es el **NaCl**.

Cuanto menor sea la energía de red, menor punto de fusión tendrá la sal. Atendiendo al orden explicado, el menor punto de fusión corresponderá a la red de **CsCl**.

23. Dibuja el ciclo de Born-Haber y calcula la energía de red (ΔH_{red}) del NaF(s) a partir de los siguientes datos: entalpía estándar de formación NaF(s) $\Delta H_f(\text{NaF}) = -573,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de sublimación Na(s) $\Delta H_s(\text{Na}) = 107,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de disociación $\text{F}_2(\text{g})$ $\Delta H_D \text{F}_2(\text{g}) = 159 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1.ª energía de ionización Na(g) $\Delta H_{\text{ion1}}\text{Na}(\text{g}) = 495,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; afinidad electrónica F(g) $\Delta H_{\text{af}}\text{F}(\text{g}) = -328 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

El ciclo de Born-Haber para la formación de NaF(s) es:



Aplica la ley de Hess al cálculo de la energía de red:

$$\Delta H_f(\text{NaF}) = \Delta H_s(\text{Na}) + \Delta H_{\text{ion1}}\text{Na}(\text{g}) + \frac{1}{2} \Delta H_D \text{F}_2(\text{g}) + \Delta H_{\text{af}}\text{F}(\text{g}) + \Delta H_{\text{red}}$$

Despeja la energía de red, sustituye y opera:

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{red}} &= \Delta H_f(\text{NaF}) - \Delta H_s(\text{Na}) - \Delta H_{\text{ion1}}\text{Na}(\text{g}) - \frac{1}{2} \Delta H_D \text{F}_2(\text{g}) - \Delta H_{\text{af}}\text{F}(\text{g}) \\
 \Delta H_{\text{red}} &= -573,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 107,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 495,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \frac{1}{2} \cdot 159 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \left(-328 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = -928 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}
 \end{aligned}$$

24. Sabiendo que en los compuestos iónicos la dureza depende de la energía reticular, ¿por qué la dureza del MgO es superior a la del CaO?

Se trata de dos compuestos con el mismo anión (O^{2-}), con lo que la diferencia estriba en el catión. Ambos son del mismo grupo, el grupo 2 de los alcalinotérreos, y tienen la misma carga iónica (+2), por lo que solo difieren en el tamaño.

Como el Ca está en el periodo 4 y el Mg en el periodo 3, el radio de este último será menor. La energía reticular del MgO es mayor que la del CaO y, por tanto, su dureza también lo será, ya que será más difícil romper la red iónica.

ACTIVIDADES FINALES (página 91)

25. Indica cuál o cuáles de las siguientes especies químicas presenta un enlace iónico:

- Ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno).
- Bromuro de rubidio.
- Tetracloruro de carbono (cloruro de carbono(IV)).

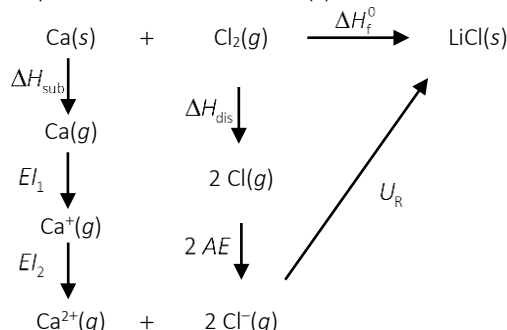
El enlace iónico se produce por la existencia de iones positivos y negativos, que se generan por un intercambio de electrones para adquirir configuración electrónica estable de gas noble. Dependiendo de su estructura electrónica externa, cada átomo cede o acepta un determinado número de electrones para así adquirir una cierta carga positiva o negativa, y como consecuencia de ello, las fuerzas electrostáticas que aparecen agrupan los iones de un signo alrededor de los de signo contrario; es decir, se produce el enlace iónico.

Lo expuesto se produce en el **bromuro de rubidio, RbBr**, en el que el átomo de rubidio, Rb, cede al átomo de bromo, Br, un electrón adquiriendo el primero carga positiva y el segundo carga negativa, y entre ellos aparecen las fuerzas electrostáticas necesarias para formar el enlace iónico.

26. Con el ciclo termoquímico de Born-Haber para la formación de $\text{CaCl}_2(\text{s})$ calcula la afinidad electrónica del cloro.

Datos: entalpía de formación del $\text{CaCl}_2(\text{s}) = -748 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; energía de sublimación del calcio = $178,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; primer potencial de ionización del calcio = $590 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; segundo potencial de ionización del calcio = $1145 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; energía de disociación del enlace $\text{Cl}-\text{Cl} = 243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; energía reticular del $\text{CaCl}_2(\text{s}) = -2258 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Dibujamos el ciclo de Born-Haber para la formación de $\text{CaCl}_2(\text{s})$:



Aplicando la ley de Hess al cálculo de la energía de red:

$$\Delta H_f^0 = \Delta H_{\text{sub}} + E_{I_1} + E_{I_2} + \Delta H_{\text{dis}} + 2AE + U_R$$

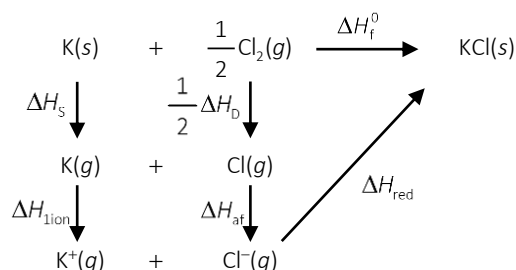
Despejando la afinidad electrónica y calculando matemáticamente:

$$\begin{aligned}
 AE_1 &= \frac{\Delta H_f^0 - \Delta H_{\text{sub}} - E_{I_1} - E_{I_2} - \Delta H_{\text{dis}} - U_R}{2} \\
 AE_1 &= \frac{-748 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 178,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 590 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1145 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 243 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - (-2258 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}})}{2} = -323,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}
 \end{aligned}$$

27. Calcula la energía de red, U_R , del $\text{KCl}(\text{s})$.

Datos: entalpía estándar de formación $\text{KCl}(\text{s}) \Delta H_f(\text{KCl}) = -437 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de sublimación $\text{K}(\text{s}) \Delta H_s(\text{K}) = 89,24 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de disociación $\text{Cl}_2(\text{g}) \Delta H_D(\text{Cl}_2) = 244 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1.ª energía de ionización $\text{K}(\text{g}) \Delta H_{\text{ion}1}(\text{K}) = 418,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; afinidad electrónica $\text{Cl}(\text{g}) \Delta H_{\text{af}}(\text{Cl}) = -349 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

El ciclo de Born-Haber para la formación de $\text{KCl}(\text{s})$ es:



Aplicando la ley de Hess al cálculo de la energía de red:

$$\Delta H_f(\text{KCl}) = \Delta H_s(\text{K}) + \Delta H_{\text{ion}}(\text{K}) + \frac{1}{2} \Delta H_D(\text{Cl}_2) + \Delta H_{\text{af}}(\text{Cl}) + U_R$$

Despeja la energía de red, sustituye y opera:

$$\begin{aligned}
 U_R &= \Delta H_f(\text{KCl}) - \Delta H_s(\text{K}) - \Delta H_{\text{ion}}(\text{K}) - \frac{1}{2} \Delta H_D(\text{Cl}_2) - \Delta H_{\text{af}}(\text{Cl}) \\
 U_R &= -437 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 89,24 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 418,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \frac{1}{2} \cdot 244 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - (-349 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) = -718 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}
 \end{aligned}$$

28. Para calcular la energía reticular del cloruro de sodio ($-787 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) es necesario conocer los datos termodinámicos que aparecen en la siguiente tabla:

Magnitudes termodinámicas	Valor ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
Entalpía de sublimación del $\text{Na}(s)$	107
Primera energía de ionización del Na	496
Entalpía de formación del $\text{Cl}(g)$	122
Afinidad electrónica del Cl	-349
Entalpía de formación del $\text{NaCl}(g)$	-411

- a) Explica la diferencia que hay entre los conceptos de energía reticular y afinidad electrónica de un elemento.
 b) Explica, a partir del modelo electrostático del sólido iónico, si la energía reticular del bromuro de potasio será más grande o más pequeña que la del cloruro de sodio.

- a) La energía reticular es la energía necesaria para separar un mol de compuesto iónico en sus iones gaseosos. La afinidad electrónica o electroafinidad se define como la energía que interviene cuando un átomo gaseoso neutro, en su estado fundamental, $X(g)$, captura un electrón y forma un ion mononegativo, $X^-(g)$.
 b) El sodio (Na) y el cloro (Cl) se encuentran en el mismo periodo, el 3; y el bromo y el potasio están también en el mismo periodo, el 4. Además, el sodio (Na) y el potasio (K) están en el mismo grupo, el 1; y el cloro (Cl) y el bromo (Br) se encuentran ambos en el grupo 17.

Como el radio atómico aumenta según nos desplazamos hacia la izquierda en un periodo y hacia abajo en un grupo, será mayor la distancia interiónica en el bromuro de potasio (KBr) que en el cloruro de sodio (NaCl).

Teniendo en cuenta ahora que la energía reticular es inversamente proporcional al tamaño de los iones y, por tanto, a la distancia interiónica, el **NaCl** tendrá un valor más elevado, en valor absoluto, de energía reticular, que el KBr.

29. Explica la diferencia en los valores de la energía de red del $\text{LiF}(s)$ ($1030 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) y del $\text{KF}(s)$ ($808 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$), si ambos presentan el mismo tipo de estructura cristalina. Indica, de forma razonada, el compuesto que presentará un valor mayor del punto de fusión normal.

La energía de red es la que se desprende en la formación de un mol de cristal iónico sólido a partir de sus elementos. Según la ecuación de Born-Landé, esta energía, que tiene signo negativo porque se desprende del sistema, es directamente proporcional al valor de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la suma sus radios.

Por tanto, al tener los iones Li^+ y K^+ , la misma carga y ser el radio de K^+ mayor que el de Li^+ , se explica que **la energía de red o reticular del LiF es mayor** que la del KF.

30. Ordena de mayor a menor, justificando tu respuesta, la temperatura de fusión de los compuestos que formaría el cloro cuando se combina con: magnesio, calcio y bario.

Escribe la configuración electrónica del cloro:

$\text{Cl}(Z = 17)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. El cloro dará lugar al anión Cl^- para completar en su última capa el octeto de Lewis.

Escribe las configuraciones electrónicas del magnesio, calcio y bromo:

$\text{Mg}(Z = 12)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. El magnesio dará lugar al catión Mg^{2+} para mostrar en su última capa el octeto de Lewis.

$\text{Ca}(Z = 20)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. El calcio dará lugar al catión Ca^{2+} para mostrar en su última capa el octeto de Lewis.

$\text{Ba}(Z = 56)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$. El bario dará lugar al catión Ba^{2+} para mostrar en su última capa el octeto de Lewis.

Razona qué compuesto formará cada uno cuando se combina con el anión Cl^- :

Mg^{2+} y Cl^- formarán el dicloruro de magnesio, MgCl_2 .

Ca^{2+} y Cl^- formarán el dicloruro de calcio, CaCl_2 .

Ba^{2+} y Cl^- formarán el dicloruro de bario, BaCl_2 .

Los tres compuestos forman redes iónicas, por lo que la temperatura de fusión dependerá de la energía reticular de cada red. Según la ecuación de Born-Landé, esta energía es directamente proporcional al valor de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la suma de sus radios. Así, cuanto mayor sea la carga y menor el tamaño de los iones, mayor será la energía reticular y, por tanto, tendrá altos valores de punto de fusión.

Entre los tres compuestos los iones poseen la misma carga, sin embargo, el tamaño de los cationes varía según:

$$\text{radio}(\text{Mg}^{2+}) < \text{radio}(\text{Ca}^{2+}) < \text{radio}(\text{Ba}^{2+})$$

Por tanto, el orden de los compuestos de mayor a menor temperatura de fusión es:



Enlace covalente

31. Para las moléculas BCl_3 , NH_3 y BeH_2 , indica el número de pares de electrones sin compartir que queda en la capa de valencia de cada átomo.

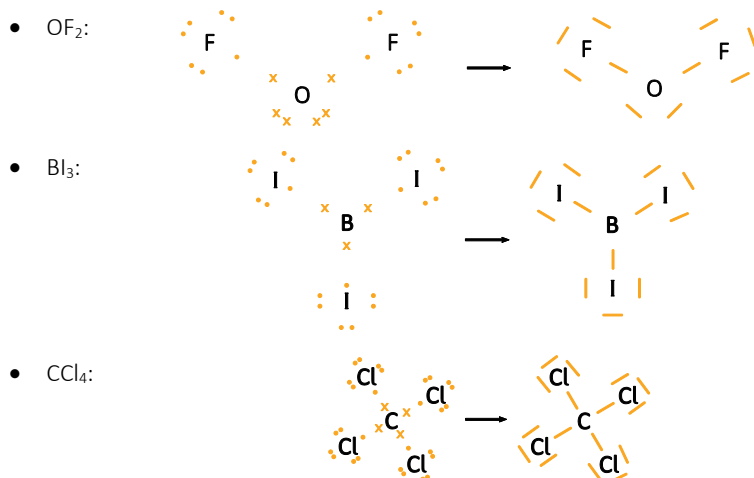
- BCl_3 . El boro ($\text{B}(Z=5): 1s^2 2s^2 2p^1$) tiene 3 electrones en su capa de valencia. Los tres están compartidos formando enlaces con átomos de cloro. El **boro no tiene pares libres** en la capa de valencia. Mientras que cada átomo de cloro ($\text{Cl}(Z=5): [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$) comparte 1 electrón en cada enlace. De los siete en su capa de valencia le quedan tres pares de electrones sin compartir. El **cloro tiene 3 pares libres** en la capa de valencia.
- NH_3 . El nitrógeno ($\text{N}(Z=7): 1s^2 2s^2 2p^3$) tiene 5 electrones en su capa de valencia. Tres de ellos están compartidos formando enlaces con átomos de hidrógeno. El **nitrógeno tiene 1 par libre** en la capa de valencia. El hidrógeno ($\text{H}(Z=1): 1s^1$) tiene 1 electrón en su capa de valencia. Este electrón lo comparte en los enlaces con el nitrógeno. El **hidrógeno no tiene pares libres** en la capa de valencia.
- BeH_2 . El berilio ($\text{Be}(Z=4): 1s^2 2s^2$) tiene 2 electrones en su capa de valencia. Los dos están compartidos formando enlaces con átomos de hidrógeno. El **berilio no tiene pares libres** en la capa de valencia. El hidrógeno ($\text{H}(Z=1): 1s^1$) tiene 1 electrón en su capa de valencia. Este electrón lo comparte en los enlaces con el berilio. El **hidrógeno no tiene pares libres** en la capa de valencia.

32. Para la molécula de CO_2 , indica razonadamente el carácter iónico o covalente de los enlaces que se dan entre carbono y oxígeno.

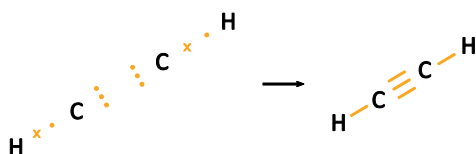
La molécula de CO_2 tiene dos enlaces C–O cuya diferencia de electronegatividad es muy pequeña (menor de 1,7). Eso quiere decir que los enlaces tienen **carácter covalente**.

33. Considera las moléculas OF_2 , BI_3 , CCl_4 y C_2H_2 . ¿Cuáles de ellas presentan enlaces múltiples?

Representa la estructura de Lewis de cada una de las moléculas anteriores:



- C_2H_2 :



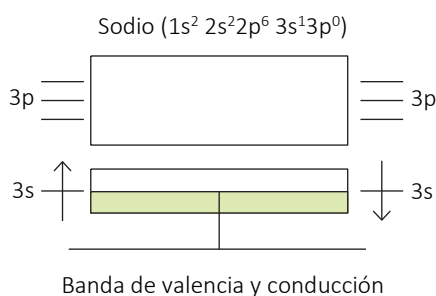
Como puedes observar, solo presenta enlace múltiple la molécula de etino, C_2H_2 . Como los dos átomos de carbono comparten tres pares de electrones, se ha formado un enlace triple entre ellos.

Enlace metálico

- 34. Explica por medio del modelo de bandas el tipo de enlace que se presenta en un trozo de potasio y sus propiedades más relevantes.**

El sodio es un metal del grupo de los alcalinos, que tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Eso quiere decir que tendrá disponible la mitad de la banda 3s para que se muevan los electrones con total libertad, por lo que será muy buen conductor de la electricidad.



- 35. Contesta en tu cuaderno:**

- Localiza en el sistema periódico los elementos de número atómico 13, 17, 20, 26 y 30.
- Escribe la configuración electrónica de todos ellos en su estado fundamental.
- Indica el carácter metálico o no metálico de los mismos.
- De entre los elementos propuestos elige un no metal y formula los compuestos binarios que forma con el resto de elementos que sí tengan carácter metálico.

- a) Consulta la tabla periódica. Localiza e identifica los elementos:

- $Z = 13$: 3.º periodo, grupo 13, aluminio (Al).
- $Z = 17$: 3.º periodo, grupo 17, cloro (Cl).
- $Z = 20$: 4.º periodo, grupo 2, calcio (Ca).
- $Z = 26$: 4.º periodo, grupo 8, hierro (Fe).
- $Z = 30$: 4.º periodo, grupo 12, cinc (Zn).

- b) Escribe la configuración electrónica de cada elemento:

- Al ($Z = 13$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
- Cl ($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- Ca ($Z = 20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- Fe ($Z = 26$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
- Zn ($Z = 30$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

- c) A la vista de las configuraciones electrónicas anteriores, vemos que Al, Ca, Fe y Zn son elementos metálicos, ya que todos ellos tienen tendencia a ceder electrones dejando al descubierto el octeto de Lewis y transformarse en iones positivos o cationes:

- Al^{3+} ($Z = 13$): $1s^2 2s^2 2p^6$

- Ca^{2+} ($Z = 20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - Fe^{2+} ($Z = 26$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
 - Zn^{2+} ($Z = 30$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
- d) El único no metal es el Cl, que formará los siguientes compuestos con el resto de elementos metálicos:



36. A partir del modelo establecido para el enlace metálico, justifica:

- a) Por qué los metales tienen (en general) elevados puntos de fusión.
- b) La ductilidad y maleabilidad de los metales.
- c) La conductividad eléctrica y térmica en estado sólido de los metales.

- a) Teniendo en cuenta el modelo de la nube electrónica, los metales forman una red cristalina en la que los átomos metálicos han cedido sus electrones de valencia dando lugar a cationes, que se mueven a través de los huecos que hay entre los iones del cristal.

Estos cationes de la red cristalina son los responsables de los elevados puntos de fusión de los metales, pues su fuerza de unión y, por tanto, la estabilidad de la red van a depender de la fuerza atractiva de los mismos. En general, mientras menor sea el volumen del metal mayor es la fuerza atractiva de los cationes y, por ello, mayor su punto de fusión.

- b) La ductilidad de un metal es su capacidad para ser deformado y transformado en hilos, mientras que la maleabilidad es la propiedad de los metales a ser laminados obteniéndose láminas delgadas. Ambas propiedades se deben a que los movimientos de los cationes no provocan ni ruptura de enlaces ni mayor aproximación entre ellos.
- c) El modelo de bandas asigna a cada metal bandas de valencias llenas o parcialmente llenas que se superponen a bandas vacías, y los electrones, dada la escasa diferencia de energía que hay entre bandas, se mueven hacia las bandas vacías al aplicar un campo eléctrico al metal.

La conductividad térmica se debe a la movilidad de los electrones. Por otra parte, si el metal se calienta en exceso hasta una determinada temperatura, algunos electrones adquieren suficiente energía como para abandonar el metal, produciéndose lo que se conoce como efecto termiónico.

ACTIVIDADES FINALES (página 92)

Propiedades físicas en función del enlace

37. Dos elementos A y B tienen de número atómico 56 y 16, respectivamente.

- a) Escribe sus configuraciones electrónicas en su estado fundamental. Indica cuántos electrones desapareados presentan en su última capa.
- b) Razona qué tipo de enlace formará el compuesto binario entre ambos elementos. Indica dos propiedades características de este tipo de enlace.

- a) Escribe la configuración electrónica de cada elemento en su estado fundamental y determina el número de electrones desapareados que tiene cada uno:

A ($Z = 56$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$. En la capa de valencia ($6s^2$) el orbital está completo, **no hay electrones desapareados**.

B ($Z = 16$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$. En la capa de valencia hay dos orbitales incompletos, **hay 2 electrones desapareados**.

- b) El elemento A tiene tendencia a perder los dos electrones del orbital 6s y dar lugar al catión A^{2+} . Por su parte, el elemento B tiene tendencia a aceptar dos electrones y formar el anión B^{2-} . Por tanto, entre ambos se establecerá un enlace iónico de fórmula AB.

El enlace iónico se caracteriza por las siguientes propiedades:

- A temperatura ambiente son sustancias sólidas que forman redes cristalinas.
- Los puntos de fusión y ebullición son muy elevados.
- Son duros y frágiles.
- Son solubles en disolventes polares como el agua.
- No conducen la electricidad en estado natural. Solo conducen la corriente fundidos o en disolución.

38. La letra A es el símbolo para el elemento con número atómico 11. La letra B es el símbolo para el elemento de número atómico 16. ¿Qué afirmación sobre el compuesto que se forma es correcta? Justifica tu respuesta:

- Es covalente con fórmula AB.
- Es iónico con fórmula AB₂.
- Es covalente con fórmula AB₂.
- Es iónico con fórmula A₂B.

Razona si el compuesto anterior se espera que sea sólido, líquido o gas a temperatura ambiente.

Escribe la configuración electrónica de cada elemento:

- A(Z = 11): 1s² 2s²2p⁶ 3s¹.
- B(Z = 16): 1s² 2s²2p⁶ 3s²3p⁴.

El elemento A tiene tendencia a perder el electrón del orbital 3s y formar el catión A⁺. El elemento B tiene tendencia a aceptar dos electrones para completar el octeto electrónico, formando el anión B²⁻. Se establecerá entre ambos un enlace iónico de fórmula A₂B.

Por tanto, la afirmación correcta es la **d**).

A temperatura ambiente, la sustancia resultante será **sólida**, formando una red cristalina.

39. Indica, de forma razonada, el tipo de enlace que forman cada una de las sustancias siguientes:

- Limaduras de magnesio.
- Cloruro de sodio.

- Enlace **metálico**, ya que solo hay magnesio y es un metal.
- Enlace **iónico**, puesto que el sodio es un metal y el cloro un no metal. Existe gran diferencia de electronegatividad entre ambos.

40. Contesta, de forma razonada, las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál de los siguientes compuestos: óxido de calcio y cloruro de cesio, será más soluble en agua?
- ¿Qué metal tiene mayor punto de fusión, el potasio o el cobre?
- ¿Quién conduce mejor la corriente eléctrica, un cristal de nitrato de cinc o una disolución de esta sustancia?

- La solubilidad en agua depende inversamente de la energía de red, y según la ecuación de Born-Landé:

$$|U_R| \propto \frac{Z_1 \cdot Z_2}{r}$$

De la expresión anterior deducimos que la influencia del término de la carga (Z⁺, Z⁻) es muy importante, tanto, que el óxido de calcio (Ca²⁺, O²⁻) tendrá una energía reticular del orden de cuatro veces mayor que el cloruro de cesio (Cs⁺, Cl⁻).

Esto hace que sea mucho más difícil disolver el óxido de calcio que el cloruro de cesio. Dicho de otra manera **es más soluble en agua el cloruro de cesio**.

- El punto de fusión aumenta a medida que lo hace la energía de red, ya que cuesta menos romper la red iónica. El catión potasio (K⁺) tiene la misma carga que el cobre (Cu⁺), por tanto, la energía de red dependerá exclusivamente del tamaño de los iones.

Como ambos elementos están situados en el mismo periodo de la tabla periódica, el 4, y el radio atómico aumenta según nos desplazamos hacia la izquierda en un periodo, el potasio tendrá mayor radio que el cobre, y por tanto, su energía de red será menor.

Por tanto, **el elemento con mayor punto de fusión es el cobre.**

- c) El nitrato de cinc es una sustancia iónica. Como tal, **conduce la electricidad solo en disolución** o en estado fundido, ya que en ambos estados, sus iones tienen libertad para desplazarse. Para saber si es más conductor en disolución que en estado fundido, necesitaríamos saber cuál es el disolvente de la disolución.

41. Explica los siguientes hechos:

a) **La sal común, NaCl, funde a 801 °C; sin embargo, el cloro es un gas a 25 °C.**

b) **El diamante no conduce la electricidad, y el níquel sí.**

c) **La molécula de nitrógeno es covalente, mientras que el Cs₃N es iónico.**

- a) La sal común (NaCl) es una red iónica con enlaces formados por interacción electrostática entre iones en las tres direcciones del espacio. En ella, los iones Na⁺ y Cl⁻ están unidos fuertemente por fuerzas electrostáticas, lo que hace que el compuesto sea muy estable y con alto punto de fusión.

La molécula de cloro gas (Cl₂), formada por dos átomos unidos por enlace covalente. Como su masa molecular es pequeña, es una sustancia gaseosa.

- b) El diamante es un sólido covalente atómico formado por átomos de carbono unidos mediante enlaces covalentes con geometría tetraédrica en las tres direcciones del espacio. Los electrones se encuentran atrapados en el enlace, por eso no hay movilidad y no conduce la electricidad.

El níquel es un metal y está formado por una red catiónica con electrones que se mueven alrededor con total libertad, lo que permite conducir la corriente eléctrica.

- c) La molécula de nitrógeno está formada por dos átomos de nitrógeno (no metálicos) que comparten tres pares de electrones. Por tanto, están unidos mediante enlace covalente formando el N₂.

Sin embargo, el nitruro de tricesio está formado por el cesio, un elemento metálico, y el nitrógeno, elemento no metálico. Ambos se unen mediante fuerzas electrostáticas en un enlace iónico.

42. Contesta en tu cuaderno razonando las respuestas:

a) **¿Qué enlace se formará cuando el oxígeno se combine con magnesio?**

b) **¿Qué enlace se formará cuando el oxígeno se combine con azufre?**

c) **¿Cuál de los dos compuestos formados tendrá mayor punto de fusión?**

- a) Como el magnesio es un metal y el oxígeno un no metal, entre ambos se establecerá un enlace **iónico**.
- b) Como los dos elementos son no metálicos, compartirán electrones formando un enlace **covalente**.
- c) Por tener un enlace iónico, el **compuesto formado por oxígeno y magnesio** tendrá mayor punto de fusión.

43. Contesta en tu cuaderno razonando las respuestas:

a) **¿Qué tipo de enlace se da en cada uno de los compuestos NaBr y BrF?**

b) **Ordena los compuestos NaBr, BrF y NBr₃ de menor a mayor punto de fusión.**

- a) El NaBr es un compuesto que presenta una interacción entre un metal (Na) y un no metal (Br). Para que ambos alcancen la estabilidad, el sodio cede un electrón de su capa de valencia al bromo, y ambos quedan con una configuración de gas noble. El enlace que los une es, por tanto, **iónico**.

Sin embargo, el bromo (Br) y el flúor (F) no pueden interaccionar de la misma manera, ya que ambos tienen muchos electrones en la capa de valencia y consiguen la estabilidad al compartir en este caso un par de electrones, quedando unidos mediante enlace **covalente**.

- b) Como el NaBr es un sólido iónico, será el que mayor punto de fusión tenga de los tres. Para discernir entre el BrF y el NBr₃, debemos tener en cuenta las fuerzas intermoleculares que los unen. La molécula de BrF es polar debido a la diferencia de electronegatividad entre el Br y el F.

La molécula de NBr_3 tiene geometría piramidal (geometría de enlace tetraédrica con un par libre), y como el enlace N-Br es polar y con dicha geometría no se anula espacialmente, el momento dipolar total es distinto de 0 y la molécula es polar.

De manera que ambas moléculas con enlace covalente polar tendrán interacciones intermoleculares tipo Van der Waals, que son mayores a medida que aumenta la polaridad de la molécula. El momento dipolar total en la molécula de bromuro de nitrógeno y su masa molecular son mayores que en la de monofluoruro de bromo y, por tanto, su punto de fusión será mayor.

El orden de puntos de fusión de menor a mayor es:

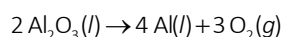


QUÍMICA EN TU VIDA (página 94)

INTERPRETA

1. Calcula cuánta bauxita será necesaria para obtener 10 t de papel de aluminio.

La ecuación química que representa la obtención de aluminio mediante electrolisis de la alúmina es la siguiente:



Ten en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$M[\text{Al}] = 26,98 \text{ g/mol}$$

$$M[\text{Al}_2\text{O}_3] = 26,98 \cdot 2 + 16,00 \cdot 3 = 101,96 \text{ g/mol}$$

$$10 \text{ t Al} \cdot \frac{10^6 \text{ g Al}}{1 \text{ t Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}} \cdot \frac{101,96 \text{ g de Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 1,9 \cdot 10^7 \text{ g de Al}_2\text{O}_3 = \mathbf{19 \text{ t de Al}_2\text{O}_3}$$

2. Teniendo en cuenta la densidad del aluminio metálico y el grosor de las láminas de papel de aluminio, calcula la longitud de un rollo de papel de aluminio de 30 cm de ancho obtenido a partir de 1 kg de aluminio.

Disponemos de los siguientes datos:

$$d(\text{Al}) = 2,7 \text{ g/cm}^3; \text{ espesor} = 0,015 \text{ mm}; m(\text{Al}) = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}; \text{ ancho} = 30 \text{ cm}.$$

Calcula el volumen de aluminio a partir de la densidad y de la masa:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{1000 \text{ g}}{2,7 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 370,4 \text{ cm}^3$$

Despeja la longitud del rollo de aluminio de la expresión del volumen:

$$V = \text{Ancho} \times \text{Espesor} \times \text{Longitud} \Rightarrow \text{Longitud} = \frac{V}{\text{Ancho} \times \text{Espesor}} = \frac{370,4 \text{ cm}^3}{30 \text{ cm} \times 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ cm}} = 8231 \text{ cm} = \mathbf{82,31 \text{ m}}$$

REFLEXIONA

3. ¿Por qué se sitúan los centros productores de alúmina cerca de las minas de donde se extrae la bauxita?

Los centros productores de alúmina se suelen situar cerca de las minas de donde se extrae la bauxita para minimizar los costes de transporte de las materias primas hasta la fábrica.

4. Explica la siguiente frase.

«La materia prima para la producción de aluminio es la energía».

Aunque la materia prima para la obtención del aluminio es la bauxita, sin energía es imposible fabricar aluminio.

Los procesos reflejados en la figura (trituración, filtración, refrigeración, etc.) necesitan mucha energía para funcionar.

Por tanto, podemos afirmar que la energía también es una materia prima en la fabricación del aluminio.

4

Enlace covalente

Enlace covalente

4

PARA COMENZAR (página 95)

Investiga qué aplicaciones prácticas tiene la molécula del fullereno.

El fullereno es la tercera forma molecular más estable del carbono (después del diamante y el grafito) y puede presentarse en forma esférica o cilíndrica. La forma característica de la molécula del fullereno tiene aplicaciones en el mundo artístico y en arquitectura.

Cuando se presenta en forma cilíndrica la estructura particular que se obtiene se llama nanotubo. Los nanotubos de carbono tienen aplicaciones en física de materiales gracias a sus interesantes propiedades mecánicas, que los hacen muy duros, ligeros y resistentes. También en electrónica podemos encontrar potenciales futuras aplicaciones, ya que estos materiales tienen menor resistividad que el cobre, aunque con mucha más capacidad para conducir corriente.

Investiga. ¿Qué relación hay entre el fullereno y el grafeno?

Ambos son formas estructurales del carbono. En el grafeno, los átomos de carbono unidos mediante enlaces covalentes, se presentan en forma de una lámina extremadamente fina. En el fullereno los enlaces de carbono unidos entre sí dan lugar a estructuras con formas casi esféricas o cilíndricas.

¿Conoces alguna otra aplicación de las formas geodésicas de R. Fuller?

R. Fuller desarrolló la malla de pentágonos y hexágonos con fines constructivos en la década de 1950. La primera aplicación fue para la arquitectura de cúpulas ligeras desmontables que siguen usándose hoy en día en el diseño de cúpulas, también para invernaderos o naves industriales.

Se usó por primera vez esta estructura para componer las piezas de un balón de fútbol oficial en la celebración de la IX Copa Mundial de Fútbol en México 1970. Desde entonces los balones para este deporte, y otros, se estructuran con esta geometría o variantes de la misma.

El compuesto químico con 60 átomos de carbono y forma casi esférica fue sintetizado en 1988 por Harold Walter Kroto. La identificación de la estructura fue posterior y al reconocer la forma diseñada por R. Fuller.

PRACTICA (página 96)

1. Escribe las representaciones de Lewis para los siguientes elementos: Cl, O, N, F.

Las representaciones de Lewis son las siguientes, donde los puntos representan los electrones de valencia:

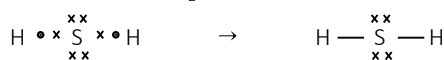


2. Estudia cómo será la fórmula de los compuestos covalentes que se forman cuando se combinan los siguientes elementos: Cl y O, H y S, N y I.

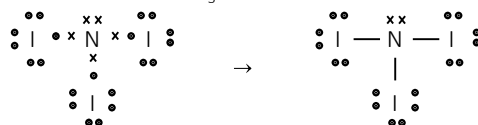
- Cloro y oxígeno: para formar estructura de gas noble, el cloro necesita compartir un electrón y el oxígeno dos. El compuesto resultante será el Cl_2O .



- Hidrógeno y azufre: para formar estructura de gas noble, el hidrógeno debe compartir un electrón y el azufre dos, por lo que el compuesto resultante será el H_2S .

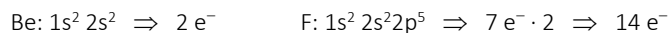


- Nitrógeno y yodo: para conseguir la estructura de gas noble, el nitrógeno necesita compartir tres electrones y el yodo uno. El compuesto resultante será el NI_3 .



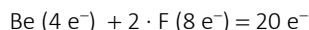
ACTIVIDAD (página 97)
3. Dadas las moléculas BeF₂ y CH₃Cl, representa sus estructuras de Lewis.

- En el primer caso, para representar la estructura de Lewis del BeF₂ calcula los electrones de valencia de cada elemento, teniendo en cuenta los átomos que hay de cada elemento:

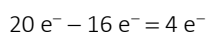


Resultan: $2 e^- + 14 e^- = 16$ electrones de valencia.

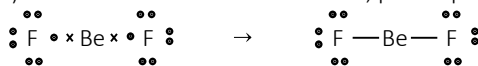
El átomo de berilio es una excepción ya que completa su capa de valencia con 4 e⁻, por lo que necesita 2 e⁻ para tener una configuración estable. Cada átomo de flúor necesita 1 e⁻ para alcanzar el octeto. De esta manera, el número de electrones necesarios es:



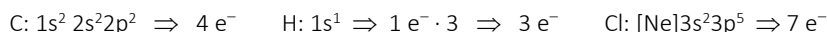
La diferencia entre los electrones necesarios para completar el octeto y el número de electrones de valencia son los electrones que formarán los enlaces y en este caso son:



Para saber el número de enlaces que se formarán divide este número de electrones entre 2 (cada enlace está formado por 2 electrones). En este caso se forman 2 enlaces, por lo que su estructura de Lewis será la siguiente:

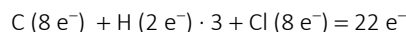


- Para conocer la estructura de Lewis del CH₃Cl calcula los electrones de valencia a partir de cada configuración electrónica:

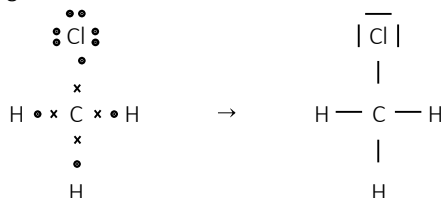


Resultan: $4 e^- + 3 e^- + 7 e^- = 14$ electrones de valencia.

Para alcanzar el octeto, el carbono necesita compartir 4 e⁻, el cloro necesita 1 e⁻ y el hidrógeno, al ser una excepción, solo necesita 1 e⁻. Por lo tanto, el número de electrones necesarios será:

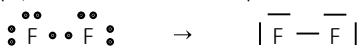


La diferencia entre ambas cantidades es $22 e^- - 14 e^- = 8 e^-$. El número de enlaces es la mitad, es decir, 4 enlaces. La estructura de Lewis es la siguiente:

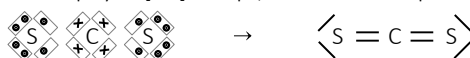

ACTIVIDAD (página 98)
4. Dadas las siguientes moléculas: F₂; CS₂; C₂H₄; C₂H₂; N₂; NH₃. Construye sus estructuras de Lewis ¿En qué moléculas todos los enlaces son simples? ¿En qué moléculas existe algún enlace doble? ¿Y algún enlace triple?

Construye las estructuras de Lewis de cada una de las moléculas teniendo en cuenta sus configuraciones electrónicas, así como los electrones necesarios para completar el octeto. De esta manera se conoce el número de enlaces.

- Para la molécula F₂, F: 1s² 2s² 2p⁵; el flúor necesita compartir 2 e⁻ en un enlace.



- Para la molécula CS₂, C: 1s² 2s² 2p² y S: [Ne] 3s² 3p⁴; necesitan compartir 8 e⁻ en 4 enlaces.



- Para la molécula C₂H₄, C: 1s² 2s² 2p² y H: 1s¹; necesitan compartir 12 e⁻ en 6 enlaces.



4 Enlace covalente

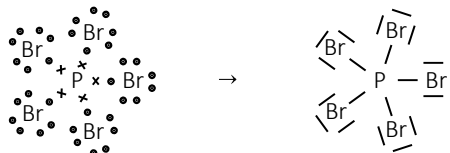
En el boro uno de los electrones en 2s promociona a un orbital 2p vacío. La estructura de Lewis es la siguiente:



Otro ejemplo que no cumple la regla sería la molécula de PBr_5 , donde el átomo de fósforo presenta 5 en su última capa. En este caso se trata de un octeto ampliado. Las configuraciones de sus átomos son:



La estructura de Lewis sería la siguiente:

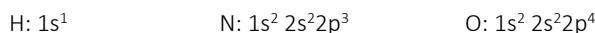


ACTIVIDAD (página 102)

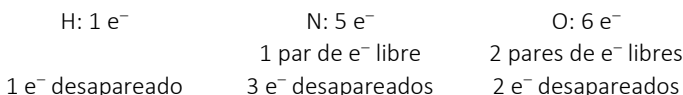
8. Representa la estructura de Lewis, mostrando todos los pares de electrones de valencia (enlazantes y no-enlazantes), de las moléculas indicadas e indica los tipos de enlace covalente que se presentan.

- a) Ácido nítrico.
- b) Ion carbonato.
- c) Disulfuro de carbono.
- d) Tetracloruro de silicio.
- e) Tricloruro de nitrógeno.
- f) Dióxido de carbono.
- g) Dióxido de azufre.

a) Ácido nítrico, HNO_3 . Las configuraciones electrónicas de los átomos que componen el ácido son:



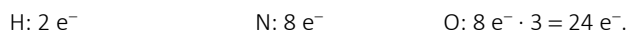
La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$1 e^- + 5 e^- + (6 e^-) \cdot 3 = 24 e^-$$

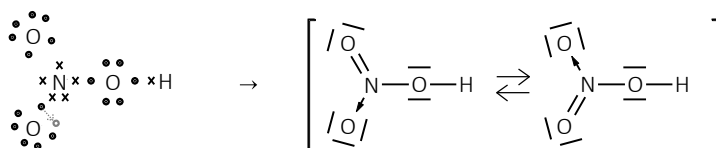
Para que cada átomo complete su octeto (recuerda que el gas noble más próximo al H es el He: $1s^2$):



Son un total de 34 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $10 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 5 enlaces. Son, por tanto, 5 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 7 pares de electrones no enlazantes.

Un enlace covalente sencillo entre hidrógeno y oxígeno. Otro enlace covalente sencillo entre oxígeno y nitrógeno. Se forma un enlace covalente doble entre uno de los átomos exteriores de O y el N. Un enlace sencillo entre el nitrógeno (átomo central) y uno de los oxígenos exteriores es un enlace simple covalente dativo, los electrones del enlace son ambos del nitrógeno. Esta falta de simetría entre los dos oxígenos exteriores se resuelve con una estructura resonante.

La estructura de Lewis del ácido nítrico es:



b) Ion carbonato, CO_3^{2-} . Las configuraciones electrónicas de los átomos que componen el ion son:



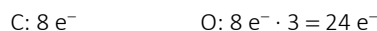
La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto y dos más por la carga del anión:

$$4 e^- + (6 e^-) \cdot 3 + 2 e^- = 24 e^-$$

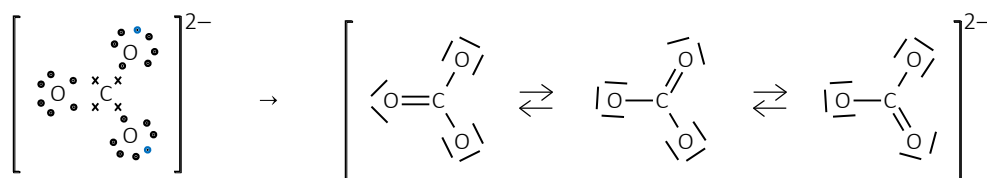
Para que cada átomo complete su octeto:



Son un total de 32 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $8 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 4 enlaces. Son, por tanto, 4 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos junto con los dos por la carga del anión quedan 8 pares de electrones no enlazantes.

Se forma un enlace covalente doble entre uno de los átomos exteriores de O y el C. Dos enlaces sencillos entre el carbono (átomo central) y dos de los oxígenos exteriores. La estructura de la molécula del ion carbonato es resonante, puesto que se puede representar de tres maneras diferentes.

La estructura de Lewis del anión carbonato es:



c) Disulfuro de carbono, CS_2 . Las configuraciones electrónicas de los átomos que lo componen son:



La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$4 e^- + (6 e^-) \cdot 2 = 16 e^-$$

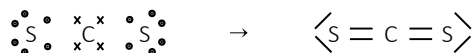
Para que cada átomo complete su octeto:



Son un total de 24 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $8 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 4 enlaces. Son, por tanto, 4 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 4 pares de electrones no enlazantes.

La molécula presenta dos enlaces dobles con el átomo de carbono como átomo central.

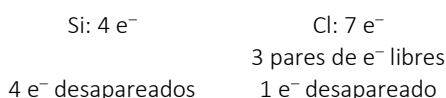
La estructura de Lewis del disulfuro de carbono es:



d) Tetracloruro de silicio, SiCl_4 . Las configuraciones electrónicas de los átomos que lo componen son:



La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$4 e^{-} + (7 e^{-}) \cdot 4 = 32 e^{-}$$

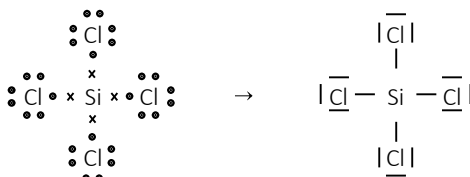
Para que cada átomo complete su octeto:

$$\text{Si: } 8 e^{-} \quad \text{Cl: } 8 e^{-} \cdot 4 = 32 e^{-}$$

Son un total de 40 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $8 e^{-}$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 4 enlaces. Son, por tanto, 4 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 12 pares de electrones no enlazantes.

Se forman 4 enlaces covalentes simples con el silicio como átomo central.

La estructura de Lewis del tetracloruro de silicio es:



e) Tricloruro de nitrógeno, NCl_3 . Las configuraciones electrónicas de los átomos que lo componen son:

$$\text{N: } 1s^2 2s^2 2p^3 \quad \text{Cl: } [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$$

La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:

$$\begin{array}{ll} \text{N: } 5 e^{-} & \text{Cl: } 7 e^{-} \\ 1 \text{ par de } e^{-} \text{ libre} & 3 \text{ pares de } e^{-} \text{ libres} \\ 3 e^{-} \text{ desapareados} & 1 e^{-} \text{ desapareado} \end{array}$$

Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$5 e^{-} + (7 e^{-}) \cdot 3 = 26 e^{-}$$

Para que cada átomo complete su octeto:

$$\text{N: } 8 e^{-} \quad \text{Cl: } 8 e^{-} \cdot 3 = 24 e^{-}$$

Son un total de 32 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $6 e^{-}$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 3 enlaces. Son, por tanto, 3 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 10 pares de electrones no enlazantes.

Se forman 3 enlaces covalentes simples con el nitrógeno como átomo central.

La estructura de Lewis del tetracloruro de silicio es:



f) Dióxido de carbono, CO_2 . Las configuraciones electrónicas de los átomos que lo componen son:

$$\text{C: } 1s^2 2s^2 2p^2 \quad \text{O: } 1s^2 2s^2 2p^4$$

La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:

$$\begin{array}{ll} \text{C: } 4 e^{-} & \text{O: } 6 e^{-} \\ & 2 \text{ pares de } e^{-} \text{ libres} \\ 4 e^{-} \text{ desapareados} & 2 e^{-} \text{ desapareados} \end{array}$$

Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$4 e^{-} + (6 e^{-}) \cdot 2 = 16 e^{-}$$

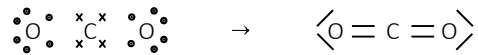
Para que cada átomo complete su octeto:

$$\text{C: } 8 e^{-} \quad \text{O: } 8 e^{-} \cdot 2 = 16 e^{-}$$

Son un total de 24 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $8 e^{-}$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 4 enlaces. Son, por tanto, 4 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 4 pares de electrones no enlazantes.

Se forman 4 enlaces covalentes dobles con el carbono como átomo central.

La estructura de Lewis del dióxido de carbono es:



g) Dióxido de azufre, SO_2 . Las configuraciones electrónicas de los átomos que lo componen son:



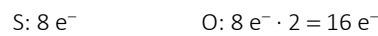
La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

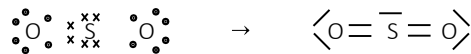
$$6 e^- + (6 e^-) \cdot 2 = 18 e^-$$

Para que cada átomo complete su octeto:



Son un total de 24 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, 6 e⁻. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 3 enlaces. Son, por tanto, 3 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 6 pares de electrones no enlazantes.

A la vista de este resultado sería lógico pensar que en la molécula se formen un enlace doble y uno simple, pero realmente esta es una excepción al octeto, donde el átomo de azufre cierra capa con 10 electrones y la estructura quedaría de la siguiente manera:



La molécula presenta dos enlaces dobles. Habría 4 pares enlazantes y 5 pares no enlazantes.

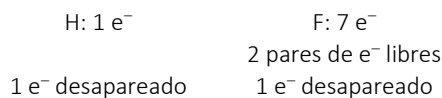
ACTIVIDADES (página 111)

9. Explica la geometría de la molécula de fluoruro de hidrógeno según la teoría del enlace de valencia y describe los enlaces presentes en ella, tipo σ o π .

Dadas las configuraciones electrónicas de los elementos que intervienen en la molécula de fluoruro de hidrógeno, HF:



La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$1 e^- + 7 e^- = 8 e^-$$

Para que cada átomo complete su octeto:



En esta molécula tenemos un total de 8 electrones de valencia, se necesitan 10 electrones para que ambos átomos por separado completen su capa de valencia. Para conseguirlo han de compartir 2 electrones, por lo que se formará un enlace sencillo entre hidrógeno y flúor.

Al ser una molécula diatómica, la única geometría posible es **lineal**.

Según la teoría del enlace de valencia (TEV), este enlace formado se explica por el solapamiento frontal entre el orbital 1s del hidrógeno y un orbital 2p del flúor, dando lugar a **un único enlace tipo σ** .

10. Indica el tipo de hibridación del átomo central de las moléculas de trihidruro de fósforo y dicloruro de oxígeno.

- En el caso del trihidruro de fósforo o fosfina, PH_3 . Los elementos que intervienen son:

Fósforo, P: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$. Tiene un par libre y tres electrones desapareados. El fósforo, que es el átomo central, necesita formar 3 enlaces covalentes con los electrones desapareados para completar el octeto. Al enlazarse se hibrida de la siguiente manera.



Hidrógeno, H: $1s^2$. Tiene un electrón desapareado. Cada átomo de hidrógeno necesita formar 1 enlace covalente con su electrón desapareado para conseguir la configuración electrónica del helio (gas noble más cercano).

Al enlazarse fósforo con hidrógeno, se produce la **hibridación sp^3** del átomo de fósforo.

- Para el dicloruro de oxígeno, OCl_2 . Los elementos que intervienen son:

Cloro, Cl: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. Tiene tres pares libres y un electrón desapareado. El cloro necesita formar 1 enlace covalente con su electrón desapareado para completar el octeto. No es el átomo central. Los dos átomos de cloro rodean al átomo central.

Oxígeno, O: $1s^2 2s^2 2p^4$. Tiene dos pares libres y dos electrones desapareados. El átomo de oxígeno, que es el átomo central, necesita formar 2 enlaces covalentes con su electrón desapareado para completar el octeto. Al enlazarse se hibrida de la siguiente manera.



Al enlazarse oxígeno con cloro se produce la **hibridación sp^3** del átomo de oxígeno.

11. Para la molécula de dióxido de carbono.

a) Dibuja la estructura de Lewis.

b) Deduce y dibuja su forma geométrica indicando los ángulos de enlace aproximados de la molécula, teniendo en cuenta la hibridación del átomo central.

- a) Para la molécula de CO_2 las configuraciones electrónicas de los elementos que intervienen en el compuesto son:



La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$4 e^- + (6 e^-) \cdot 2 = 16 e^-$$

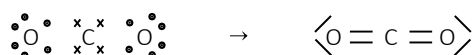
Para que cada átomo complete su octeto:

$$\text{C: } 8 e^- \qquad \text{O: } 8 e^- \cdot 2 = 16 e^-$$

Son un total de 24 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $8 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 4 enlaces. Son, por tanto, 4 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 4 pares de electrones no enlazantes.

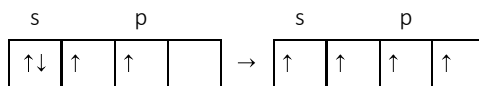
Se forman 4 enlaces covalentes dobles con el carbono como átomo central.

La estructura de Lewis del dióxido de carbono es:

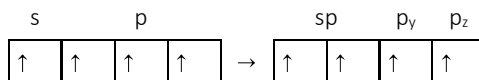


- b) Para poder formar algún enlace doble debe formarse un orbital de enlace por solapamiento frontal, tipo σ , junto con otro orbital de enlace por solapamiento lateral, tipo π .

Vemos que el carbono, como átomo central, necesita formar 2 enlaces dobles, pero solamente tiene disponibles 2 electrones en el subnivel 2p. Para poder formar los enlaces el carbono ha de promocionar un electrón del nivel 2s al 2p y de esta manera tener los 4 electrones disponibles para enlazar. Esta promoción se expresa en la tabla que sigue.

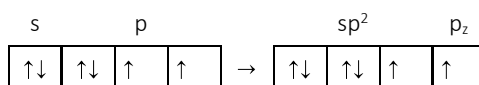


Por eso en el átomo central habrá 2 orbitales híbridos sp (negro en el dibujo) con 1 electrón en cada uno y dos orbitales p con 1 electrón en cada uno, de la siguiente manera:

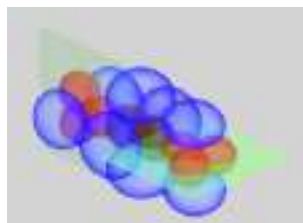


Por la hibridación en el átomo central la geometría de la molécula es lineal con un ángulo de 180º.

También hay que tener en cuenta cómo el enlace doble hibrida los orbitales del átomo del oxígeno. Cada átomo de oxígeno formará un orbital de enlace tipo σ por solapamiento frontal usando uno de sus orbitales híbridos, y otro orbital de enlace tipo π por solapamiento lateral usando un orbital p sin hibridar. Solo necesita un orbital tipo p sin hibridar, por lo que con el resto del oxígeno que formará 3 orbitales híbridos sp^2 (rojo en el dibujo). En cada átomo de oxígeno hay dos orbitales híbridos sp^2 con un par de electrones libres cada uno, un orbital híbrido sp^2 y un orbital p (estos últimos con un electrón desapareado), de la siguiente manera:



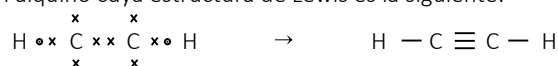
En cada molécula de CO_2 se producirán, como muestra el dibujo, dos enlaces σ con solapamiento frontal y dos enlaces π con solapamiento lateral (azul), dando lugar a dos enlaces dobles.



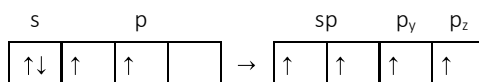
ACTIVIDAD (página 112)

12. Describe, justificando con la teoría de las hibridaciones, la estructura tridimensional de la molécula de etino y sus ángulos de enlace.

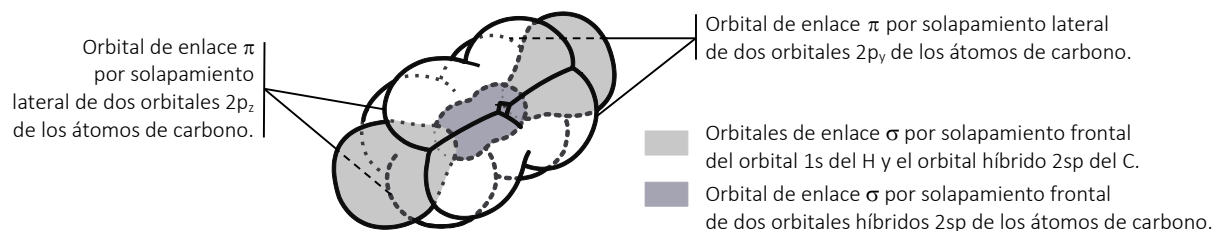
El etino o acetileno es un alquino cuya estructura de Lewis es la siguiente:



Para que cada átomo de carbono pueda formar un enlace triple y otro sencillo ha de promocionar uno de sus electrones del orbital 2s al 2p, de esta manera tiene 4 electrones disponibles para enlazar. Para que dichos enlaces puedan realizarse han de formarse dos orbitales híbridos sp y dos orbitales p con 1 electrón en cada uno, como muestra la siguiente tabla:



En cada molécula de etino se producirá, como muestra el dibujo, un orbital de enlace σ entre carbonos con solapamiento frontal y dos orbitales de enlace π entre carbonos con solapamiento lateral, dando lugar así a un enlace triple. Y un par de orbitales de enlace σ entre carbono e hidrógeno con solapamiento frontal que da lugar a un enlace simple. La geometría de la molécula es lineal con un ángulo α entre enlaces de 180º.



ACTIVIDADES (página 114)

13. Cuatro elementos (con su electronegatividad) se designan arbitrariamente como A (3,0), B (2,8), C (2,5) y D (2,1). Si se forman las moléculas AB, AC, AD y BD.

a) Clasifícalas en orden creciente por su carácter covalente. Justifica la respuesta.

b) ¿Cuál será la molécula más polar? Justifica la respuesta.

- a) El carácter covalente de una molécula se determina en función de la diferencia de electronegatividad de sus átomos. Así pues, cuanto menor sea esta diferencia mayor será el carácter covalente del enlace. Estas diferencias son:

$$AB: \Delta EN = 3,0 - 2,8 = 0,2 \qquad AC: \Delta EN = 3,0 - 2,5 = 0,5$$

$$AD: \Delta EN = 3,0 - 2,1 = 0,9 \qquad BD: \Delta EN = 2,8 - 2,1 = 0,7$$

Las moléculas indicadas ordenadas por carácter covalente creciente:

$$AD < BD < AC < AB$$

- b) La polaridad de una molécula está también relacionada con la diferencia de electronegatividad, de manera que cuanto mayor es esa diferencia, mayor polaridad tendrá la molécula. Por eso, la molécula más polar es **AD**.

14. Indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El calcio y el oxígeno forman un enlace covalente polar.

b) El cloruro de rubidio presenta un mayor carácter iónico que el óxido de magnesio.

c) El cloro y el hidrógeno forman un enlace covalente apolar.

d) El potasio y el flúor forman un enlace iónico.

- a) Entre el calcio y el oxígeno, el calcio cede íntegramente sus dos electrones al oxígeno. Dicho enlace es iónico. La afirmación es **falsa**.

- b) Para conocer el carácter iónico de un enlace se calcula la diferencia de electronegatividad entre sus átomos. Compara la posición en el sistema periódico de los elementos. El oxígeno y el cloro están próximos y presentan electronegatividades parecidas (altas). Pero el magnesio presenta una electronegatividad más alta que el rubidio (aunque ambas bajas). Por tanto, el enlace que presenta mayor diferencia de electronegatividad (mayor carácter iónico) es el cloruro de rubidio. La afirmación es **verdadera**.

- c) A pesar de que el enlace entre el cloro y el hidrógeno es covalente, dicho enlace no es apolar, puesto que hay una diferencia de electronegatividades apreciable. El par de electrones que comparten se encuentra desplazado hacia el más electronegativo (cloro) haciendo que el momento dipolar sea distinto de cero. La afirmación es **falsa**.

- d) El potasio cede al flúor un electrón para quedar ambos con estructura de gas noble. La afirmación es **verdadera**.

ACTIVIDADES (página 115)

15. El tricloruro de fósforo es una molécula polar, mientras que el tricloruro de boro tiene un momento dipolar nulo. ¿Qué relación tiene la polaridad de la molécula con la hibridación del átomo central?

Para conocer la polaridad de una molécula es imprescindible conocer su geometría molecular, y esta a su vez depende de la orientación de los enlaces. Cuando existe hibridación del átomo central, en ocasiones quedan pares libres en orbitales híbridos, y, cuando esto sucede la molécula es polar, puesto que se rompe la simetría en la geometría molecular.

En el caso del BCl_3 , el átomo central posee hibridación sp^2 formando tres orbitales híbridos con un electrón en cada uno de ellos. No hay par de electrones libres. Esto da lugar a una geometría triangular plana. Los tres orbitales están en el mismo plano separados un ángulo de 120° . Se solapan con el mismo elemento, el cloro, por eso en cada enlace la diferencia de electronegatividad es la misma, así que el módulo de estos tres vectores es el mismo. Al sumar los tres dipolos se anulan entre sí, y el momento dipolar total es nulo, $\vec{\mu}_T = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \vec{\mu}_3 = 0$.

Pero en el caso del PCl_3 el átomo central posee hibridación sp^3 , es decir, forma cuatro orbitales híbridos, tres de ellos con un electrón cada uno, y un cuarto orbital híbrido con un par de electrones libres. Este par de electrones hace que, a pesar de que la geometría de hibridación de la molécula sea tetraédrica existe una asimetría. Los tres orbitales de

enlace se orientan según una geometría piramidal trigonal. A pesar de que los tres enlaces son con el mismo elemento y la intensidad del dipolo es la misma, la orientación no es simétrica y no se anulan entre sí. Su momento dipolar, por tanto, es distinto de cero, $\vec{\mu}_T = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \vec{\mu}_3 \neq 0$.

16. Si la molécula de agua es polar, ¿podría tener una estructura lineal en vez de angular como la tiene realmente? ¿Por qué?

Para que una molécula sea polar su momento dipolar total ha de ser distinto de cero, $\vec{\mu} \neq 0$.

La molécula de agua tiene cierta simetría, pues se trata de un átomo de oxígeno con dos átomos de hidrógeno a ambos lados. La diferencia de electronegatividad en ambos enlaces es la misma, y ambos dipolos se dirigen hacia el centro de la molécula.

En caso de tener geometría lineal, estos dipolos se anularían entre sí. Pero no es el caso. Ya sabemos que el agua es una molécula polar, lo que hace imposible la estructura geométrica lineal.

ACTIVIDADES (página 117)

17. Observa los siguientes enlaces: C–F, O–S; P–Cl; C–N.

a) Explica en cada uno de ellos cuál es el átomo más electronegativo.

b) Usa los símbolos δ^+ y δ^- para indicar la dirección del momento dipolar.

c) Razona cuál de estos enlaces es el más polar.

a) C–F: ambos elementos son del periodo 2 del sistema periódico. El flúor está más a la derecha.

El flúor es más electronegativo.



O–S: ambos elementos son del grupo 16 del sistema periódico. El oxígeno está más arriba.

El oxígeno es más electronegativo.



P–Cl: ambos elementos son del periodo 3 del sistema periódico. El cloro está más a la derecha.

El cloro es más electronegativo.



C–N: ambos elementos son del periodo 2 del sistema periódico. El nitrógeno está más a la derecha.

El nitrógeno es más electronegativo.



c) El enlace más polar es aquel que tenga una mayor diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman el enlace. En la página 54 del libro del alumno están los datos de electronegatividad de los elementos.

$$\text{C}-\text{F}: \Delta EN = 3,98 - 2,55 = 1,43$$

$$\text{P}-\text{Cl}: \Delta EN = 3,16 - 2,19 = 0,97$$

$$\text{O}-\text{S}: \Delta EN = 3,44 - 2,58 = 0,86$$

$$\text{C}-\text{N}: \Delta EN = 3,04 - 2,55 = 0,49$$

En este caso **el enlace más polar es el C–F**, puesto que el carbono es el elemento de menor electronegatividad (2,55) y el flúor es el de mayor electronegatividad (3,98).

18. ¿Por qué la molécula de triyoduro de boro es apolar si los enlaces boro-yodo son polares?

En el triyoduro de boro, el átomo central, el boro, no tiene electrones libres. Esto da lugar a geometría molecular plana. La diferencia de electronegatividad entre el yodo (2,66) y el boro (2,04) hace que los pares de electrones enlazantes se dirijan hacia los vértices de un triángulo equilátero resultando dicha geometría molecular. Aunque los enlaces boro-yodo sean polares, el momento dipolar total o molecular resulta ser cero, $\vec{\mu} = 0$, por la simetría de los enlaces y la simetría de la geometría molecular.

19. Responde justificando tu respuesta.

a) ¿Cuál es el origen de la polaridad de los enlaces covalentes?

b) ¿Es polar la molécula de tricloruro de boro?

c) ¿Es polar la molécula de tricloruro de nitrógeno?

- a) La polaridad de un enlace covalente se produce cuando los átomos enlazados de forma covalente tienen diferente electronegatividad. Existirá un par de electrones que se desplazará hacia el átomo más electronegativo y el compuesto se comportará como un dipolo eléctrico.
- b) La molécula de BCl_3 sigue una geometría triangular plana, donde el boro, siendo una excepción al octeto y completándolo con 6 electrones, se sitúa en el centro con los tres átomos de cloro en los vértices de un triángulo equilátero. La molécula de tricloruro de boro **es apolar** porque presenta simetría haciendo que el momento dipolar total sea igual a cero.
- c) En la molécula de NCl_3 se presenta una geometría tetraédrica, donde el nitrógeno se encuentra en el centro y los átomos de cloro se agrupan en tres de los vértices de un tetraedro. Al existir un par de electrones no enlazantes en el nitrógeno, la geometría de la molécula es piramidal trigonal. En este caso la molécula de tricloruro de nitrógeno **sí es polar**, puesto que los momentos dipolares no se anulan entre sí debido a esta asimetría, y el momento dipolar total resulta distinto de cero.

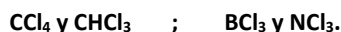
20. Indica la geometría del dicloruro de berilio y del tricloruro de fósforo. ¿Cuál de las dos moléculas será polar?

En el dicloruro de berilio, BeCl_2 , se forman dos enlaces simples entre el berilio y los dos átomos de cloro, por lo que la única geometría posible, al no quedar electrones libres en el átomo central, es la **lineal**.

En el tricloruro de fósforo, PCl_3 , se da una geometría tetraédrica, pero al quedar un par de electrones no enlazantes en el átomo de fósforo, la molécula presenta geometría **piramidal trigonal**.

Para saber cuál de las dos moléculas es polar debemos fijarnos en cuál de las dos configuraciones el momento dipolar total es distinto de cero. En el primer caso, la molécula es simétrica por lo que se anula su momento total. En el segundo caso se produce una ruptura en la simetría al existir dos electrones libres en el átomo central haciendo que su momento total sea distinto de cero, por lo tanto, **la molécula polar es la del tricloruro de fósforo**.

21. Dadas las siguientes parejas de moléculas:



a) Explica la geometría de estas moléculas de acuerdo con la teoría de repulsión de pares electrónicos.

b) Haz una predicción de la polaridad de cada molécula e indica qué molécula de cada pareja tiene mayor polaridad.

- a) Según la TRPECV, para establecer la geometría de una molécula debemos fijarnos en los pares enlazantes y no enlazantes que se encuentran en torno al átomo central, considerando las repulsiones que se puedan establecer entre dichos pares.

CCl_4 : el carbono necesita cuatro direcciones para formar enlace con el cloro, por lo que tanto su geometría de enlace como la molecular será **tetraédrica**.

CHCl_3 : el carbono necesita tres direcciones para formar enlace con el cloro y una para formar enlace con el hidrógeno, por lo que su geometría de enlace y molecular será **tetraédrica**.

BCl_3 : el boro comparte tres pares de electrones con los átomos de cloro, por lo que necesitará tres direcciones de enlace para formar la molécula, presentando una geometría de enlace y molecular **triangular plana**.

NCl_3 : el nitrógeno necesita tres direcciones para formar enlace con el cloro y una para albergar un par de electrones libres, por lo tanto, su geometría de enlace es tetraédrica y su geometría molecular será **piramidal trigonal**.

- b) La molécula de CCl_4 presenta simetría molecular, por lo que su momento dipolar total será igual a cero, siendo apolar. En el caso del CHCl_3 la molécula, aunque presenta la misma geometría tetraédrica, al estar formada por átomos de elementos con distinta electronegatividad, el momento dipolar total no se anula, por lo que será polar.

La molécula de BCl_3 al tener geometría triangular plana presenta un momento dipolar total igual a cero (molécula apolar), mientras que la molécula de NCl_3 al tener geometría molecular piramidal trigonal presentará un momento dipolar total distinto de cero resultando una molécula polar.

En ambas parejas, la mayor polaridad está representada por la molécula polar.

ACTIVIDAD (página 121)

- 22. Justifica por qué entre las moléculas de ácido etanoico (ácido acético), $\text{CH}_3\text{-COOH}$, hay enlaces de hidrógeno; mientras que no hay de este tipo entre las moléculas de dimetil éter, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$.**

El enlace de hidrógeno, en química orgánica, se establece entre moléculas con grupos funcionales que contengan los sustituyentes -OH y -NH . En la molécula de ácido acético existen enlaces de hidrógeno porque el grupo -OH de una molécula del ácido forma el enlace de hidrógeno intermolecular con un oxígeno del grupo carbonilo de otra molécula de ácido acético. En el caso del dimetil éter, existe un átomo de oxígeno, pero no se encuentra enlazado con ningún átomo de hidrógeno, por lo que no forma enlaces de hidrógeno con otras moléculas de dimetil éter.

ACTIVIDADES (página 122)

- 23. Representa con un boceto la distribución de los orbitales y nombra la forma geométrica que adoptan los compuestos: metanol y metanal. Indica el valor aproximado de los ángulos de enlace alrededor del átomo central de carbono en estas moléculas. ¿Cuál es la fuerza intermolecular más importante que existe para cada sustancia en estado líquido?**

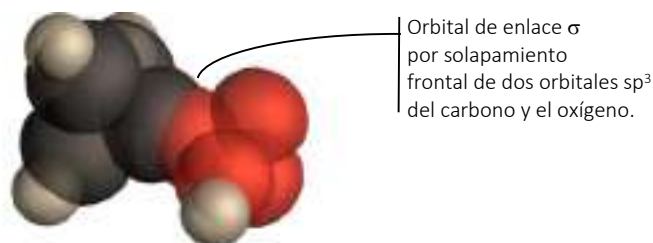
Se trata de dos moléculas orgánicas, un alcohol CH_3OH (metanol) y un aldehído CH_2O (metanal).

- Para el metanol, CH_3OH , la configuración electrónica y el número de electrones que aporta cada elemento:

C	H	O
$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^4$
$4 e^-$	$1 e^- \cdot 4 = 4 e^-$	$6 e^-$

El carbono, para poder establecer las uniones con los 3 átomos de hidrógeno y el átomo de oxígeno, producirá una hibridación sp^3 dando lugar a 4 orbitales híbridos. El oxígeno también presentará una hibridación sp^3 para poder formar dos enlaces simples, uno con el carbono y otro con el cuarto hidrógeno.

En cada molécula de metanol se producirán, como muestra el dibujo, 5 enlaces de solapamiento frontal tipo σ . La hibridación sp^3 corresponde con una geometría tetraédrica que se estructurará alrededor de los átomos de C y O de manera que siempre los ángulos entre enlaces serán próximos a **109,5º**. La distribución de orbitales es:



- Para el metanal, CH_2O , tenemos las siguientes configuraciones electrónicas y número de electrones:

C	H	O
$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^4$
$4 e^-$	$1 e^- \cdot 2 = 2 e^-$	$6 e^-$

El carbono en este caso necesita formar enlace con los dos hidrógenos y un enlace doble con el oxígeno para poder completar el octeto. Se producirá una hibridación sp^2 dando lugar a 3 orbitales híbridos. El oxígeno está al otro extremo del enlace doble, así que también presenta en este caso una hibridación sp^2 .

En cada molécula de metanal se formarán, como muestra el dibujo, 3 enlaces de solapamiento frontal tipo σ , y un enlace de solapamiento lateral tipo π de los orbitales tipo p. La geometría en torno al átomo central es triangular plana con un ángulo entre enlaces de **120º**, que se representa de la siguiente manera:



4 Enlace covalente

El metanol tiene grupo -OH con una intensa polaridad. Esto permite los **enlaces de hidrógeno entre moléculas de metanol** como fuerza intermolecular más importante en estado líquido. El metanal presenta polaridad permanente aunque más reducida. La interacción existente entre sus moléculas es el enlace dipolo-dipolo, también conocida como **fuerzas de Van der Waals entre moléculas de metanal**, como fuerza intermolecular más importante en estado líquido.

24. El tricloruro de boro es un gas, en condiciones normales de presión y temperatura, mientras que el tetracloruro de carbono es líquido, en las mismas condiciones. A partir de la forma geométrica de sus moléculas explica: su polaridad, los enlaces intermoleculares y los motivos por los que un compuesto sea gas y el otro líquido.

- El tricloruro de boro, BCl_3 , presenta geometría molecular **triangular plana** con ángulos de enlace 120° . (Ver el ejemplo de hibridación sp^2 en la página 110 del libro del alumno, cambiando el halógeno la geometría se mantiene).

A pesar de que el enlace Cl-B es polar ($\Delta EN = 3,16 - 2,04 = 1,12$), la simetría molecular dispone los enlaces de modo que la suma vectorial de los dipolos hace que su momento dipolar total sea igual a cero. La molécula es apolar. No hay dipolos permanentes. Las fuerzas intermoleculares que se establecen son las **fuerzas de London** o de dispersión.

- El tetracloruro de carbono, CCl_4 , presenta geometría molecular **tetraédrica**. Sus ángulos de enlace toman valores próximos a $109,5^\circ$. (Ver el ejemplo de hibridación sp^3 en la página 110 del libro del alumno, quitando el hidrógeno y sustituyéndolo por cloro la geometría se mantiene).

El enlace Cl-C es polar ($\Delta EN = 3,16 - 2,55 = 0,61$). Al tener simetría tetraédrica, la suma vectorial de los dipolos hace que su momento dipolar total sea nulo. La molécula también es apolar en este caso. No hay dipolos permanentes. Las fuerzas intermoleculares que se establecen serán de nuevo **fuerzas de London** o de dispersión.

Ambas moléculas son apolares y presentan simetría en su estructura. Ambas presentan el mismo tipo de fuerzas intermoleculares. La diferencia más notable entre ellas es la masa molar y como consecuencia la cantidad de electrones que contiene. $M(\text{CCl}_4) = 153,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{BCl}_3) = 117,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. La mayor presencia de electrones en las capas de valencia es la razón por la que el CCl_4 es líquido y el BCl_3 es gaseoso bajo las mismas condiciones de presión y temperatura. La mayor masa molecular del CCl_4 aumenta las fuerzas de London (dipolo inducido-dipolo instantáneo) y confiere a la molécula un mayor punto de ebullición, lo que hace que se presente en estado líquido.

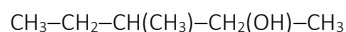
25. Explica qué tipo de fuerza intermolecular contribuye, de manera preferente, a mantener en estado líquido las siguientes sustancias:

- a) CH_3OH b) CO_2 c) Br_2

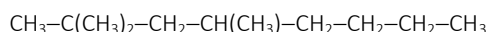
- La polaridad del enlace -OH hace que existan **enlaces de hidrógeno** entre las moléculas del CH_3OH , siendo estas fuerzas intermoleculares las responsables de que se mantenga en estado líquido.
- En el dióxido de carbono, al ser una molécula apolar, las fuerzas intermoleculares que aparecen son las **fuerzas de London** o de dispersión, lo que permitiría al CO_2 quedar en estado líquido (esto solo ocurre a presiones altas, $p > 5 \text{ atm}$, y temperaturas bajas, $T < -50 \text{ }^\circ\text{C}$; o presiones muy altas, $p > 70 \text{ atm}$, a temperatura ambiente).
- La molécula de bromo es covalente apolar y en su unión entre ellas solo pueden aparecer **fuerzas de London** o de dispersión, que son las que hacen que se encuentre en estado líquido.

26. Formula el 3-metilpentan-2-ol y el 2,2,4-trimetiloctano. Explica cuál de estos compuestos presenta enlaces intermoleculares por enlaces de hidrógeno.

Ambos compuestos son moléculas orgánicas. El 3-metilpentan-2-ol es un alcohol con la siguiente fórmula:



El 2,2,4-trimetiloctano es un alcano que presenta la siguiente fórmula:



Los enlaces de hidrógeno se forman en moléculas polares cuando un átomo de hidrógeno se une a otro átomo pequeño y muy electronegativo (nitrógeno, flúor u oxígeno). El único compuesto que podría presentar enlaces por puentes de hidrógeno es el **3-metilpentan-2-ol**, ya que presenta el sustituyente -OH .

ACTIVIDADES (página 123)

27. Los valores de los puntos de ebullición de cloro y yodo son: $T_{\text{eb.}}[\text{Cl}_2] = 239 \text{ K}$, $T_{\text{eb.}}[\text{I}_2] = 457 \text{ K}$, respectivamente. Explica esta diferencia.

Las moléculas de cloro y yodo tienen la misma estructura. Dos átomos del mismo elemento unidos mediante un enlace covalente sencillo. Es un enlace apolar. Así que ambas moléculas tienen momento dipolar nulo.

Las fuerzas intermoleculares responsables de que las moléculas se mantengan unidas son las fuerzas de London o de dispersión. Que se originan por la interacción dipolo instantáneo-dipolo inducido.

La razón por la que existe esa diferencia en los valores de las temperaturas de ebullición se debe a que a medida que aumenta el tamaño de la molécula (o la masa molecular) aumentan también las fuerzas de London. Cuanto mayor es la molécula, más lejos se encuentran los electrones del núcleo y más sencillo resulta inducir dipolos. La masa molecular del cloro ($M(\text{Cl}_2) = 70,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) es menor que la del yodo ($M(\text{I}_2) = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$). Por esto el segundo tiene un punto de ebullición notablemente más elevado.

28. El agua tiene una masa molecular de 18 unidades y el butano de 55 unidades, masas aproximadas. ¿Por qué, a temperatura ambiente y presión de 1 atm, el agua es líquida y el butano es gas?

Para responder a la pregunta tenemos que fijarnos en la temperatura de ebullición de cada compuesto y esta temperatura depende de las fuerzas intermoleculares que se establezcan en cada caso, de manera que:

Enlace de hidrógeno > Van der Waals (dipolo-dipolo) > London (dispersión)

En el caso del agua líquida H_2O , sus moléculas polares se unen entre sí mediante enlaces de hidrógeno y al ser una molécula relativamente pequeña, el valor de la temperatura de ebullición será elevado.

En el caso del butano $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$, que no es polar, las interacciones entre moléculas son del tipo London o de dispersión.

Aunque el butano supere en masa molecular al agua, las fuerzas que mantienen unidas las moléculas no son las mismas, y en este caso el agua, al tener enlaces hidrógeno mucho más fuertes que las fuerzas de London, puede permanecer en estado líquido a una temperatura en la que el butano ya se encuentra en estado gaseoso.

ACTIVIDADES (página 125)

29. Explica razonadamente los siguientes fenómenos:

- El fluoruro de cesio tiene un punto de fusión de 682 °C, mientras que el flúor es un gas a temperatura ambiente.**
- El cobre y el yodo son sólidos a temperatura ambiente, pero el cobre conduce la corriente eléctrica, mientras que el yodo no lo hace.**
- El butano tiene un punto de ebullición más alto que el propano.**

a) Fluoruro de cesio, CsF . El flúor y el cesio tienen electronegatividades muy diferentes, al enlazarse el flúor arrebató un electrón al cesio dando lugar a un enlace iónico. La red iónica, con enlaces entre iones, está cohesionada por fuerzas electrostáticas y es sólida. Para fundirlo es necesario suministrar valores de energía altos que consigan superar la energía reticular del cristal que de por sí es elevada por ser un sólido iónico.

El flúor, F_2 , sin embargo, es un compuesto molecular covalente. La cohesión intermolecular está dada por fuerzas de London o de dispersión, energéticamente más débiles, lo que hace que el compuesto se encuentre en forma gaseosa incluso a temperatura ambiente.

b) El cobre es un metal que posee electrones capaces de moverse libremente por su estructura y conducir la electricidad.

El yodo es un sólido covalente molecular que no permite conducir la electricidad, ya que sus electrones no están libres al formar parte del orbital de enlace covalente.

c) Tanto las moléculas de propano como las de butano son moléculas orgánicas apolares que se encuentran unidas entre sí mediante fuerzas de London o de dispersión. Para comparar puntos de ebullición debemos tener en cuenta que cuanto mayor sea la masa molecular del compuesto, mayores serán las fuerzas intermoleculares y, por lo tanto, mayor será también el punto de ebullición de la sustancia. El butano posee mayor tamaño molecular que el propano, por lo que su punto de ebullición será mayor.

30. Indica, justificando la respuesta, qué especie química (átomo, molécula o ion) ocupa los nudos de las redes de las siguientes sustancias en estado sólido: óxido de magnesio, grafito, agua y nitrógeno.

El óxido de magnesio sólido, MgO, se compone de una red formada por iones Mg^{2+} y O^{2-} unidos por enlace iónico, por lo que la especie química que se encuentra en los nudos de la red son dichos **iones**.

Para formar el grafito sólido varias redes planas, o capas, se unen superponiéndose mediante fuerzas de dispersión. En cada una de las capas los átomos de carbono se agrupan mediante enlaces covalentes donde cada uno de los **átomos de carbono** se encuentran en los nudos de dicha red, que tiene agrupación hexagonal.

En el agua, que presenta enlace covalente entre sus átomos, la fuerza intermolecular presente en el estado sólido es el enlace de hidrógeno. El agua en estado sólido (hielo) cristaliza en forma hexagonal, donde, en este caso, la **molécula de agua** es la que se encuentra en los nudos de la red.

El nitrógeno sólido es el caso de un sólido molecular. El nitrógeno se une mediante un triple enlace covalente para formar la molécula de nitrógeno, N_2 , y dichas moléculas, a su vez, se unen mediante débiles fuerzas de London para formar la red en estado sólido. En la red cada una de las **moléculas de N_2** se encontraría en los nudos.

31. Explica qué tipo de enlace químico debe romperse o qué fuerza de atracción debe vencerse para:

- a) Fundir cloruro de sodio. c) Hervir agua.
 b) Evaporar nitrógeno líquido. d) Fundir hierro.

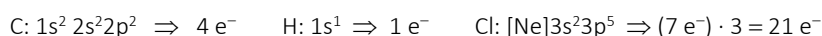
- a) El cloruro de sodio (sal común) presenta enlace iónico debido a la gran diferencia de electronegatividad entre los elementos Cl y Na. Para fundirlo han de romperse las **fuerzas electrostáticas** que unen estos iones.
- b) Las moléculas de nitrógeno están unidas por **fuerzas de London** o de dispersión, que son las que habría que vencer para conseguir evaporarlo.
- c) Las moléculas de agua son dipolos permanentes, están unidas mediante enlaces de hidrógeno. Para que el agua pasase a estado gaseoso por ebullición habría que romper dichos **enlaces de hidrógeno**.
- d) Para fundir hierro es necesario romper un **enlace metálico** entre la nube de electrones deslocalizados y los cationes de hierro que ocupan los nudos de la red cristalina.

ACTIVIDADES FINALES (página 128)

Octeto de Lewis

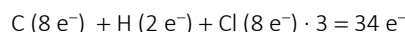
32. Mediante un diagrama de Lewis, representa las moléculas: $HC-Cl_3$ y $Cl-HC=CH-Cl$.

- Para conocer la estructura de Lewis del $CH-Cl_3$ calcula los electrones de valencia a partir de cada configuración electrónica:

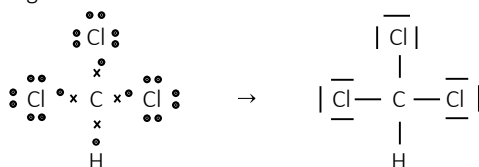


Resultan: $4 e^- + 1 e^- + 21 e^- = 26$ electrones de valencia.

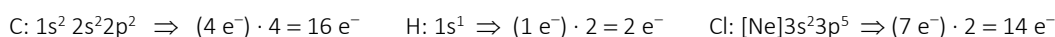
Para alcanzar el octeto, el carbono necesita compartir $4 e^-$, el cloro necesita $1 e^-$ y el hidrógeno, al ser una excepción, solo necesita $1 e^-$. Por lo tanto, el número de electrones necesarios será:



La diferencia entre ambas cantidades es $34 e^- - 26 e^- = 8 e^-$. El número de enlaces es la mitad, es decir, 4 enlaces. La estructura de Lewis es la siguiente:



- En el caso del $Cl-HC=CH-Cl$ (1,2-dicloroeteno), calcula igualmente los electrones de valencia a partir de cada configuración electrónica:

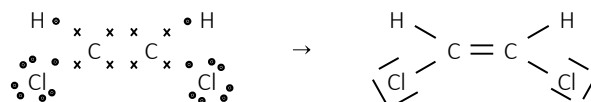


Resultan: $16 e^- + 2 e^- + 14 e^- = 32$ electrones de valencia.

Para alcanzar el octeto, el carbono necesita compartir $4 e^-$, el cloro necesita $1 e^-$ y el hidrógeno, al ser una excepción, solo necesita $1 e^-$. Por lo tanto, el número de electrones necesarios será:

$$C (8 e^-) \cdot 4 + H (2 e^-) \cdot 2 + Cl (8 e^-) \cdot 2 = 36 e^-$$

La diferencia entre ambas cantidades es $36 e^- - 32 e^- = 4 e^-$. El número de enlaces es la mitad, es decir, 4 pares de enlaces. Dos enlaces sencillos y uno doble. La estructura de Lewis es la siguiente:

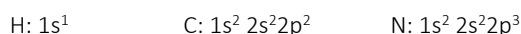


33. Dadas las moléculas: HCN, NO y BF₃.

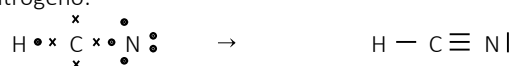
a) **Dibuja las estructuras de Lewis señalando, en su caso, los pares de electrones no compartidos.**

b) **Indica en cada caso cuál es la multiplicidad de todos los enlaces (sencillo, doble, triple).**

a) • Teniendo en cuenta las configuraciones de los átomos que componen la molécula de HCN:



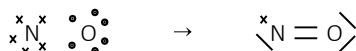
Para completar su estructura del octeto de Lewis hay 8 electrones en 4 enlaces. Deben formar un enlace triple entre el carbono y el nitrógeno, de la siguiente manera y uno simple del carbono con el hidrógeno. Y un par de electrones libres del nitrógeno:



• Teniendo en cuenta las configuraciones de los átomos que componen la molécula de NO:



Para la estructura de Lewis se comparten dos pares de electrones, quedando dos pares de electrones libres en el oxígeno, un par de electrones libres en el nitrógeno más un electrón desapareado libre en el nitrógeno. Su estructura de Lewis queda de la siguiente manera:



• Teniendo en cuenta las configuraciones de los átomos que componen la molécula de BF₃:



Para la estructura de Lewis se comparten 3 pares de electrones, quedando 9 pares de electrones libres o sin compartir en los átomos de flúor. La estructura de Lewis es la siguiente:



b) En el caso del HCN se da un enlace sencillo entre el C y el H y un enlace triple entre el C y el N.

En el NO se produce un enlace un enlace doble.

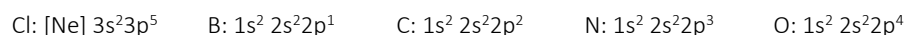
Para el BF₃ se dan 3 enlaces simples.

34. Considera los elementos boro, carbono, nitrógeno, oxígeno y cloro.

a) **Deduca la fórmula molecular más probable para los cloruros formados con los otros cuatro elementos.**

b) **Dibuja las estructuras de Lewis de las cuatro moléculas resultantes.**

a) Ten en cuenta las configuraciones electrónicas de estos elementos. Así sabrás en cada caso los electrones apareados o desapareados que pueden unirse y formar enlace.



El cloro tiene 7 electrones en la capa de valencia, estando todos apareados salvo uno. Necesitará un electrón para completar el octeto, lo que indica que, al formar cloruros, normalmente compartirá un par de electrones con el átomo con el que forme enlace.

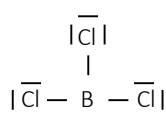
El átomo de boro tiene 3 electrones en su última capa de valencia, por lo que necesita establecer 3 enlaces (compartir 3 pares de electrones con el Cl) para alcanzar su estructura más estable. Aunque en este caso se produce una excepción al octeto. La fórmula más probable es **BCl₃**.

En el caso del carbono, cada átomo necesita 4 electrones adicionales para completar el octeto, por lo que formará 4 enlaces con el cloro compartiendo 4 pares de electrones. Su fórmula más probable es **CCl₄**.

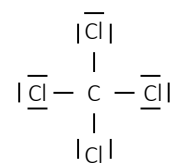
El nitrógeno tiene 5 electrones en su última capa, de los cuales 3 podrán formar enlace al estar desapareados, de manera que el nitrógeno se agrupará con el cloro para formar tricloruro de nitrógeno con la fórmula molecular **NCl₃**.

El oxígeno tiene 6 electrones en su última capa, de los cuales solo dos están desapareados. La fórmula más probable para el cloruro formado con oxígeno será **OCl₂**, donde se comparten dos pares de electrones para que tanto el oxígeno como el cloro completen el octeto.

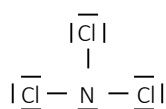
b) Las estructuras de Lewis para las moléculas anteriores son las siguientes:



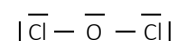
tricloruro de boro, BCl₃



tetracloruro de carbono, CCl₄



tricloruro de nitrógeno, NCl₃



dicloruro de oxígeno, OCl₂

Geometría de enlace

35. Justifica si es verdad la siguiente afirmación:

«Cuando un átomo de A se combina mediante enlaces covalentes con 3 de B, la molécula resultante, AB₃, siempre tendrá una estructura geométrica plana».

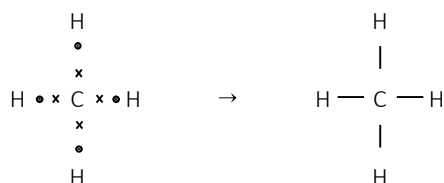
Aunque a priori pueda parecer que el átomo central se agrupará de manera que pueda formar los tres enlaces los átomos de B hacia los vértices de un triángulo equilátero, con una geometría triangular plana, en el momento en que A tenga electrones desapareados o libres, su geometría cambiará para poder albergarlos pasando a establecer una geometría piramidal trigonal. Un ejemplo donde esto sucede es el amoníaco, NH₃. Esta afirmación **no es correcta**.

36. Responde a las siguientes cuestiones:

a) **Escribe las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas: metano, amoníaco, dióxido de azufre, metanal.**

b) **¿Qué geometría cabe esperar para cada una de ellas utilizando el modelo de repulsión entre pares de electrones de la capa de valencia?**

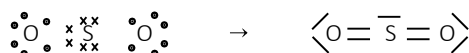
a) En el metano, CH₄, las configuraciones son C: 1s² 2s²2p² y H: 1s¹. El carbono comparte 4 pares de electrones completando así su octeto de Lewis.



Para la molécula de NH₃, N: 1s² 2s²2p³ y H: 1s¹. El nitrógeno necesita compartir 3 pares de electrones, quedando un par de electrones libres.



En la molécula de dióxido de azufre, SO₂, S: [Ne] 3s²3p⁴ y O: 1s² 2s²2p⁴, se produce una excepción al octeto donde el azufre cierra capa con 10 electrones, de manera que se forman 4 enlaces (dos dobles) y queda un par libre.



De las dos especies químicas que pide el ejercicio:

Trifluoruro de boro, BF_3 .

Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$3 e^- + (7 e^-) \cdot 3 = 24 e^-$$

La configuración más estable de cada elemento dentro del BF_3 , teniendo en cuenta que el boro es una excepción, el elemento que es estable con 6 electrones en su capa de valencia:

$$6 e^- + (8 e^-) \cdot 3 = 30 e^-$$

La diferencia son los electrones a compartir, $6 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 3 enlaces. Son, por tanto, 3 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos de flúor 9 pares de electrones no enlazantes.

Se forman tres enlaces covalentes sencillos. La estructura de Lewis es como sigue:



- b) En ambos compuestos el número de oxidación que presenta el boro es **+3**.
- c) BF_3 : el boro necesita tres direcciones para formar enlace con el flúor, por lo que tanto su geometría de enlace como la molecular es **triangular plana**.
- BF_4^- : el boro necesita cuatro direcciones para formar enlace con el flúor, así que tanto su geometría de enlace como la molecular es **tetraédrica**.

Tetrafluoruroborato(1-), BF_4^- .

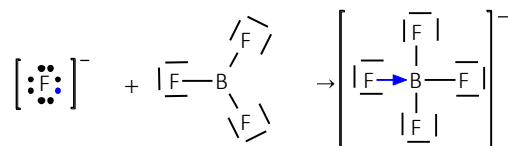
Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto y añade uno por la carga del anión:

$$3 e^- + (7 e^-) \cdot 4 + 1 e^- = 32 e^-$$

La configuración más estable de cada elemento dentro del BF_4^- , teniendo en cuenta que el boro queda con un orbital vacío y que además en el anión hay un electrón extra:

$$8 e^- + (8 e^-) \cdot 4 = 40 e^-$$

En el caso del ion BF_4^- se da un enlace covalente coordinado o dativo, donde el anión fluoruro se presenta como dador y el trifluoruro de boro se presenta como aceptor con un orbital vacío, quedando la estructura de Lewis de la siguiente manera:



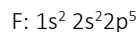
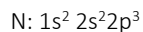
40. Aplicando la teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia, indica justificadamente la geometría de las moléculas siguientes:

a) NF_3

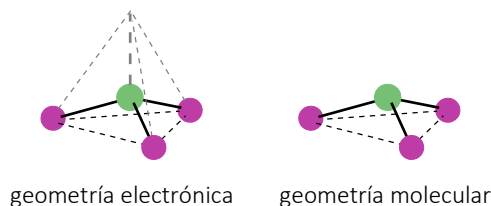
b) BF_3

Si tenemos en cuenta la TRPECV, debes fijarte en los pares de electrones enlazantes y no enlazantes que se presentan en cada molécula en torno al átomo central. De ahí deduce la geometría real considerando las repulsiones que se puedan establecer entre pares.

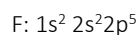
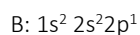
- a) Calcula las configuraciones electrónicas de los elementos en la molécula de trifluoruro de nitrógeno, NF_3 :



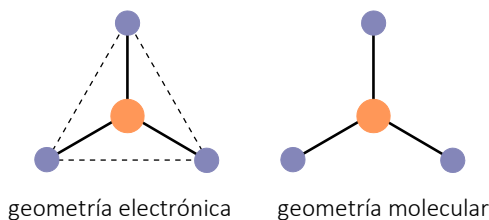
Observa que para formar la molécula se establecen en torno al átomo central, nitrógeno, 3 pares de electrones enlazantes y un par de electrones no enlazantes. La geometría electrónica es tetraédrica, pero al existir un par de electrones libres, se rompe la simetría y la geometría molecular es **piramidal trigonal**.



- b) Calcula las configuraciones electrónicas de los elementos en la molécula de trifluoruro de boro, BF_3 :



Para poder formar la molécula el boro completa su capa con 6 electrones, siendo una excepción al octeto. Se establecen en torno al átomo de B tres enlaces simples, por lo que tenemos 3 pares de electrones enlazantes y ningún par de electrones no enlazantes. La geometría electrónica y molecular en este caso es **triangular plana**.



ACTIVIDADES FINALES (página 129)

41. Dadas las moléculas HCl, KF, CF₄ y CH₂Cl₂:

- Razona el tipo de enlace presente en cada una de ellas.
- Escribe la estructura de Lewis y justifica la geometría de las moléculas que tienen enlaces covalentes.
- Justifica cuáles de ellas son solubles en agua.

a) Tipo de enlace:

- HCl. Enlace covalente formado por dos elementos electronegativos. Comparten un par de electrones.
- KF. Enlace iónico formado por dos elementos con gran diferencia de electronegatividad, metal y no metal. No se trata de una molécula, sino de una red formada por iones (el K cede un electrón al F).
- CF₄. Enlace covalente formado por dos elementos electronegativos. Comparten 4 pares de electrones.
- CH₂Cl₂. Enlace covalente, C, H y Cl elementos electronegativos. Tiene dos enlaces covalentes sencillos C–H y dos enlaces covalentes sencillos C–Cl.

b)

	Estructura de Lewis de los compuestos con enlaces covalentes	Para justificar la geometría utiliza, por ejemplo, la TRPECV
HCl	$\text{H} \times \cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot \rightarrow \text{H} - \ddot{\text{Cl}}$	Se trata de una molécula con una dirección de enlace, luego su geometría de enlace y molecular será lineal .
CF ₄	$\begin{array}{c} \cdot\cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot \\ \times \\ \cdot\cdot\cdot\text{C}\cdot\cdot \\ \times \\ \cdot\cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{F} \\ \text{F} - \text{C} - \text{F} \\ \text{F} \end{array}$	El átomo central necesita cuatro direcciones de enlace, por tanto, la geometría será tetraédrica. Además, como los cuatro átomos son idénticos será tetraédrica regular .
CH ₂ Cl ₂	$\begin{array}{c} \cdot\cdot\cdot\text{H}\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot\text{Cl}\cdot\cdot \\ \times \\ \cdot\cdot\cdot\text{C}\cdot\cdot \\ \times \\ \cdot\cdot\cdot\text{Cl}\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot\text{H}\cdot\cdot \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{Cl} - \text{C} - \text{Cl} \\ \text{H} \end{array}$	En este caso, el átomo central necesita cuatro direcciones de enlace. Dos direcciones para formar dos enlaces C–H y otras dos para formar dos enlaces C–Cl. Por tanto, la geometría de enlace y molecular será tetraédrica .

- c) El agua es un disolvente polar, por tanto, serán solubles las sustancias iónicas como KF y las sustancias moleculares polares, que son HCl y CH₂Cl₂.

CF₄ es apolar aunque sus enlaces C–F sean polares, ya que la geometría de la molécula es regular. Esto hace que se cancelen y la molécula sea globalmente apolar, por lo que no sería soluble en agua.

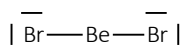
42. Justifica la geometría de las siguientes moléculas covalentes de acuerdo con la teoría de la repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia:

- Bromuro de berilio (dibromuro de berilio).
- Cloruro de aluminio (triclورو de aluminio).

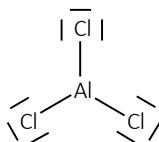
c) **Cloruro de silicio(IV) (tetracloruro de silicio).**

d) **Amoniaco (trihidruro de nitrógeno).**

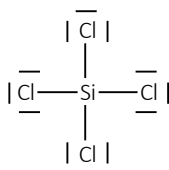
a) BeBr_2 : es una molécula regular. Tiene dos pares de electrones (de enlace). Por tanto, es **lineal**.



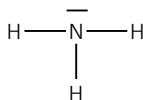
b) AlCl_3 : es una molécula regular. Tiene tres pares de electrones (de enlace). Por tanto, es **triangular plana**.



c) SiCl_4 : es una molécula regular. Tiene cuatro pares de electrones (de enlace). Por tanto, es **tetraédrica**.



d) NH_3 : tiene cuatro pares de electrones (tres de enlace y uno solitario). Es **piramidal triagonal**.



43. Considera las siguientes especies químicas N_2O , NO_2^+ , NO_2^- , NO_3^- , y responde razonadamente a las cuestiones:

a) **Representa la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas propuestas.**

b) **Predice la geometría de cada una de estas especies químicas.**

Las configuraciones electrónicas de los elementos que intervienen son:

N: $1s^2 2s^2 2p^3$ tiene 5 e^- de valencia, 3 e^- desapareados y 1 par libre.

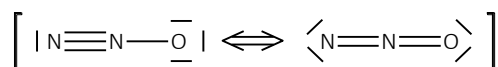
O: $1s^2 2s^2 2p^4$ tiene 6 e^- de valencia, 2 e^- desapareados y 2 pares libres.

a) Las estructuras de Lewis:

- N_2O : hay dos átomos de nitrógeno y uno de oxígeno: $(5 e^-) \cdot 2 + (6 e^-) = 16 e^-$ de valencia.

Para que cada átomo complete su octeto por separado: $(8 e^-) \cdot 2 + (8 e^-) = 24 e^-$.

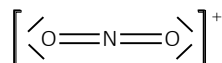
La diferencia es de 8 e^- . La mitad es el número de enlaces, 4 enlaces. Es una estructura resonante:



- NO_2^+ : hay un átomo de nitrógeno y dos de oxígeno: $(5 e^-) + (6 e^-) \cdot 2 = 17 e^-$ en el compuesto neutro. Como es un ion positivo hay que restar un electrón (carga), luego hay 16 e^- de valencia.

Para que cada átomo complete su octeto por separado: $(8 e^-) + (8 e^-) \cdot 2 = 24 e^-$.

La diferencia es de 8 e^- . La mitad es el número de enlaces, 4 enlaces:



- NO_2^- : hay un átomo de nitrógeno y dos de oxígeno: $(5 e^-) + (6 e^-) \cdot 2 = 17 e^-$ en el compuesto neutro. Como es un ion negativo hay que sumar un electrón (carga), luego hay 18 e^- de valencia.

Para que cada átomo complete su octeto por separado: $(8 e^-) + (8 e^-) \cdot 2 = 24 e^-$.

La diferencia es de 6 e^- . La mitad es el número de enlaces, 3 enlaces. Es una estructura resonante:

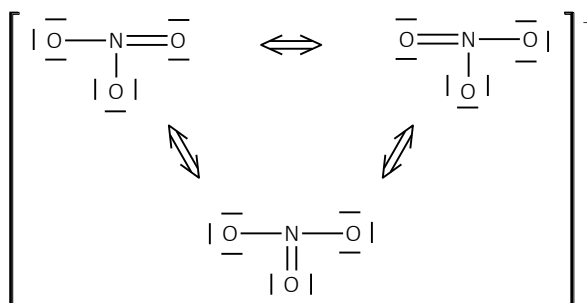


4 Enlace covalente

- NO_3^- : hay un átomo de nitrógeno y tres de oxígeno: $(5 e^-) + (6 e^-) \cdot 3 = 23 e^-$ en el compuesto neutro. Como es un ion negativo hay que sumar un electrón (carga), luego hay $24 e^-$ de valencia.

Para que cada átomo complete su octeto por separado: $(8 e^-) + (8 e^-) \cdot 3 = 32 e^-$.

La diferencia es de $8 e^-$. La mitad es el número de enlaces, 4 enlaces. Es una estructura resonante:



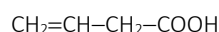
b) Geometría:

Compuesto	Pares e^-	Pares enlazantes	Pares libres	Geometría
N_2O	4	4 (triple + simple; 2 dobles)	0	Lineal
NO_2^+	4	4 (2 dobles)	0	Lineal
NO_2^-	4	3 (doble + simple)	1	Angular
NO_3^-	4	4 (doble + 2 simples)	0	Triangular plana

Hibridación

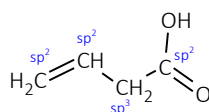
- 44.** Escribe la fórmula del ácido but-3-enoico. Indica la hibridación de cada uno de los carbonos. Señala un enlace polarizado indicando la carga parcial de cada átomo en el mismo (δ^+ y δ^-). Razona el carácter ácido del compuesto.

La fórmula de ácido but-3-enoico es:

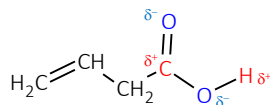


Se puede ver que hay un enlace doble entre dos átomos de carbono y también que hay un grupo carboxilo. En los grupos carboxilo hay un doble enlace entre el carbono y uno de los oxígenos.

En los compuestos orgánicos, un átomo de carbono que solo forma enlaces sencillos utiliza una hibridación sp^3 . Un átomo que solo forma un enlace doble se hibrida en sp^2 . Los carbonos 1, 3 y 4 tienen hibridación sp^2 . El segundo carbono presenta hibridación sp^3 .



Un enlace polarizado es aquel en el que los dos átomos tienen diferentes electronegatividades. Las electronegatividades son: H (2,20); C (2,55); y, O (3,44). En este caso tendríamos enlaces polarizados en el grupo ácido: C=O ($\Delta EN = 0,89$); y, O-H ($\Delta EN = 1,24$). El enlace C-H está escasamente polarizado ($\Delta EN = 0,35$) y podemos despreciarlo.



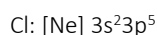
El carácter ácido del compuesto es gracias a la alta electronegatividad del oxígeno en el grupo carboxilo -COOH. El carbono cargado positivamente aumenta la polarización del enlace O-H, lo que favorece su ionización.

45. A la luz de la teoría del enlace de valencia:

a) Describe las moléculas de Cl₂ y N₂.

b) Justifica si en alguna de ellas se presentarán enlaces tipo σ o π y en qué número.

a) Cada molécula Cl₂ contiene 2 átomos de cloro. La configuración electrónica del elemento es:



Utiliza un orbital tipo p con 1 e⁻ desapareado dispuesto a formar un enlace sencillo. También tiene tres pares libres.

Así, en la molécula hay dos átomos de cloro unidos por un enlace simple en un orbital de enlace, donde cada uno comparte el electrón desapareado.

Cada molécula N₂ contiene 2 átomos de nitrógeno. La configuración electrónica del elemento es:



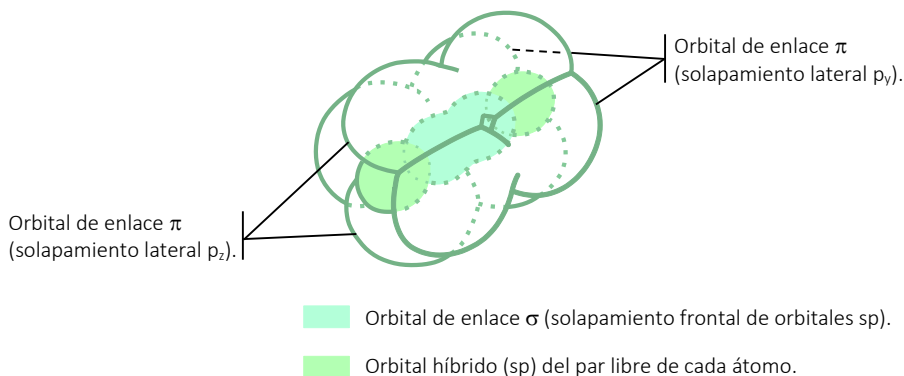
Tiene un par libre. También tiene tres electrones desapareados dispuestos a formar 1 enlace triple.

Así, en la molécula hay dos átomos de nitrógeno unidos por un enlace triple en tres orbitales de enlace, donde cada átomo aporta para compartir los tres electrones desapareados.

b) Para el gas cloro, cada uno de los átomos de cloro tiene un orbital semiocupado, con un electrón desapareado, al unirse se combinan ambos orbitales en un orbital de enlace por solapamiento frontal, un orbital de enlace σ (Cl-Cl). Geometría molecular lineal.

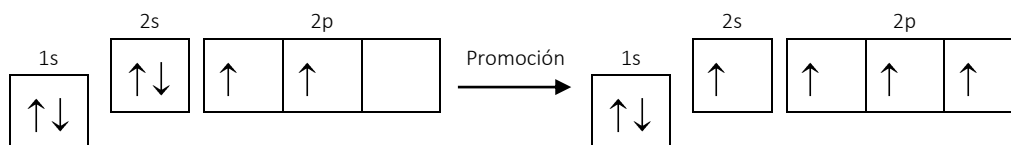


En el caso de la molécula de gas nitrógeno, N₂, hay tres electrones desapareados y se forma un enlace triple. Se forma un orbital de enlace por solapamiento frontal tipo σ y otros dos orbitales de enlace por solapamiento lateral tipo π (N≡N). Triple enlace con geometría de hibridación lineal y geometría molecular también lineal.



46. Dibuja las moléculas de etileno (eteno) y etano, indicando el tipo de hibridación de los átomos de carbono en cada uno de ellos. Justifica por qué la energía del enlace carbono-carbono es mayor ($612 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) en el etileno (eteno) que en el etano ($348 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$).

En los átomos de carbono, con 4 electrones en la capa de enlace, tiene lugar la promoción de un electrón de 2s a 2p:

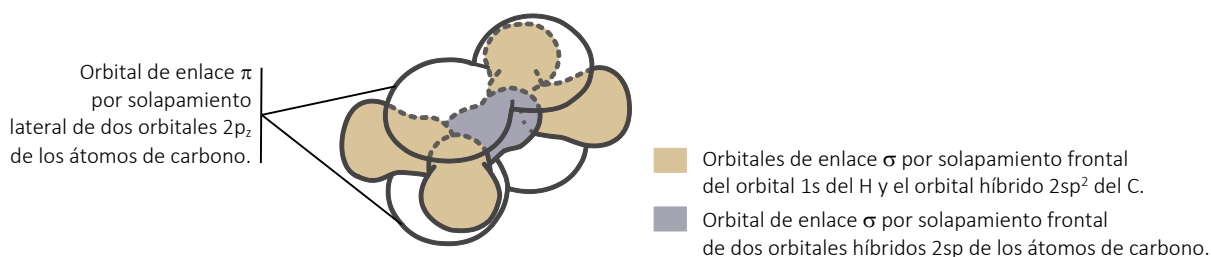


En el etano todos los enlaces son simples. Estos enlaces se dan por solapamiento frontal, no hay solapamientos laterales. Por eso en los átomos de carbono del etano se producen hibridaciones sp^3 .

Se forma un enlace simple tipo σ (solapamiento frontal) entre los átomos de carbono y otros seis enlaces σ entre los átomos de carbono e hidrógeno. 0



En el eteno hay un enlace doble. Estos enlaces se dan con un solapamiento frontal tipo σ y otro lateral tipo π . Por eso en los átomos de carbono del etano se producen hibridaciones sp^2 . Además se forman cuatro enlaces σ entre los átomos de carbono e hidrógeno.



La energía de enlace de un doble enlace (donde hay que romper dos orbitales de enlace) es mayor que la energía de un enlace sencillo (donde solo hay que romper un orbital de enlace). El eteno tiene un doble enlace C=C mientras que el etano tiene un enlace simple C-C. La energía del enlace carbono-carbono es mayor en el eteno.

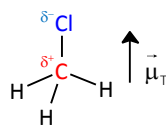
Polaridad

47. Explica la geometría de las siguientes moléculas: CH_3Cl , NH_3 , BeCl_2 y PCl_5 , e indica la polaridad de las mismas.

- CH_3Cl . En este caso, el átomo central necesita cuatro direcciones de enlace. Tres direcciones para formar tres enlaces C-H y otra para formar un enlace C-Cl. Por tanto, la geometría de enlace y molecular será tetraédrica. Cuatro pares de electrones enlazantes que forman entre sí ángulos de $109,5^\circ$.

Átomo central: 4 pares de enlace	Geometría electrónica: tetraédrica	Geometría molecular: tetraédrica

Dada la geometría de la molécula y la gran polaridad del enlace (C–Cl), el momento dipolar total de la misma no se anula y, por tanto, la molécula será polar $\vec{\mu}_T \neq 0$.



- La molécula de amoníaco, NH_3 , tiene geometría de enlace tetraédrica, ya que tiene cuatro direcciones de enlace para alojar el par de electrones libre los tres pares de enlace, y geometría molecular piramidal. Los enlaces con cada átomo de hidrógeno forman entre sí ángulos de 107° .

$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$		
Átomo central: 3 pares de enlace y 1 par libre	Geometría electrónica: tetraédrica	Geometría molecular: piramidal trigonal

Los enlaces N–H son polares, dada la geometría no regular de la molécula (debido al par de electrones libres), se evita que los momentos dipolares de los tres enlaces se compensen unos con otros y el momento dipolar de la misma no se anula y, por tanto, la molécula será polar $\vec{\mu}_T \neq 0$.

- BeCl_2 . Tiene dos pares de electrones en torno al átomo central que forman dos pares enlazantes: ángulo de 180° . Por lo que tiene geometría de enlace y molecular lineal.

$\begin{array}{c} \\ \text{Cl} - \text{Be} - \text{Cl} \\ \end{array}$	$\text{Cl} - \text{Be} - \text{Cl}$	
Átomo central: 2 pares de enlace	Geometría electrónica: lineal	Geometría molecular: lineal

Los enlaces Be–Cl son polares pero al ser una molécula lineal, los momentos dipolares de sus dos enlaces se compensan y la molécula es apolar.

- PCl_5 . Bipirámide trigonal: cinco pares de electrones enlazantes alrededor del átomo central. Tres de ellos en el plano horizontal formando ángulos de 120° entre sí; y los otros dos en el eje vertical formando ángulos de 90° con los demás.

Átomo central: 5 pares de enlace	Geometría electrónica: bipiramidal trigonal	Geometría molecular: bipiramidal trigonal

Los enlaces P–Cl son polares pero la molécula es apolar debido a su geometría regular que hace que se anulen los momentos dipolares.

48. Considera las siguientes moléculas: agua, fluoruro de hidrógeno, hidrógeno gaseoso, metano y amoníaco. Contesta justificadamente.

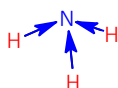
- ¿Cuál o cuáles son polares?
- ¿Cuál presenta enlaces más polares?

c) ¿Cuál presenta enlaces menos polares?

d) ¿Cuál o cuáles pueden presentar enlace de hidrógeno?

a) Polaridad:

- Agua, H_2O : es una molécula angular. Los enlaces polares no se anulan, sino que se suman vectorialmente. Por eso **las moléculas de agua son polares**.
- Fluoruro de hidrógeno, HF: forma un enlace covalente polar. Los átomos de H y F tienen diferente electronegatividad. Por tanto, **las moléculas de HF son polares**.
- Hidrógeno gaseoso, H_2 : forma un enlace covalente apolar. Los dos átomos de H tienen la misma electronegatividad. **Las moléculas de H_2 son apolares**.
- Metano, CH_4 : es una molécula tetraédrica regular. Los enlaces polares se anulan y **las moléculas de CH_4 son apolares**.
- Amoníaco, NH_3 : los enlaces N–H son polares, dada la geometría no regular de la molécula (piramidal trigonal), se evita que los momentos dipolares de los tres enlaces se compensen unos con otros y el momento dipolar de la misma no se anula, **las moléculas de NH_3 son polares**.



b) H–F debido a la gran diferencia de electronegatividad entre sus átomos.

c) H_2 que está formada por dos átomos iguales y la diferencia de electronegatividad es nula.

d) El enlace de hidrógeno se da entre moléculas polares que contienen un átomo de hidrógeno y un átomo pequeño y muy electronegativo (N, O, F). Luego, pueden presentar enlace de hidrógeno: NH_3 , H_2O y HF.

ACTIVIDADES FINALES (página 130)

49. Responde razonando la respuesta.

a) Indica la geometría de las siguientes moléculas: tricloruro de boro y sulfuro de hidrógeno.

b) ¿Cuáles de ellas son polares?

a) Geometría:

- Tricloruro de boro, BCl_3 : B tiene 3 e^- de valencia y comparte 1 par de electrones con cada Cl. El B es el átomo central y tiene alrededor 3 pares de enlace. Según la TRPECV, necesita 3 direcciones de enlace, geometría electrónica triangular plana. La geometría molecular coincide con la electrónica.

Átomo central: 3 pares de enlace	Geometría electrónica: triangular plana	Geometría molecular: triangular plana

- Sulfuro de hidrógeno, H_2S : S tiene 6 e^- de valencia. El S es el átomo central y forma dos enlaces sencillos con los dos H. Tiene, además, dos pares libres que sumados a los pares de enlace hace que tenga cuatro direcciones de enlace, en una geometría electrónica tetraédrica, pero con geometría molecular angular (ángulo de 104°).

$\begin{array}{c} \text{H} - \text{S} - \text{H} \\ \quad \\ \text{---} \quad \text{---} \end{array}$		
Átomo central: 2 pares de enlace y 2 pares libres	Geometría electrónica: tetraédrica	Geometría molecular: angular

b) Polaridad.

- Aun siendo sus enlaces Cl–B polares la molécula es apolar debido a su geometría simétrica.
- Por lo anterior podemos decir que la molécula de H₂S es polar, ya que los enlaces S–H son polares y no se anulan por la geometría molecular angular.

50. Un compuesto de fórmula XCl₃ es apolar. Teniendo en cuenta este dato, razona sobre la posibilidad de que X sea uno de los siguientes elementos: aluminio, nitrógeno, fósforo o magnesio. Razona la respuesta.

- Aluminio, Al: tiene 3 e⁻ de valencia. Compartiría 1 par de electrones con cada Cl. El Al sería el átomo central y tendría alrededor 3 pares de enlace. Geometría electrónica triangular plana. La geometría molecular coincide con la electrónica. Al tener una geometría simétrica, la molécula será apolar aunque los enlaces sean polares.
- Nitrógeno, N: tiene 5 e⁻ de valencia. Compartiría 1 par de electrones con cada Cl y tendría, además, un par libre por lo que la geometría de la molécula no será simétrica y, por tanto, la molécula resultante será polar. Luego, el nitrógeno no puede ser el elemento que estamos buscando.
- Fosforo, P: tiene 5 e⁻ de valencia. Por el mismo motivo que el nitrógeno, el fósforo tampoco podría ser ya que daría como resultado una molécula polar.
- Magnesio, Mg: tiene 2 e⁻ de valencia. El resultado de la unión sería con dos átomos de cloro, Cl, luego no puede ser tampoco el elemento que estamos buscando.

Por tanto, el único elemento posible es el **aluminio**.

Enlace entre moléculas

51. A partir de los datos en la tabla indica razonadamente:

Propiedad física	Sustancias	
	H ₂ O	H ₂ S
Punto de ebullición normal (°C)	100	-60,7
Punto de fusión normal (°C)	0	-85,5

a) La sustancia con fuerzas intermoleculares más intensas.

b) El tipo de fuerzas intermoleculares que presenta cada una de las sustancias.

a) La presencia de fuerzas intermoleculares hace que sea necesario mayor aporte de energía en los cambios de estado. De los datos de la tabla se deduce que esto ocurre en el agua, ya que sus cambios de estado ocurren a mayor temperatura (mayor energía) que los cambios de estado del sulfuro de hidrógeno.

b) Como ambas moléculas son polares, las posibles fuerzas intermoleculares son: Van der Waals y enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se da entre moléculas polares que contienen un átomo de hidrógeno y un átomo pequeño y muy electronegativo (N, O, F). Luego, H₂O presenta enlace de hidrógeno.

El H₂S forma moléculas semejantes a las del agua pero el átomo central S es más grande y menos electronegativo. Luego, H₂S presenta enlace Van der Waals.

52. Los puntos de ebullición normales del HF y HCl son 293 K y 188 K, respectivamente. Los valores de la electronegatividad de los elementos son: $EN(F) = 4,0$; $EN(Cl) = 3,0$; $EN(H) = 2,1$. Indica, de forma razonada:

a) La sustancia que presenta las fuerzas intermoleculares más intensas.

b) El tipo de fuerzas intermoleculares presentes en cada una de las sustancias.

- a) La presencia de fuerzas intermoleculares hace que sea necesario mayor aporte de energía en los cambios de estado. De los datos disponibles se deduce que son más intensas estas fuerzas en el **HF**, ya que su punto de ebullición es más elevado (mayor energía) que el del HCl.
- b) Siendo ambas moléculas polares, como puede fácilmente deducirse de los datos de electronegatividad, cabe esperar enlaces de hidrógeno o fuerzas de Van der Waals.

El enlace de hidrógeno se da entre moléculas polares que contienen un átomo de hidrógeno y un átomo pequeño y muy electronegativo, como el fluor; luego, HF presenta enlace de hidrógeno.

En cambio, el cloro es más grande y menos electronegativo, por lo que no presenta enlace de hidrógeno sino enlace Van der Waals.

53. Razona cuál de las siguientes sustancias presenta unas fuerzas intermoleculares mayores:

a) Amoníaco.

b) Fosfano.

c) Arsano.

d) Agua.

e) Gas hidrógeno.

Explica cuáles son las consecuencias de ello. ¿Se pueden licuar y solidificar todas las especies citadas? Razona las causas.

- Amoníaco, NH_3 . Es una molécula polar. Sus enlaces están formados por un átomo de hidrógeno unido a un átomo pequeño y muy electronegativo. Por tanto, las fuerzas intermoleculares que habrá entre ellas serán de enlace de hidrógeno.
- Fosfano, PH_3 . Es una molécula polar. Sus enlaces están formados por un átomo de hidrógeno unido a un átomo de fósforo, de mayor tamaño y menos electronegativo que el nitrógeno, por lo que no presenta enlace de hidrógeno sino enlace Van der Waals.
- Arsano, AsH_3 . Al igual que el fosfano, presenta enlace Van der Waals.
- Agua, H_2O . El agua, al igual que el amoníaco, presenta enlace de hidrógeno.
- Gas hidrógeno, H_2 , forma un enlace covalente apolar, luego su interacción es de tipo London.

Los enlaces de hidrógeno son las mayores fuerzas intermoleculares, así que **agua** y **amoníaco** son las sustancias que presentan estas fueras de mayor intensidad.

Las sustancias que presentan enlace de hidrógeno tienen puntos de ebullición y de fusión más altos. Esto es así porque la energía necesaria para deshacer los enlaces intermoleculares es mayor en aquellas sustancias que presentan enlaces de hidrógeno.

Sí, todas las sustancias se pueden licuar y solidificar, ya que todas las sustancias presentan algún tipo de fuerza intermolecular ya sea fuerte o débil.

Propiedades físicas en función de las fuerzas de enlace

54. Explica por qué:

a) El agua tiene un punto de ebullición más alto que el sulfuro de dihidrógeno.

b) $C_{20}H_{42}$ tiene un punto de ebullición más alto que C_4H_{10} .

- a) Las sustancias que presentan enlace de hidrógeno, como el agua, tienen puntos de ebullición y de fusión más altos. Esto es así porque la energía necesaria para deshacer los enlaces intermoleculares es mayor en aquellas sustancias que presentan enlaces de hidrógeno, no como el sulfuro de dihidrógeno que presenta enlace de Van der Waals.

- b) Estas moléculas no son polares, por lo que sus interacciones serían de tipo London (dispersión). Estas fuerzas son mayores a medida que aumenta la masa molecular de la sustancia. Por tanto, la temperatura de ebullición del $C_{20}H_{42}$ será mayor que la del C_4H_{10} debido a que su masa molar es mayor.

55. Contesta, razonando la respuesta, sobre las especies químicas NaCl, Cl_2 , CH_4 y Fe:

a) ¿Qué tipo de enlace cabe esperar en cada una?

b) ¿Cuál será el estado de agregación de cada una?

c) ¿Cuáles se disolverán en agua?

a) Tipo de enlace:

- El cloruro de sodio, NaCl, es un sólido iónico formado por cationes Na^+ y aniones Cl^- unidos por fuerzas electrostáticas. El Na cede un electrón al Cl, estableciendo una estructura de red tridimensional con iones en los nudos. No hay fuerzas intermoleculares porque no hay moléculas.
- El cloro, Cl_2 , es una molécula covalente gaseosa. Los átomos de cloro se encuentran unidos por un enlace covalente en el que comparten un par de electrones. Las múltiples moléculas se encuentran unidas por fuerzas tipo London (dipolo instantáneo - dipolo inducido).
- El metano, CH_4 , es una molécula covalente gaseosa. El átomo de carbono se encuentra unido por enlaces covalentes con cada hidrógeno, comparten 4 pares de electrones. Las múltiples moléculas se encuentran unidas por interacciones de tipo London (dispersión) al ser una molécula apolar.
- Hierro, Fe, es un sólido metálico formado por cationes inmersos en un mar de electrones unidos por fuerzas electrostáticas estableciendo una red metálica. No hay uniones intermoleculares ya que no hay moléculas.

a) Estado de agregación suponiendo condiciones normales:

- NaCl. Sólido.
- Cl_2 . Gaseoso.
- CH_4 . Gaseoso.
- Fe. Sólido.

b) Solubles:

- NaCl. Soluble.
- Cl_2 . Insoluble en disolventes polares como el agua.
- CH_4 . Insoluble en disolventes polares como el agua.
- Fe. Insoluble.

56. Dados los compuestos NaF, CH_4 y CH_3OH :

a) Indica el tipo de enlace.

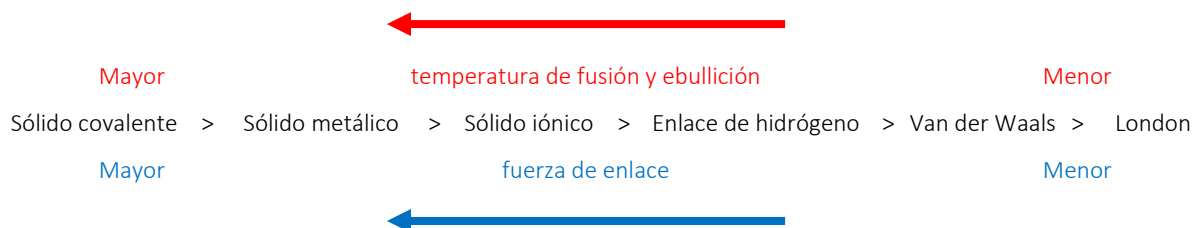
b) Ordena de mayor a menor según su punto de ebullición, razonando la respuesta.

c) Justifica la solubilidad o no en agua.

a) Tipo de enlace:

- El fluoruro de sodio, NaF, es un sólido iónico formado por cationes Na^+ y aniones F^- unidos por fuerzas electrostáticas. El Na cede un electrón al Cl, estableciendo una estructura de red tridimensional con iones en los nudos. No hay fuerzas intermoleculares porque no hay moléculas.
- El metano, CH_4 , es una molécula covalente gaseosa. El átomo de carbono se encuentra unido por enlace covalente con cada hidrógeno, comparten 4 pares de electrones. Las múltiples moléculas se encuentran unidas por interacciones de tipo London (dispersión) al ser una molécula apolar.
- El metanol, CH_3OH , es una molécula covalente. El átomo de carbono se encuentra unido por enlaces covalentes a cada hidrógeno y al radical $-OH$. Las fuerzas que se establecen entre las moléculas son del tipo enlace de hidrógeno, al tener el grupo funcional $-OH$. Esto le permite permanecer en estado líquido a temperatura ambiente.

b) La temperatura de ebullición depende del tipo de fuerzas intermoleculares que según el orden de intensidad es:



La respuesta correcta sería:



c) La solubilidad en el agua es posible gracias a la polaridad de las moléculas del soluto. Una molécula polar se disuelve bien en agua, una molécula apolar no se disuelve. Según esto:

- NaF, soluble.
- CH₄, insoluble.
- CH₃OH, soluble.

57. Explica razonadamente qué tipo de enlace o fuerzas intermoleculares se han de superar para fundir los siguientes compuestos: sulfato de sodio, dióxido de carbono, metano y aluminio. ¿Cuál es su estado de agregación a 25 °C? Justifica la respuesta.

- Sulfato de sodio, Na₂SO₄, es un sólido iónico formado por cationes Na⁺ y aniones SO₄²⁻ unidos por fuerzas electrostáticas. Cada átomo de sodio cede su electrón al anión, estableciendo una estructura de red tridimensional con iones en los nudos. Luego, se tendrían que romper los enlaces iónicos entre los aniones y los cationes. No hay fuerzas intermoleculares porque no hay moléculas.
- Dióxido de carbono, CO₂, es una molécula covalente gaseosa. El átomo de carbono se encuentra unido por enlace covalente doble con cada oxígeno, comparten 4 pares de electrones. Las múltiples moléculas se encuentran unidas por interacciones de tipo London (dispersión) al ser una molécula apolar. Luego, se tendrían que romper las uniones intermoleculares (fuerzas de London) y nunca se romperían los enlaces covalentes en el interior de la molécula.
- El metano, CH₄, es una molécula covalente gaseosa. El átomo de carbono se encuentra unido por enlace covalente con cada hidrógeno, comparten 4 pares de electrones. Las múltiples moléculas se encuentran unidas por interacciones de tipo London (dispersión) al ser una molécula apolar. Luego, se tendrían que romper las uniones intermoleculares (fuerzas de London) y nunca se romperían los enlaces covalentes en el interior de la molécula.
- Aluminio, Al, es un sólido metálico formado por cationes inmersos en un mar de electrones unidos por fuerzas electrostáticas estableciendo una red metálica. Luego, sería necesario romper la red metálica, no hay uniones intermoleculares ya que no hay moléculas.

A temperatura ambiente, 25 °C, el sulfato de sodio y el aluminio son sólidos y el dióxido de carbono y el metano son gases.

58. Considera las sustancias Br₂, HF, Al y KI.

- a) Indica el tipo de enlace que presenta cada una de ellas.
- b) Justifica si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.
- c) Escribe las estructuras de Lewis de aquellas que sean covalentes.
- d) Justifica si HF puede formar enlaces de hidrógeno.

a) Tipo de enlace:

- El bromo, Br₂, es una molécula covalente gaseosa. Los átomos de bromo se encuentran unidos por un enlace covalente en el que comparten un par de electrones.

- Fluoruro de hidrógeno, HF: forma un enlace covalente polar. Los átomos de H y F tienen diferente electronegatividad y comparten un par de electrones.
 - Aluminio, Al, es un sólido metálico formado por cationes inmersos en un mar de electrones unidos por fuerzas electrostáticas estableciendo una red metálica. Luego, sería necesario romper la red metálica, no hay uniones intermoleculares ya que no hay moléculas.
 - El yoduro de potasio, KI, es un sólido iónico formado por cationes K^+ y aniones I^- unidos por fuerzas electrostáticas. El K cede un electrón al I, estableciendo una estructura de red tridimensional con iones en los nudos. No hay fuerzas intermoleculares porque no hay moléculas.
- b) Conductividad eléctrica:
- Br_2 . Nula.
 - HF. Prácticamente nula en estado puro. O conductora, en disoluciones apropiadas (en H_2O).
 - Al. Conductividad eléctrica alta.
 - KI. Alta (fundida o en solución), con descomposición de la sustancia (electrolisis).
- c) Representamos la estructura Lewis de las sustancias covalentes: Br_2 y HF.
- $$\begin{array}{c} \overline{\text{Br}}-\overline{\text{Br}} \\ | \qquad | \end{array} \qquad \begin{array}{c} \overline{\text{F}}-\text{H} \\ | \end{array}$$
- d) Las moléculas se encuentran unidas por enlace de hidrógeno ya que son polares y contienen un átomo de hidrógeno y un átomo pequeño y muy electronegativo, flúor.

59. Explica por qué las siguientes frases son verdaderas.

- a) **El cloruro de sodio funde a 800 °C, mientras que el Cl_2 es gaseoso a temperatura ambiente.**
- b) **El diamante está formado solo por átomos de carbono y no conduce la electricidad.**
- a) La temperatura de fusión de los sólidos cristalinos, como el NaCl (sólido iónico), siempre serán mayores que para los compuestos moleculares como el Cl_2 (molécula covalente), ya que la temperatura de fusión será mayor cuanto mayor sea la fuerza de enlace. Además, las moléculas de cloro se encuentran unidas por fuerzas tipo London (dipolo instantáneo-dipolo inducido) que son las fuerzas intermoleculares más débiles, de ahí que se encuentre en estado gaseoso a temperatura ambiente.
- b) El diamante es un sólido cristalino covalente formado por átomos de carbono. Debido a su estructura compacta no conduce la electricidad al no haber movilidad electrónica a través de los enlaces de los átomos.

60. Dados los compuestos SiO_2 , $MgCl_2$ y CCl_4 , responde razonadamente a las siguientes preguntas:

- a) **¿Qué compuesto es soluble en benceno?**
- b) **¿Qué fuerzas se han de romper para disolver $MgCl_2(s)$ en agua?**
- c) **¿Qué fuerzas hay que romper para evaporar $CCl_4(l)$?**
- d) **¿Qué compuesto es el más duro de los tres?**
- a) El benceno es una molécula covalente apolar. Vemos las características de los compuestos y estudiamos la solubilidad de estos en benceno.
- El SiO_2 es una red cristalina covalente, es decir, la entidad mínima que compone la sustancia es un átomo. Los compuestos atómicos no se disuelven debido a su estructura compacta.
 - $MgCl_2$ es un sólido iónico. Los sólidos iónicos en general son solubles en disolventes polares. Luego, $MgCl_2$ no es soluble en benceno.
 - CCl_4 es una molécula covalente apolar. Las moléculas covalentes apolares son solubles en disolventes apolares. Luego, **CCl_4 es soluble en benceno.**
- b) $MgCl_2$ es un sólido iónico formado por cationes Mg^{2+} y aniones Cl^- unidos por fuerzas electrostáticas. El Mg cede dos electrones, uno a cada Cl, estableciendo una estructura de red tridimensional con iones en los nudos. Luego, se tendrían que romper los **enlaces iónicos** entre los aniones y los cationes. No habría fuerzas intermoleculares porque no hay moléculas.

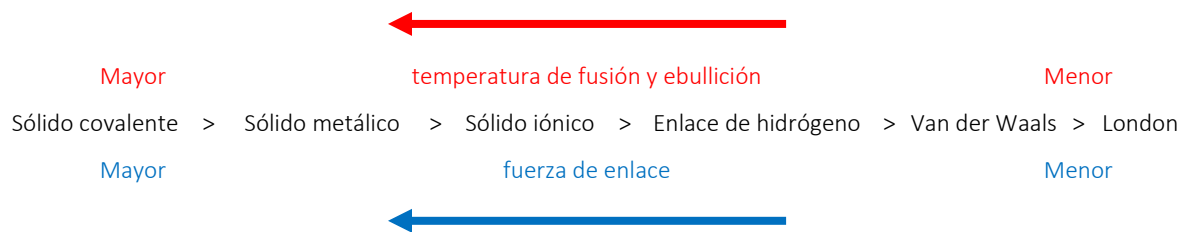
- c) Para pasar de $\text{CCl}_4(l)$ a $\text{CCl}_4(g)$ hay que romper las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas, en este caso, al tratarse de moléculas covalentes apolares, las **fuerzas intermoleculares tipo London**.
- d) El que tiene mayor fuerza de enlace y, por consiguiente, más dureza. El SiO_2 , que es un sólido covalente.

61. Para las siguientes sustancias: cloruro de sodio, agua, oxígeno y cobre:

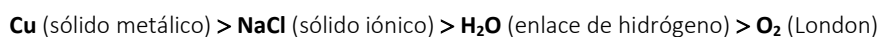
a) **Ordénalas en función de su punto de fusión, justificando la respuesta con el tipo de enlace y fuerzas intermoleculares presentes en cada una de ellas.**

b) **Indica cuáles de ellas están constituidas en estado sólido por moléculas, cuáles por átomos y cuáles por iones.**

a) El orden de las temperaturas de cambio de estado depende de la intensidad de las fuerzas que unen las partículas:



La respuesta correcta sería:



b) NaCl: sólido iónico formado por cationes Na^+ y aniones Cl^- .

H_2O : moléculas covalente polares.

O_2 : moléculas covalentes apolares.

Cu: sólido metálico formado por cationes inmersos en un mar de electrones unidos por fuerzas electrostáticas estableciendo una red metálica.

QUÍMICA EN TU VIDA (página 132)

INTERPRETA

1. Qué papel desempeña el secador al peinarse después de una ducha o un baño.

Crea calor y ambiente húmedo que rompe los puentes salinos, lo que hace que el cabello sea moldeable. Además, si utilizamos el secador para secar el pelo la alfa queratina del pelo se puede transformar en beta queratina.

2. Investiga sobre la fortaleza de los diferentes tipos de enlace químico en el interior del cabello.

Las fibras del cabello están compuestas por cientos de aminoácidos que se unen longitudinalmente mediante enlaces covalentes en los llamados enlaces peptídicos (estructura primaria). Son los enlaces más fuertes.

La cadena de aminoácidos se ordena en espiral gracias a los enlaces de hidrógeno en diferentes puntos de la misma cadena (estructura secundaria).

Además, las cadenas también están unidas mediante cuatro tipos principales de enlaces transversales de cadena a cadena:

- Enlaces de azufre: formados por átomos de azufre. Son relativamente fuertes, son los principales responsables de la resistencia natural que ofrece el cabello a los tratamientos químicos.
- Enlaces salinos o electrovalentes: son los más fuertes, unen transversalmente las cargas positivas y negativas de las cadenas de aminoácidos.
- Fuerzas de Van der Waals: son las más débiles. Estos enlaces unen la cadena de aminoácidos de la corteza.

3. La queratina es la proteína estructural para cabello y uñas. Además, otros animales tienen tejidos con esta proteína estructural. Investiga y haz una lista de dónde se encuentra la queratina en otros animales.

La queratina constituye la parte fundamental de las capas más externas de la epidermis de los vertebrados y de sus derivados, como plumas, pelos, cuernos, uñas, pezuñas, etc., a la que deben su resistencia y su dureza.

REFLEXIONA

4. ¿Es posible moldear el cabello a voluntad una sola vez para dejarlo permanentemente en la forma deseada?

La respuesta es no, pues las condiciones de humedad influyen en el comportamiento de los puentes salinos o los puentes disulfuro. La humedad es variable y, por tanto, el moldeado no es permanente más que por unos pocos días.

5. ¿Qué hace que la consistencia del cabello sea diferente de unas personas a otras?

La firmeza del cabello se debe a una macromolécula llamada queratina. El pelo será más consistente si el superenrollamiento mantiene unidas las dos queratinas. Pero si el ambiente favorece la ruptura de los puentes salinos, o los disulfuro, esta estructura se debilita y el cabello se hace moldeable.

6. Los cosméticos empleados para deshacer y reconstruir los puentes disulfuro, ¿pueden ser perjudiciales?

Respuesta abierta.

5

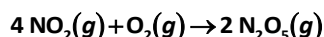
Cinética química

PARA COMENZAR (página 133)

- **Investiga qué papel desempeñan las proteasas y las lipasas en el proceso de digestión de cualquier ser vivo.**
Las proteasas y las lipasas son enzimas digestivas naturales que se encuentran en el cuerpo y en los alimentos. Las enzimas son los catalizadores producidos por los seres vivos que sirven para acelerar reacciones químicas propias de la vida. Estas enzimas nos ayudan a digerir y fragmentar los alimentos que consumimos y facilitan la absorción de los nutrientes que contienen los alimentos. En concreto, la proteasa ayuda a descomponer las proteínas y la lipasa ayuda a descomponer las grasas en el cuerpo.
- **La ingeniería química, junto con la ingeniería genética, han permitido grandes avances. ¿Qué otras disciplinas colaboran para procurar avances científicos y tecnológicos?**
La respuesta es muy abierta. Como ejemplo, cualquier rama de la ciencia y la informática colaboran. Los modelos matemáticos que produce la investigación científica son reproducidos por los informáticos para hacer pronósticos o contrastar modelos o filtros.

ACTIVIDADES (página 138)

1. **Escribe la expresión de la velocidad instantánea para la siguiente reacción química referida a la formación de productos:**



El oxígeno molecular en un instante dado se está consumiendo con una velocidad de $0,024 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
¿Con qué velocidad se está formando en ese mismo instante el producto N_2O_5 ?

Escribe las expresiones de la velocidad instantánea para la reacción:

$$v = -\frac{1}{4} \cdot \frac{d[\text{NO}_2]}{dt} = -\frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{dt}$$

Sustituye los datos conocidos (la velocidad dada es negativa, pues el enunciado afirma que se está consumiendo) y calcula la velocidad de formación pedida:

$$v = -\frac{d[\text{O}_2]}{dt} = -(-0,024 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}) = \frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{dt} \Rightarrow \frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{dt} = \mathbf{0,048 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}$$

2. **En la reacción $\text{A} \rightarrow \text{productos}$ se encuentra que:**

- $t = 71,5 \text{ s}$; $[\text{A}] = 0,485 \text{ M}$
- $t = 82,4 \text{ s}$; $[\text{A}] = 0,474 \text{ M}$

¿Cuál es la velocidad media de la reacción durante este intervalo de tiempo?

La velocidad media es igual a:

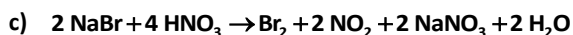
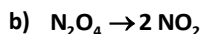
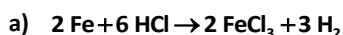
$$v_m = -\frac{\Delta[\text{A}]}{\Delta t}$$

Sustituye los datos:

$$v_m = -\frac{(0,474 - 0,485) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(82,4 - 71,5) \text{ s}} = \mathbf{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}$$

El signo menos nos indica que el reactivo A está desapareciendo. La velocidad de reacción media es positiva, pues se refiere a la reacción completa.

3. Escribe las expresiones de la velocidad media para las siguientes reacciones:

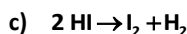


$$\text{a) } v_m = -\frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{Fe}]}{\Delta t} = -\frac{1}{6} \cdot \frac{\Delta[\text{HCl}]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{FeCl}_3]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \cdot \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t}$$

$$\text{b) } v_m = -\frac{\Delta[\text{N}_2\text{O}_4]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t}$$

$$\text{c) } v_m = -\frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{NaBr}]}{\Delta t} = -\frac{1}{4} \cdot \frac{\Delta[\text{HNO}_3]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{NaNO}_3]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

4. Escribe la expresión de la velocidad instantánea para las siguientes reacciones químicas:



$$\text{a) } v = -\frac{1}{3} \cdot \frac{d[\text{Cu}]}{dt} = -\frac{1}{8} \cdot \frac{d[\text{HNO}_3]}{dt} = \frac{1}{3} \cdot \frac{d[\text{Cu}(\text{NO}_3)_2]}{dt} = \frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{NO}]}{dt} = \frac{1}{4} \cdot \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt}$$

$$\text{b) } v = -\frac{d[\text{Ca}(\text{OH})_2]}{dt} = -\frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{HCl}]}{dt} = \frac{d[\text{CaCl}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt}$$

$$\text{c) } v = -\frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{HI}]}{dt} = \frac{d[\text{I}_2]}{dt} = \frac{d[\text{H}_2]}{dt}$$

ACTIVIDADES (página 140)

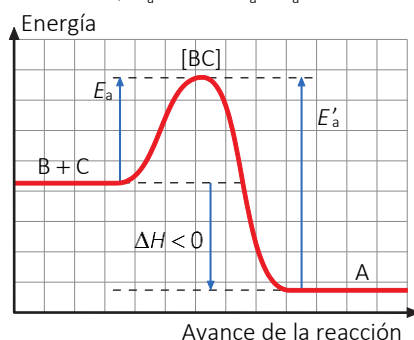
5. Tres reacciones tienen las siguientes energías de activación: 145, 210 y 48 kJ. Indica, razonando la respuesta, cuál será la reacción más lenta y cuál la más rápida.

La reacción química solo comenzará cuando los reactivos posean una energía igual a la energía de activación; por eso, cuanto mayor sea esta, menor será la velocidad de la reacción.

Según este razonamiento, la reacción más lenta será la de energía de activación mayor, 210 kJ, y la más rápida, la de energía de activación menor, 48 k.

6. Expresa con un diagrama de entalpías el transcurso de la reacción de descomposición $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$, que es exotérmica, y marca en el gráfico: la energía de activación, la energía de reacción, el estado de complejo activado y la energía de activación de la reacción inversa ($\text{B} + \text{C} \rightarrow \text{A}$).

La variación de energía de la reacción, ΔH , es igual a la diferencia entre la energía de activación de la reacción directa, E_a , y la energía de activación de la reacción inversa, E'_a : $\Delta H = E_a - E'_a$. Al ser exotérmica debe ser $\Delta H < 0$.



ACTIVIDADES (página 142)

7. A la reacción $A(g) + 2 B(g) \rightarrow C(g)$ le corresponde la ecuación de velocidad: $v = k \cdot [B]^2$.

- a) ¿Cuál es el orden parcial de la reacción respecto a A? ¿Y respecto de B? ¿Cuál es el orden global de la reacción?
- b) ¿Cómo varía la velocidad de reacción si se reduce a la mitad la concentración de A manteniendo constante la concentración de B?
- c) ¿Cómo varía la velocidad de reacción si la concentración de B se hace el doble?

a) De la ecuación de la velocidad $v = k \cdot [B]^2$ se deduce que el orden parcial de la reacción respecto a A es 0 y el orden parcial de la reacción respecto a B es 2.

El orden global de la reacción será la suma de los órdenes parciales: $\alpha_{\text{total}} = 0 + 2 = 2$.

- b) Si se reduce a la mitad la concentración del reactivo A manteniendo constante la concentración del reactivo B, la velocidad de la reacción no varía ya que la velocidad de la reacción es independiente de la concentración de A.
- c) La velocidad de la reacción es directamente proporcional al cuadrado de la concentración de B; por tanto, si la concentración de B se duplica, la velocidad de la reacción se cuadruplica:

$$v' = k \cdot (2[B])^2 = 4k \cdot [B]^2 = 4v$$

8. Dada la reacción: $2 NO(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2 NOCl(g)$.

- a) Experimentalmente se ha obtenido que la reacción anterior es de orden 2 respecto del NO y de orden 1 respecto del cloro. Escribe la ecuación de velocidad para la citada reacción e indica el orden total de la reacción.
- b) Deduce las unidades de la constante de velocidad de la reacción anterior.

a) La ecuación de velocidad es: $v = k \cdot [NO]^n \cdot [Cl_2]^m$.

El enunciado del problema nos indica que es de segundo orden respecto del NO, luego $n = 2$; y de primer orden respecto al cloro, luego $m = 1$. La ecuación queda:

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [Cl_2]$$

El orden total será la suma de los órdenes parciales: $\alpha_{\text{total}} = n + m = 2 + 1 = 3$.

- b) Para hallar las unidades de la constante de velocidad, despejamos esta de la ecuación de velocidad y sustituimos las unidades correspondientes:

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [Cl_2] \Rightarrow \{k\} = \left\{ \frac{v}{[NO]^2 \cdot [Cl_2]} \right\} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

ACTIVIDADES (página 144)

9. La reacción $2 H_2 + 2 NO \rightarrow 2 H_2O + N_2$ se ha estudiado mediante tres experimentos. En cada uno se ha determinado la velocidad de la reacción para diferentes concentraciones iniciales de reactivos. A partir de los resultados en la tabla, determina la ecuación de la velocidad.

	$[H_2]_0$ ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$[NO]_0$ ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	Velocidad ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$)
Experimento 1	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$2,1 \cdot 10^{-2}$	$5,40 \cdot 10^{-5}$
Experimento 2	$3,6 \cdot 10^{-3}$	$2,1 \cdot 10^{-2}$	$10,80 \cdot 10^{-5}$
Experimento 3	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$6,3 \cdot 10^{-2}$	$4,86 \cdot 10^{-4}$

En primer lugar calcula el orden de reacción respecto al reactivo gas hidrógeno. Para ello, busca un experimento donde se mantenga constante la concentración de NO y varíe la concentración de H_2 . Esto ocurre con los experimentos 1 y 2.

Utiliza la expresión de la velocidad y sustituye los datos conocidos:

$$\text{Experimento 1: } v_1 = k \cdot [\text{H}_2]^n \cdot [\text{NO}]^m \Rightarrow 5,4 \cdot 10^{-5} = k \cdot (1,8 \cdot 10^{-3})^n \cdot (2,1 \cdot 10^{-2})^m$$

$$\text{Experimento 2: } v_2 = k \cdot [\text{H}_2]^n \cdot [\text{NO}]^m \Rightarrow 10,8 \cdot 10^{-5} = k \cdot (3,6 \cdot 10^{-3})^n \cdot (2,1 \cdot 10^{-2})^m$$

Divide ambas expresiones (la segunda por la primera) y simplifica:

$$\frac{10,8 \cdot 10^{-5}}{5,4 \cdot 10^{-5}} = \frac{k \cdot (3,6 \cdot 10^{-3})^n \cdot (2,1 \cdot 10^{-2})^m}{k \cdot (1,8 \cdot 10^{-3})^n \cdot (2,1 \cdot 10^{-2})^m} = \left(\frac{3,6}{1,8}\right)^n \Rightarrow 2 = 2^n \Rightarrow n = 1$$

Por tanto, el orden parcial de la reacción respecto al gas hidrógeno es uno.

De forma análoga calcula el orden de reacción respecto al reactivo NO. Para ello, elige los experimentos 1 y 3, en los que se mantiene constante la concentración de gas hidrógeno.

$$\text{Experimento 1: } v_1 = k \cdot [\text{H}_2]^n \cdot [\text{NO}]^m \Rightarrow 5,4 \cdot 10^{-5} = k \cdot (1,8 \cdot 10^{-3})^n \cdot (2,1 \cdot 10^{-2})^m$$

$$\text{Experimento 3: } v_3 = k \cdot [\text{H}_2]^n \cdot [\text{NO}]^m \Rightarrow 4,9 \cdot 10^{-4} = k \cdot (1,8 \cdot 10^{-3})^n \cdot (6,3 \cdot 10^{-2})^m$$

Divide ambas expresiones y simplifica:

$$\frac{4,9 \cdot 10^{-4}}{5,4 \cdot 10^{-5}} = \frac{k \cdot (1,8 \cdot 10^{-3})^n \cdot (6,3 \cdot 10^{-2})^m}{k \cdot (1,8 \cdot 10^{-3})^n \cdot (2,1 \cdot 10^{-2})^m} = \left(\frac{6,3}{2,1}\right)^m \Rightarrow 9 = 3^m \Rightarrow m = 2$$

Luego, la reacción es de segundo el orden respecto al monóxido de nitrógeno.

La ecuación de la velocidad es de la forma:

$$v = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]^2$$

Para calcular el valor de la constante de velocidad utiliza la ecuación de la velocidad y despeja k :

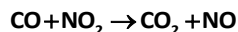
$$v = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]^2 \Rightarrow k = \frac{v}{[\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]^2}$$

Sustituye los datos de cualquiera de los tres experimentos, por ejemplo el primero, y opera:

$$k = \frac{5,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) \cdot (2,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2} = \mathbf{68,03 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}}$$

Para hallar las unidades de la constante de velocidad no podemos olvidar escribir los datos con sus correspondientes unidades y simplificar.

10. La ecuación de la velocidad es $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$ para la reacción en fase gaseosa:



Justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La velocidad de desaparición del CO es igual que la de desaparición del NO₂.
- La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa.
- El orden total de la reacción es dos.

a) **Verdadera.** Según se deduce de la expresión de la velocidad instantánea $v = -\frac{d[\text{CO}]}{dt} = -\frac{d[\text{NO}_2]}{dt}$.

b) **Falsa.** La constante de velocidad depende de la temperatura según se refleja en la ecuación de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{RT}\right)}$$

- c) **Verdadera.** Según la ecuación de velocidad, $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$, vemos que la velocidad depende de la concentración de NO_2 y su orden parcial es dos, que se corresponde con el orden total.

ACTIVIDADES (página 149)

11. Define la velocidad de reacciona química. ¿Qué factores principales influyen en ella?

Para una reacción homogénea entre gases o entre reactivos en disolución, la velocidad media, v_m , se define como el cociente entre la variación de la concentración, expresada en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de uno de los reactivos o productos y el intervalo de tiempo, expresado en segundos, en el que se produce dicha variación.

$$v_m = - \frac{\Delta[\text{Reactivos o Productos}]}{\Delta t}$$

Los factores principales que influyen en la velocidad de una reacción son:

- Concentración de los reactivos.
- Naturaleza, estado físico y grado de división de los reactivos.
- Propiedades químicas de los reactivos.
- Presión de los reactivos.
- Estado físico y grado de división de los reactivos.
- Temperatura de reacción.
- Presencia de catalizadores.

12. Según las características básicas de un catalizador, justifica si es cierto o falso que:

- a) **Un proceso no espontáneo se favorece por la presencia de un catalizador.**
- b) **Un catalizador acelera por igual la reacción directa como la inversa.**
- c) **Un catalizador es un reactivo más e interviene en la reacción química global.**
- d) **En general, los catalizadores son muy específicos; activan una reacción en concreto y no otras.**
- a) **Falso.** El catalizador no afecta a la espontaneidad de un proceso, solo afecta a la energía de activación.
- b) **Verdadero.** Los catalizadores actúan tanto en la reacción directa como inversa.
- c) **Falso.** Los catalizadores no son ni productos ni reactivos y no se consumen durante el proceso.
- d) **Verdadero.** En general, los catalizadores son muy específicos, solo aceleran una reacción en concreto. (Por otra parte, se puede considerar falsa la afirmación, pues hay algunos catalizadores no específicos que aceleran varias reacciones semejantes).

13. Solo uno de estos factores influye en la constante cinética. ¿Cuál es? Justifica tu respuesta.

- a) **La concentración de los reactivos.**
- b) **La concentración de los productos.**
- c) **La temperatura.**

El valor de la constante cinética depende de la temperatura, como puede verse en la ecuación de Arrhenius, y de la posible presencia de un catalizador. La única solución correcta es la **c**).

14. Para una reacción entre los reactivos A y B, la constante de velocidad a 327 °C es $0,385 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$ y a 443 °C es $16,0 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$. Calcula la energía de activación y el factor de frecuencia.

Dato: $R = 8,31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Dada la ecuación de Arrhenius en su forma logarítmica:

$$\ln k = \frac{-E_a}{R} \cdot \frac{1}{T} + \ln A$$

Calcula la diferencia para las dos temperaturas restando ambas expresiones:

$$\ln k_2 - \ln k_1 = \frac{E_a}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \Rightarrow \ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Despeja la energía de activación:

$$E_a = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \cdot \ln \frac{k_2}{k_1}$$

Sustituye los datos y opera:

$$E_a = \frac{8,31 \cdot 10^{-3} \cdot (327 + 273) \cdot (443 + 273)}{(443 + 273) - (327 + 273)} \cdot \ln \frac{16,0}{0,385} = \mathbf{114,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

En la ecuación de Arrhenius, en su forma exponencial, despeja el factor de frecuencia:

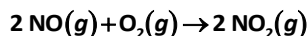
$$k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)} \Rightarrow A = \frac{k}{e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}} = k \cdot e^{\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$$

Sustituye los datos para una de las dos temperaturas, por ejemplo, para 327 °C:

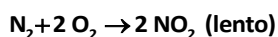
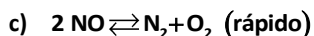
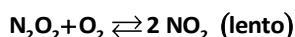
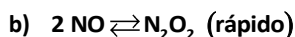
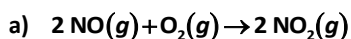
$$A = 0,385 \cdot e^{\left(\frac{114,7}{8,31 \cdot 10^{-3} \cdot (327 + 273)}\right)} = \mathbf{3,77 \cdot 10^9 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}}$$

ACTIVIDADES (página 152)

15. Se ha encontrado experimentalmente que la reacción:



es de segundo orden respecto a NO y de primer orden respecto a O₂. De los siguientes mecanismos, ¿cuál es compatible con la ecuación de velocidad?



La ecuación de velocidad de a), que es un proceso elemental, será: $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$, compatible con lo hallado experimentalmente.

La ecuación de velocidad de b) será la de la etapa más lenta, que es la limitante de la velocidad: $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_2] \cdot [\text{O}_2]$. Como N₂O₂ es un intermedio calcula su concentración a través de la expresión de la constante de equilibrio de la reacción rápida:

$$k_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_2]}{[\text{NO}]^2} \Rightarrow [\text{N}_2\text{O}_2] = k_c \cdot [\text{NO}]^2$$

Sustituye la expresión anterior en la expresión de la velocidad de la etapa más lenta:

$$v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_2] \cdot [\text{O}_2] = k \cdot k_c \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] \Rightarrow v = k' \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Se ve que también es compatible con lo hallado experimentalmente.

La ecuación de velocidad de c) será la de la etapa más lenta, que es la limitante de la velocidad: $v = k \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]^2$. Como N₂ es un intermedio, calcula su concentración a través de la expresión de la constante de equilibrio de la reacción rápida:

$$k_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}]^2} \Rightarrow [\text{N}_2] = k_c \cdot \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{O}_2]}$$

Sustituye la expresión anterior en la expresión de la velocidad de la etapa más lenta:

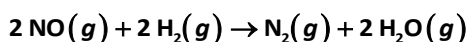
$$v = k \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]^2 = k \cdot k_c \cdot \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{O}_2]} \cdot [\text{O}_2]^2 \Rightarrow v = k'' \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Vemos que también es compatible con lo hallado experimentalmente.

Las tres son compatibles, siendo la menos probable la a), ya que en ella se tiene que producir el choque de tres moléculas.

16. La velocidad de reducción del monóxido de nitrógeno es según la ecuación $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$.

La reacción global del proceso es:



- Calcula el orden respecto de cada reactivo.
- ¿Qué sería más interesante para aumentar la velocidad del proceso: duplicar la concentración de monóxido de nitrógeno o cuadruplicar la concentración de hidrógeno?
 - De la expresión de la velocidad se deduce que es de **segundo orden respecto al NO** y de **primer orden respecto al hidrógeno**.
 - En este caso, tanto si se duplica la concentración de NO como si se cuadruplica la concentración de hidrógeno, la velocidad del proceso se cuadruplicará:

$$v' = k \cdot (2 [\text{NO}])^2 \cdot [\text{H}_2] = 4 k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2] = 4 v$$

$$v'' = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot (4 [\text{H}_2]) = 4 k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2] = 4 v$$

ACTIVIDADES FINALES (página 159)

Cinética química. Velocidad de reacción

17. La reacción $2 \text{A} + \text{B} \rightarrow \text{P}$ se desarrolla a la velocidad que indica la siguiente ecuación: $v = k \cdot [\text{B}]^2$. ¿Cuál es la frase correcta de entre las cuatro siguientes?

- La velocidad de formación de P es la mitad que la velocidad de desaparición de B.
- La constante de velocidad depende solo de la concentración de B.
- La velocidad de formación de P coincide con la velocidad de desaparición de B.
- El orden total de reacción es 3.

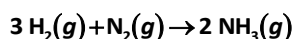
a) **Falso**. En esta reacción se cumple:

$$v = -\frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{A}]}{dt} = -\frac{d[\text{B}]}{dt} = \frac{d[\text{P}]}{dt}$$

La velocidad de desaparición de B coincide con la velocidad de aparición de P.

- Falso**. La constante de velocidad depende del tipo de reacción, de la temperatura y de la presencia de catalizadores. No depende de la concentración de las especies químicas en la reacción.
- Verdadero**. Tal y como hemos visto en el apartado a).
- Falso**. El orden total de reacción es 2.

18. En la reacción de formación del amoníaco:



en un determinado momento, el hidrógeno está desapareciendo a la velocidad de $0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

a) ¿A qué velocidad desaparece el nitrógeno?

b) ¿A qué velocidad se forma el amoníaco?

Escribe las expresiones de la velocidad instantánea para la reacción:

$$v = -\frac{1}{3} \cdot \frac{d[\text{H}_2]}{dt} = -\frac{d[\text{N}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{NH}_3]}{dt}$$

a) Despeja la velocidad pedida y sustituye los datos:

$$-\frac{1}{3} \cdot \frac{d[\text{H}_2]}{dt} = -\frac{d[\text{N}_2]}{dt} \Rightarrow \frac{d[\text{N}_2]}{dt} = \frac{1}{3} \cdot 0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = \mathbf{0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}$$

Ambas velocidades son del mismo signo pues ambas sustancias se consumen.

b) Del mismo modo calcula la velocidad con la que se forma el amoníaco en dicho instante:

$$-\frac{1}{3} \cdot \frac{d[\text{H}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} \Rightarrow \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = \frac{-2}{3} \cdot (-0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}) = \mathbf{0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}$$

Las velocidades son de distinto signo, pues una sustancia se consume y la otra se forma.

19. La siguiente gráfica fue realizada a partir de datos experimentales. Muestra la variación de la concentración del agua oxigenada en función del tiempo al descomponerse en agua y oxígeno gaseoso.

¿Cuál será la velocidad media de descomposición del agua oxigenada en los intervalos I, II y III?

Según la definición de velocidad media:

$$v_m = \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}_2]}{\Delta t}$$

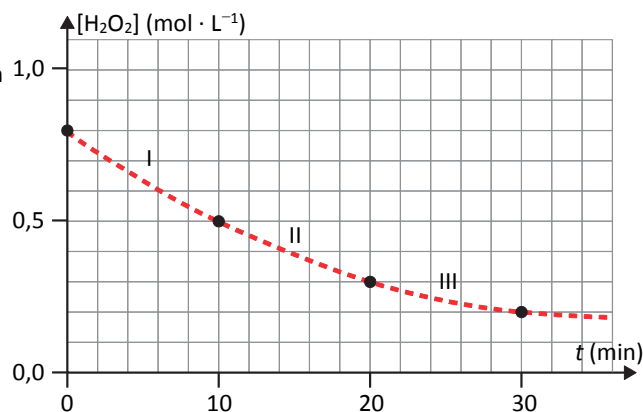
Lee los datos en la gráfica y sustituye los valores donde corresponda para cada intervalo:

$$\text{I. } v_{m,\text{I}} = \frac{(0,5 - 0,8) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(10 - 0) \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}}} = \mathbf{-5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}}$$

$$\text{II. } v_{m,\text{II}} = \frac{(0,3 - 0,5) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(20 - 10) \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}}} = \mathbf{-3,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}}$$

$$\text{III. } v_{m,\text{III}} = \frac{(0,2 - 0,3) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(30 - 20) \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}}} = \mathbf{-1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}}$$

Observa que el signo indica que la velocidad es de descomposición, la concentración de agua oxigenada es cada vez menor. Además, es más atenuada a medida que avanza el tiempo, lo que viene expresado con valor absoluto menor.



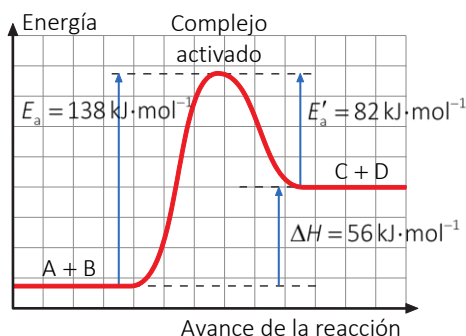
¿Cómo ocurren las reacciones químicas?

20. Para la reacción reversible: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$, la variación de entalpía de la reacción directa es de $56 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. La energía de activación de la reacción directa es de $138 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) ¿Cuál es la energía de activación de la reacción inversa?

b) Haz un esquema del diagrama energético de la reacción.

a, b) Vemos que es una reacción endotérmica, ya que presenta una entalpía positiva. El diagrama energético de este tipo de reacciones es:



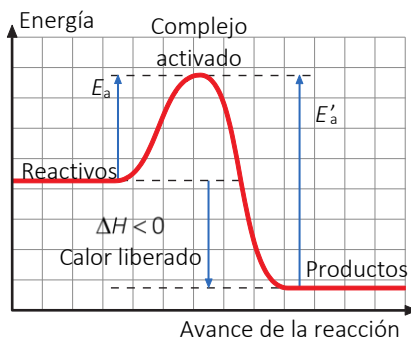
En el diagrama observa que: $\Delta H = E_a - E'_a$.

Despeja y calcula la energía de activación inversa:

$$E'_a = E_a - \Delta H = 138 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 56 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = \mathbf{82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

21. Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Para una reacción exotérmica, la energía de activación de la reacción directa es menor que la energía de activación de la reacción inversa.
- b) La velocidad de la reacción no depende de la temperatura.
- a) Verdadera. Tal y como se ve en la gráfica, en una reacción exotérmica se cumple: $E_a < E'_a$.

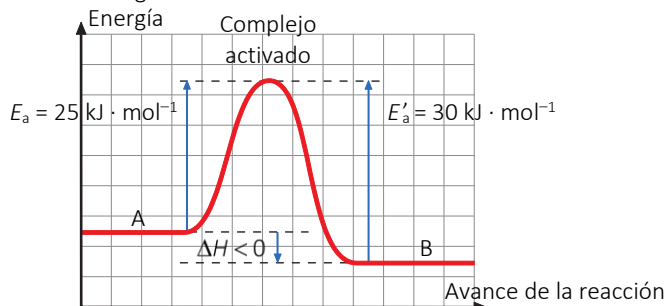


- b) Falsa. La velocidad de reacción depende de la temperatura, ya que según la teoría de las colisiones, al aumentar esta aumenta la energía cinética de las partículas, aumenta la frecuencia de las colisiones y, por tanto, la velocidad. Además, la velocidad depende de la constante de velocidad, y esta depende de la temperatura.

ACTIVIDADES FINALES (página 160)

22. Considera la reacción $A \rightarrow B$. Sabiendo que las energías de activación para las reacciones de formación y de descomposición de B, representadas por los sentidos (\rightarrow) y (\leftarrow), son, respectivamente, $25,0$ y $30,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, dibuja la gráfica que representa la reacción y calcula la variación para la reacción global.

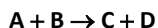
Representa gráficamente la evolución de energía de cada estado:



En la gráfica se ve que se trata de una reacción exotérmica. El valor de la entalpía será:

$$\Delta H = E_a - E'_a \Rightarrow E'_a = E_a - \Delta H = 25 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 30 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

23. A partir de la siguiente gráfica, calcula la energía de activación y la variación de entalpía de la reacción:



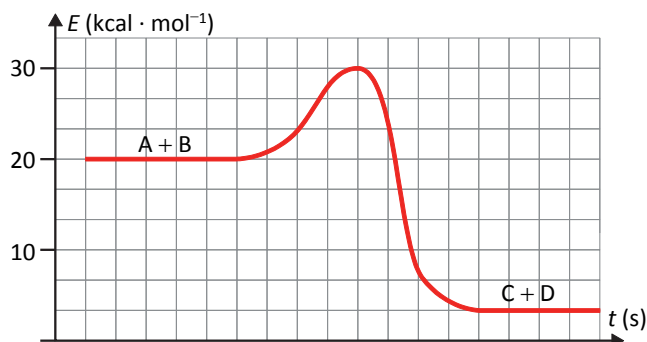
Tal y como puedes leer en la gráfica, la energía de activación directa se obtiene como la diferencia entre la energía del complejo activado, el máximo de la curva $E_{\text{complejo activado}} = 30 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$, y la energía de los reactivos, primer nivel estable en la evolución temporal $E_{\text{reactivos}} = 20 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$E_a = E_{\text{complejo activado}} - E_{\text{reactivos}} = 30 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} - 20 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} = 10 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Lee de modo similar la gráfica del enunciado. Calcula la variación de entalpía como la diferencia entre la energía de los productos, $E_{\text{productos}} = \frac{10}{3} \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} = 3,3 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$, y la de los reactivos:

$$\Delta H = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}} = 3,3 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} - 20 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} = -16,6 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Su valor negativo confirma que se trata de una reacción exotérmica.

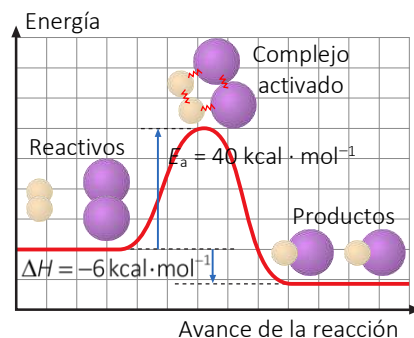


24. ¿Qué es la energía de activación en una reacción química? Considera el caso: $I_2 + H_2 \rightarrow 2 HI$. ¿Tiene la energía de activación alguna relación con la velocidad de la reacción o con la entalpía de la reacción?

La energía de activación es la energía mínima que las moléculas de reactivo deben poseer para que al colisionar lleguen a formar el complejo activado.

La reacción solo comenzará cuando los reactivos posean esta energía de activación. Por eso, cuanto mayor sea esta, menor será la velocidad de una reacción química. Para el caso de la reacción que nos proponen:

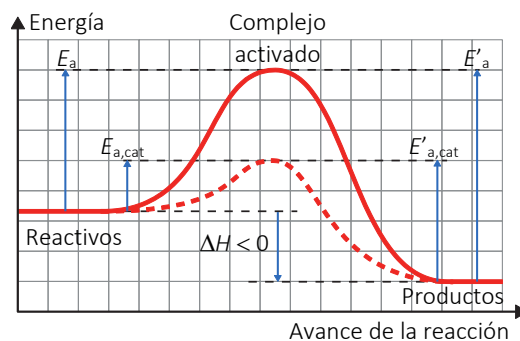
La energía de activación no está relacionada con la entalpía de reacción, ya que esta última solo depende de la energía inicial de los reactivos y la final de los productos, y no del camino por el que transcurre la reacción.



25. Dibuja un diagrama energético para la evolución de una reacción exotérmica. Muestra en este diagrama las energías de activación del proceso directo y del proceso inverso. Muestra también cómo influiría la presencia de un catalizador y cómo calcular el cambio energético neto en la reacción.

En la gráfica se muestra con trazo continuo el avance de la reacción en ausencia de catalizador, y con trazo discontinuo, en presencia de catalizador.

También se muestra la energía de activación directa, con y sin catalizador ($E_{a,cat}$ y E_a), y la energía de activación inversa, con y sin catalizador ($E'_{a,cat}$ y E'_a). Observa en la gráfica que la variación de entalpía puede obtenerse como: $\Delta H = E_a - E'_a$.



26. La reacción $A + 2 B \rightarrow C + 2 D$ tiene $\Delta H = 25 \text{ kJ}$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre los valores de la energía de activación es correcta?

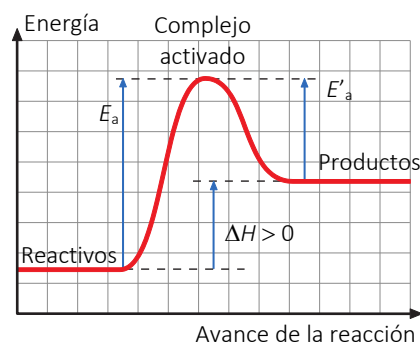
- a) $E_a = -25 \text{ kJ}$
- b) $E_a = 25 \text{ kJ}$
- c) $E_a < 25 \text{ kJ}$
- d) $E_a > 25 \text{ kJ}$

Razona tu respuesta.

Al tener $\Delta H > 0$, la energía de los productos será mayor que la de los reactivos y, tal y como se observa en la gráfica, la energía del complejo activado ha de ser aún mayor, luego:

$$E_a > \Delta H \Rightarrow E_a > 25 \text{ kJ}.$$

La correcta es la **d)**.



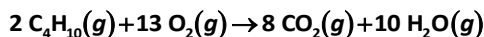
27. Indica, justificando brevemente la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) En cualquier reacción química, todos los reactivos desaparecen a la misma velocidad.
- b) El valor de la velocidad de reacción depende del reactivo utilizado para expresarla.
- c) Unas posibles unidades de la velocidad de reacción son: $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
- a) **Falso.** Por ejemplo en la reacción $A + 2B \rightarrow C$ la velocidad con la que desaparece el reactivo B es mayor que la velocidad con la que desaparece el reactivo A, en concreto es el doble, como se puede ver en la expresión de la velocidad instantánea de la reacción:

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{2} \cdot \frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt}$$

- b) **Falso.** En el mismo ejemplo de reacción de antes puede verse cómo se calcula la misma velocidad de reacción independientemente del reactivo del que se trate, incluso del producto.
- c) **Verdadero.** Observamos el cálculo en unidades: $v_m = \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \Rightarrow \{v_m\} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} - \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}{\text{s}} = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

28. La combustión del butano se produce según la ecuación:



Si se consumen 4 mol de butano cada 20 minutos de reacción, ¿qué cantidad de dióxido de carbono se producirán en 1 hora?

La expresión de la velocidad teniendo en cuenta el butano consumido y el CO_2 producido es:

$$v = -\frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{C}_4\text{H}_{10}]}{\Delta t} = \frac{1}{8} \cdot \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t}$$

Despejando la velocidad de formación del dióxido de carbono:

$$\frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} = -\frac{8}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{C}_4\text{H}_{10}]}{\Delta t} = -4 \cdot \frac{\Delta[\text{C}_4\text{H}_{10}]}{\Delta t}$$

Se consumen 4 mol de butano (signo negativo) en un volumen desconocido durante 20 minutos:

$$\frac{\Delta[\text{C}_4\text{H}_{10}]}{\Delta t} = \frac{-4 \text{ mol}}{20 \text{ min}} = \frac{-0,2 \frac{\text{mol}}{\text{min}}}{V}$$

Por eso la velocidad de formación del dióxido de carbono, en el mismo volumen desconocido, es:

$$\frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} = -4 \cdot \frac{\Delta[\text{C}_4\text{H}_{10}]}{\Delta t} = -4 \cdot \left(\frac{-0,2 \frac{\text{mol}}{\text{min}}}{V} \right) = \frac{0,8 \frac{\text{mol}}{\text{min}}}{V}$$

En una hora (60 min) la variación en la concentración de dióxido de carbono formado:

$$\Delta[\text{CO}_2] = \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} \cdot (\Delta t)' = \frac{0,8 \frac{\text{mol}}{\text{min}}}{V} \cdot 60 \text{ min} = \frac{4,8 \text{ mol}}{V}$$

Utiliza la definición de concentración para el volumen desconocido con el que estábamos trabajando.

$$\Delta[\text{CO}_2] = \frac{\Delta n_{\text{CO}_2}}{V} = \frac{4,8 \text{ mol}}{V} \Rightarrow \Delta n_{\text{CO}_2} = \frac{4,8 \text{ mol} \cdot V}{V} = 4,8 \text{ mol}$$

Dependencia de la velocidad de reacción con la concentración

29. La ecuación de la velocidad $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$ corresponde a la reacción: $2 \text{NO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{NO}_2(g)$.

Contesta, justificando tu respuesta:

a) ¿Permanece constante la velocidad de la reacción durante el transcurso de la reacción química?

b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?

c) ¿Qué factores pueden modificar la velocidad de esta reacción?

- a) La velocidad de la reacción no permanece constante porque la velocidad depende de la concentración de los reactivos y las concentraciones de los reactivos van disminuyendo a medida que transcurre la reacción. Como consecuencia, **la velocidad de reacción es cada vez menor.**
- b) En la ecuación de la velocidad se puede encontrar esta información. El exponente de la concentración de monóxido de nitrógeno es 2, es de segundo orden respecto del NO. El exponente de la concentración de oxígeno es 1, es de primer orden respecto al oxígeno. El orden total será la suma de los órdenes parciales:

$$o_{\text{total}} = n + m = 2 + 1 = 3$$

c) Los factores que influyen en la velocidad de una reacción son:

- Concentración de los reactivos.
- Naturaleza, estado físico y grado de división de los reactivos.
- Temperatura de la reacción.
- Presencia de un catalizador.

Como la reacción está en fase gaseosa, las sustancias son covalentes y no hay catalizador, los únicos factores que puede modificar la velocidad de esta reacción son:

- La concentración de los reactivos que, como se deduce de la ecuación de velocidad, si aumenta la concentración de los reactivos aumenta la velocidad de la reacción.
- La temperatura, la constante de velocidad depende de la temperatura según se refleja en la ecuación de

Arrhenius: $k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$. Por tanto, al aumentar la temperatura, aumenta el valor de k y, en consecuencia, la velocidad de la reacción.

- 30. La reacción genérica: $A + 2B \rightarrow \text{productos}$, se produce en una única etapa. Su constante de velocidad vale $0,3 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{min}^{-1}$. ¿Cuál es la velocidad de reacción si las concentraciones de A y B son, respectivamente, $2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y $3,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?**

Al ser una reacción en una única etapa, los coeficientes estequiométricos coinciden con los órdenes parciales, por lo que la ecuación de velocidad será: $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$.

Sustituyendo los datos se obtiene el valor de la velocidad:

$$v = k \cdot [A] \cdot [B]^2 = 0,3 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{min}^{-1} \cdot 2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (3,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 = 5,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

- 31. Se han obtenido los siguientes datos para la reacción $2A + B \rightarrow C$ a una temperatura fija:**

Experiencia	[A] ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	[B] ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	v ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$)
I	0,2	0,2	$5,4 \cdot 10^{-3}$
II	0,4	0,2	$10,8 \cdot 10^{-3}$
III	0,4	0,4	$21,6 \cdot 10^{-3}$

Determina el orden total de la reacción, la ecuación de la velocidad y la constante de la ecuación de la velocidad.

La ecuación de velocidad debe tener la estructura: $v = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m$.

En primer lugar calcula el orden de reacción respecto al reactivo A, busca dos experimentos donde se mantenga constante la concentración de B y varíe la de A. Esto ocurre en los experimentos I y II.

Utiliza la expresión de la velocidad y sustituye los datos de la tabla:

$$\text{Experimento I: } v_I = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m \Rightarrow 5,4 \cdot 10^{-3} = k \cdot (0,2)^n \cdot (0,2)^m$$

$$\text{Experimento II: } v_{II} = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m \Rightarrow 10,8 \cdot 10^{-3} = k \cdot (0,4)^n \cdot (0,2)^m$$

Divide ambas expresiones (la segunda de la primera) y simplifica:

$$\frac{10,8 \cdot 10^{-3}}{5,4 \cdot 10^{-3}} = \frac{k \cdot (0,4)^n \cdot (0,2)^m}{k \cdot (0,2)^n \cdot (0,2)^m} = \left(\frac{0,4}{0,2} \right)^n \Rightarrow 2 = 2^n \Rightarrow n = 1$$

El orden parcial de la reacción respecto al reactivo A es uno.

De forma análoga calcula el orden de reacción respecto al reactivo B; para ello, elige los experimentos II y III, que es en los que se mantiene constante la concentración de A.

$$\text{Experimento II: } v_{II} = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m \Rightarrow 10,8 \cdot 10^{-3} = k \cdot (0,4)^n \cdot (0,2)^m$$

$$\text{Experimento III: } v_{III} = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m \Rightarrow 21,6 \cdot 10^{-3} = k \cdot (0,4)^n \cdot (0,4)^m$$

Divide ambas expresiones y simplifica:

$$\frac{21,6 \cdot 10^{-3}}{10,8 \cdot 10^{-3}} = \frac{k \cdot (0,4)^n \cdot (0,4)^m}{k \cdot (0,4)^n \cdot (0,2)^m} = \left(\frac{0,4}{0,2} \right)^m \Rightarrow 2 = 2^m \Rightarrow m = 1$$

La reacción será de primer orden respecto al reactivo B.

Y el orden total será la suma de los órdenes parciales:

$$o_{\text{total}} = n + m = 1 + 1 = 2$$

Para calcular la constante de velocidad utiliza la ecuación de la velocidad y despeja:

$$v = k \cdot [A] \cdot [B] \Rightarrow k = \frac{v}{[A] \cdot [B]}$$

Sustituye los datos de cualquiera de los tres experimentos, por ejemplo el primero, y opera:

$$k = \frac{5,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) \cdot (0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})} = \frac{5,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,04 \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = \mathbf{0,135 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}}$$

ACTIVIDADES (página 161)

32. Una reacción química del tipo $A(g) \rightarrow B(g) + C(g)$, a 25 °C tiene una constante cinética $k = 5 \cdot 10^{12} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas:

a) ¿Cuál es el orden de la reacción?

b) ¿Por qué no coincide el orden de reacción con la estequiometría de la reacción?

c) ¿Qué unidades debería tener la constante cinética si la reacción fuera de orden 1?

a) Escribe la ecuación de velocidad $v = k \cdot [A]^n$; en este caso, como solo hay un reactivo el orden total de la reacción coincide con el orden parcial respecto al reactivo A, n .

Para calcular n despeja de la ecuación de la velocidad $[A]^n$ y compara las unidades:

$$[A]^n = \frac{v}{k} \Rightarrow (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^n = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \cancel{\text{s}^{-1}}}{\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \cancel{\text{s}^{-1}}}$$

Simplifica y deduce que el orden total de la reacción es 2:

$$(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^n = \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \Rightarrow n = \mathbf{2}$$

b) La determinación de la ecuación de velocidad siempre ha de realizarse de forma experimental. Esto es porque, en general, las reacciones ocurren en dos o más etapas (procesos elementales) y no de forma directa, como se suelen representar.

Solo en las reacciones elementales los exponentes de la ecuación de velocidad coinciden con los coeficientes estequiométricos de este proceso ajustado. En cambio, en los procesos no elementales, mecanismo de reacción, debe ser coherente con la estequiometría de la reacción global y justificar la ecuación de velocidad determinada experimentalmente.

c) Escribe la ecuación de la velocidad suponiendo que la reacción es de orden 1 y despeja la constante cinética:

$$v = k \cdot [A] \Rightarrow k = \frac{v}{[A]}$$

Haz el cálculo con las unidades:

$$k = \frac{v}{[A]} \Rightarrow k = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \cancel{\text{s}^{-1}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}}} = \mathbf{\text{s}^{-1}}$$

33. Observa la reacción $A_2(g) + 3 B_2(g) \rightarrow 2 AB_3(g)$. Su velocidad obedece a la ecuación: $v = k \cdot [A_2] \cdot [B_2]^3$. Duplicando las concentraciones de A y B, ¿qué variación sufrirá la velocidad de la reacción?

La nueva velocidad valdrá:

$$v' = k \cdot (2 \cdot [A]) \cdot (2 \cdot [B])^3 = k \cdot 2 \cdot [A] \cdot 8 \cdot [B]^3 = \mathbf{16 \cdot v}$$

La velocidad será **16 veces mayor**.

34. En la siguiente reacción: $3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$, el nitrógeno está reaccionando de tal manera que desaparece a una velocidad de $0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.

- a) Calcula la velocidad a la que desaparece el hidrógeno y la velocidad a la que se forma el amoníaco.
- b) Con los datos disponibles, ¿se pueden proponer valores adecuados para x e y en la expresión de la velocidad de reacción $v = [\text{N}_2]^x \cdot [\text{H}_2]^y$, o necesitarías alguna otra información?

a) Escribe las expresiones de la velocidad instantánea para la reacción:

$$v = -\frac{1}{3} \cdot \frac{d[\text{H}_2]}{dt} = -\frac{d[\text{N}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{NH}_3]}{dt}$$

Sustituye los datos y calcula la velocidad de formación del hidrógeno en dicho instante:

$$-\frac{1}{3} \cdot \frac{d[\text{H}_2]}{dt} = -\frac{d[\text{N}_2]}{dt} = -(-0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}) \Rightarrow \frac{d[\text{H}_2]}{dt} = -0,9 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

El signo negativo indica la desaparición de gas hidrógeno.

De igual manera, calcula la velocidad de formación del amoníaco:

$$\frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = -\frac{d[\text{N}_2]}{dt} = -(-0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}) \Rightarrow \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = 0,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

El signo positivo indica la producción de amoníaco.

- b) Los datos de órdenes parciales han de obtenerse experimentalmente o conociendo el mecanismo por el que transcurre la reacción. Con los datos que tenemos no podemos conocer los valores de x e y .

35. En la reacción de primer orden $A \rightarrow \text{productos}$, la concentración inicial es $[\text{A}]_0 = 0,816 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; y transcurridos 16 minutos la concentración es $[\text{A}]_1 = 0,632 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- a) ¿Cuál es el valor de la constante de velocidad?
- b) ¿Cuál es la vida media de esta reacción?
- c) ¿Cuánto tiempo debe pasar para que $[\text{A}] = 0,235 \text{ M}$?
- d) ¿Cuál será el valor de $[\text{A}]$ transcurridas 2,5 h?

a) La concentración es una función de desintegración del tipo $[\text{A}]_t = [\text{A}]_0 \cdot e^{-(\alpha \cdot t)}$. Conocida la concentración inicial y la concentración al cabo de 16 min se puede averiguar el valor de α . Despeja y sustituye:

$$[\text{A}]_t = [\text{A}]_0 \cdot e^{-(\alpha \cdot t)} \Rightarrow \alpha = -\frac{1}{t} \cdot \ln\left(\frac{[\text{A}]_t}{[\text{A}]_0}\right) = -\frac{1}{16 \text{ min}} \cdot \ln\left(\frac{0,632 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,816 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}\right) = 0,01597031 \text{ min}^{-1}$$

La velocidad instantánea es:

$$v = -\frac{d[\text{A}]_t}{dt} = -\frac{d[\text{A}]_0 \cdot e^{-(\alpha \cdot t)}}{dt} = -(-\alpha \cdot [\text{A}]_0 \cdot e^{-(\alpha \cdot t)}) = \alpha \cdot [\text{A}]_0 \cdot e^{-(\alpha \cdot t)} = \alpha \cdot [\text{A}]_t$$

Que es precisamente la expresión de la velocidad de reacción, $v = k \cdot [\text{A}]$, en la que el orden del reactivo A es 1. Por eso se puede identificar α con k . La constante de velocidad es:

$$k = \alpha \approx 0,016 \text{ min}^{-1}$$

b) Al ser una reacción de primer orden:

$$t_{1/2} = \frac{0,639}{k} = \frac{0,639}{0,0160 \text{ min}^{-1}} = 43,402 \text{ min} = 43 \text{ min} + 0,402 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 43 \text{ min} + 24,1 \text{ s} = \mathbf{43 \text{ min } 24 \text{ s}}$$

c) En la expresión de la variación de la concentración, en este caso despeja el tiempo:

$$[A]_t = [A]_0 \cdot e^{-(\alpha t)} \Rightarrow t = -\frac{1}{\alpha} \cdot \ln\left(\frac{[A]_t}{[A]_0}\right) = -\frac{1}{0,01597031 \text{ min}^{-1}} \cdot \ln\left(\frac{0,235 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,816 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}\right) = 77,946 \text{ min}$$

$$t = 77,946 \text{ min} = 77 \text{ min} + 0,946 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 77 \text{ min} + 56,8 \text{ s} \approx \mathbf{77 \text{ min } 57 \text{ s}}$$

d) Sustituye en la expresión de la variación de la concentración después de convertir las unidades de tiempo a minutos:

$$t = 2,5 \text{ h} = 2,5 \text{ h} \cdot \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} = 150 \text{ min}$$

$$[A]_t = [A]_0 \cdot e^{-(\alpha t)} = 0,816 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot e^{-(0,01597031 \text{ min}^{-1} \cdot 150 \text{ min})} = \mathbf{0,074 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

36. En la reacción $3 \text{ A} + 2 \text{ B} \rightarrow 5 \text{ C}$ a una temperatura fija:

a) Expresa la ecuación de velocidad de reacción en función del reactivo A y del producto C, indicando sus unidades.

b) La ecuación de la velocidad para esta reacción es $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$. Calcula el orden total de la reacción y las unidades de la constante cinética k.

a) En primer lugar calcula la velocidad de la reacción:

$$v = -\frac{1}{3} \cdot \frac{d[A]}{dt} = \frac{1}{5} \cdot \frac{d[C]}{dt}$$

Las unidades de velocidad son: $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

b) Es una reacción de orden 1 respecto a A y de orden 2 respecto a B. El orden total es: $\alpha_{\text{total}} = 1 + 2 = \mathbf{3}$. A partir de la ecuación de velocidad, las unidades de la constante serán:

$$v = k \cdot [A] \cdot [B]^2 \Rightarrow k = \frac{v}{[A] \cdot [B]^2} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}} = \frac{\text{mol} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol} \cdot \text{mol}^2 \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot \text{L}^{-2}} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

Factores que afectan a la velocidad de reacción

37. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones sobre los catalizadores son ciertas? Justifica tu respuesta.

a) **Modifican ΔH de la reacción.**

b) **Aumentan la velocidad de la reacción.**

c) **Disminuyen la energía de activación de la reacción.**

d) **Se consumen durante la reacción.**

a) **Falsa.** Los catalizadores no afectan a la energía, ni de reactivos ni de productos, por lo que tampoco afectan a la entalpía de reacción.

b) **Verdadera.** Los catalizadores proporcionan un camino alternativo por el que transcurre la reacción, con una energía de activación menor, lo que hace que aumente la velocidad de la reacción.

c) **Verdadera.** Con la presencia del catalizador la energía de activación es menor. Así, más partículas de los reactivos tienen energía suficiente para formar el complejo activado y, así, aumenta la velocidad de reacción.

d) **Falsa.** Los catalizadores no se consumen durante la reacción; se regeneran constantemente.

38. Un aumento de la temperatura provoca un aumento de la velocidad de las reacciones químicas.**Dibuja el perfil de la gráfica tiempo-temperatura que represente este aumento.**

Al aumentar la temperatura, aumenta la velocidad y, por tanto, disminuye el tiempo en el que transcurre la reacción. Como se ve en la ecuación de Arrhenius:

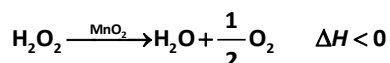
$$k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$$

esta variación es exponencial y la constante de la velocidad aumenta.

Calcula la derivada de la constante de velocidad respecto a la variable temperatura (suponiendo el factor de frecuencia constante):

$$\frac{dk}{dT} = \frac{d\left[A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}\right]}{dT} = A \cdot \frac{d\left[e^{-\left(\frac{E_a}{R} \cdot \frac{1}{T}\right)}\right]}{dT} = A \cdot \left(-\frac{E_a}{R}\right) \cdot \frac{d\left(\frac{1}{T}\right)}{dT} \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)} = A \cdot \left(-\frac{E_a}{R}\right) \cdot \frac{-1}{T^2} \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)} = A \cdot \frac{E_a}{R \cdot T^2} \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$$

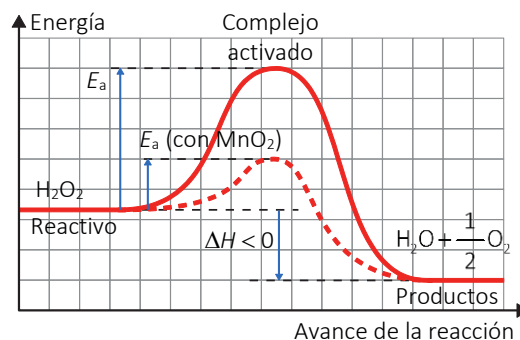
El factor de frecuencia de las colisiones, la energía de activación, la constante de los gases y la temperatura absoluta siempre son valores positivos. El resultado de la exponencial es siempre positivo. El resultado de los productos y cocientes es positivo. Así que la constante de la velocidad, función dependiente de la temperatura, es creciente para cualquier valor de T .

39. El agua oxigenada (peróxido de hidrógeno) se descompone muy lentamente a temperatura ambiente, pero si se añade una pizca de MnO_2 se descompone rápidamente de acuerdo con la reacción:

a) Dibuja un diagrama que represente la variación de energía con el transcurso de la reacción, incluyendo los reactivos, productos y complejo activado, la energía de activación y la variación de entalpía.

b) Explica la función del MnO_2 en esta reacción.

a) Observa en la gráfica todos los elementos que nos pide el enunciado, además de la reacción en presencia de MnO_2 .



b) En presencia de MnO_2 , la velocidad de reacción aumenta; por tanto, esta sustancia está actuando como catalizador.

40. La reacción en fase gaseosa $\text{A} + \text{B} \rightarrow 3 \text{C}$ es una reacción elemental.

a) Formula la expresión para la ecuación de la velocidad.

b) Indica las unidades de la velocidad de reacción y de la constante cinética.

c) Justifica cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento de la temperatura a volumen constante.

d) Justifica cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento del volumen a temperatura constante.

a) Al ser una reacción elemental, los exponentes de la ecuación de velocidad coinciden con los coeficientes estequiométricos de este proceso ajustado, por lo que su ecuación de la velocidad es: $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$.

b) Las unidades de la velocidad de reacción, al ser una variación de concentración en función del tiempo, son: $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Para deducir las de la constante cinética despeja la constante de la ecuación de velocidad, y ordena las unidades:

$$v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}] \Rightarrow k = \frac{v}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = \text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

- c) Al aumentar la temperatura a volumen constante aumenta la energía cinética de los reactivos, aumentando así la frecuencia de las colisiones y, con ello, la velocidad de reacción. Esta dependencia se refleja en la ecuación de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$$

- d) Al aumentar el volumen a temperatura constante, disminuye la concentración de reactivos y disminuirá la velocidad. Visto de otro modo, al aumentar el volumen, disminuirá la frecuencia de los choques y, con ello, la velocidad.

ACTIVIDADES (página 162)

41. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuáles falsas?

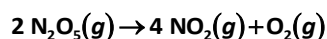
- a) **La adición de un catalizador a una reacción rebaja la energía de activación.**
- b) **La adición de un catalizador a una reacción modifica la velocidad de reacción directa.**
- c) **La adición de un catalizador modifica el estado de equilibrio de la misma.**
- a) **Verdadera.** Los catalizadores proporcionan un camino alternativo por el que transcurre la reacción, con una energía de activación menor, lo que hace que aumente la velocidad de reacción.
- b) **Verdadera.** Según la ecuación de Arrhenius $k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$. Un catalizador modifica la energía de activación. Una variación de la energía de activación, E_a , hace que varíe la constante de velocidad, k , y, en consecuencia se modifica la velocidad. Por tanto, la adición de un catalizador, por modificarse la energía de activación, modifica la velocidad de reacción.
- c) **Falsa.** Un catalizador no modifica el estado de equilibrio de la reacción, solo permite obtener los productos más rápidamente.

42. En la reacción siguiente todas las sustancias son gases ideales: $A + B \rightarrow C + D$. La ecuación de su velocidad es $v = k \cdot [A]$. Explica cómo varía la velocidad de reacción si:

- a) **disminuye al volumen del sistema a la mitad.**
- b) **aumentan las concentraciones de los productos, sin modificar el volumen del sistema.**
- c) **se utiliza un catalizador.**
- d) **aumenta la temperatura.**
- a) Al disminuir el volumen a la mitad, la concentración aumentará el doble, y la velocidad, también.
- b) El aumento de la concentración de los productos siempre es a costa de disminuir la cantidad de los reactivos. A volumen constante disminuye $[A]$ y también disminuirá la velocidad.
- c) Los catalizadores proporcionan un camino alternativo por el que transcurre la reacción, con una energía de activación menor, lo que hace que aumente la velocidad de reacción.
- d) Al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética de los reactivos, aumentando así la frecuencia de las colisiones y, con ello, la velocidad de reacción. Esta dependencia se refleja en la ecuación de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$$

43. Para la reacción química de descomposición del pentaóxido de dinitrógeno:



se ha encontrado que la velocidad de reacción viene dada por la ecuación $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]$.

- a) **¿Cuál es el orden de reacción?**
- b) **Explica cómo influye la temperatura en la velocidad.**

- a) De la ecuación de la velocidad se deduce que la reacción es de orden 1 respecto a N_2O_5 . Por tanto, será una reacción de orden 1.
- b) Al aumentar la temperatura, aumenta el valor del exponente en la exponencial de la ecuación de Arrhenius. También aumenta la energía cinética de los reactivos, aumentando así la frecuencia de las colisiones y, con ello, la velocidad de reacción.

$$k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$$

44. Explica la verdad o falsedad de las siguientes afirmaciones sobre los catalizadores:

- a) **Los catalizadores disminuyen el calor de reacción.**
- b) **Los catalizadores aumentan la velocidad de reacción.**
- a) **Falso.** Los catalizadores logran crear un nuevo camino alternativo por el que transcurre la reacción, con una energía de activación menor.
- b) **Verdadero.** Los catalizadores disminuyen la energía de activación de la reacción, lo que hace que aumente la velocidad de reacción. Al disminuir la energía de activación, aumenta el valor del exponente en la exponencial de la ecuación de Arrhenius.

$$k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$$

45. Explica la influencia que hay entre la velocidad de reacción y...

- a) **... la presencia de catalizadores.**
- b) **... la variación de la concentración de los reactivos.**
- c) **... la variación de la temperatura.**
- a) Los catalizadores proporcionan un camino alternativo por el que transcurre la reacción, con una energía de activación menor. En la ecuación de Arrhenius esto hace que el exponente sea mayor, lo que hace que aumente la constante y con esta la velocidad de reacción.
- b) Al aumentar la concentración de reactivos, aumenta la frecuencia de los choques entre ellos y aumenta la velocidad de reacción. Esto queda reflejado en la ecuación de la velocidad. Si la reacción es $A+B \rightarrow C+D$, la ecuación de su velocidad es del tipo $v = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m$.
- c) Al aumentar la temperatura, aumenta el exponente en la ecuación de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$$

Esto hace que la constante aumente su valor y con ella la velocidad.

46. Considera la reacción $A + 2 B \rightarrow C$, en la que todas las especies químicas están en fase gaseosa. La velocidad de reacción solo depende de la temperatura y de la concentración del reactivo A. Si se duplica la concentración de A, la velocidad de reacción también se duplica.

- a) **¿Para qué reactivo cambia más deprisa la concentración?**
- b) **¿Cuáles son los órdenes parciales respecto de A y B? Escribe la ecuación cinética.**
- c) **¿Qué unidades tiene la velocidad de reacción? ¿Y la constante cinética?**
- d) **¿Cómo afecta a la velocidad de reacción una disminución de volumen a temperatura constante?**

Justifica tus respuestas.

- a) Escribe la expresión de la velocidad de reacción:

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{2} \cdot \frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt}$$

De la expresión de la velocidad de la reacción se deduce que el reactivo B será el que cambie más deprisa. En concreto, debe ser el doble de la de las otras dos para que al calcular la velocidad sea la misma en la reacción.

$$\left| \frac{d[B]}{dt} \right| = 2 \cdot \left| \frac{d[C]}{dt} \right| = 2 \cdot \left| \frac{d[A]}{dt} \right|$$

- b) El enunciado nos dice que la velocidad solo depende de la concentración de A, por lo que será de orden cero respecto a B. En cuanto a A, nos dice que al duplicar su concentración se duplica la velocidad, por lo que la dependencia es lineal. Luego, será de orden 1 respecto a A. La ecuación de velocidad será:

$$v = k \cdot [A]$$

- c) Las unidades de la velocidad de reacción, al ser una variación de concentración en función del tiempo, son:

$$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Para deducir las de la constante cinética despeja la constante de la ecuación de velocidad, y ordena las unidades:

$$v = k \cdot [A] \Rightarrow k = \frac{v}{[A]} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} = \text{s}^{-1}$$

- d) Al disminuir el volumen a temperatura constante, aumenta la concentración de reactivos y aumentará la velocidad.

47. A partir de la reacción:



explica diferentes maneras de aumentar su velocidad.

La velocidad de reacción se puede aumentar:

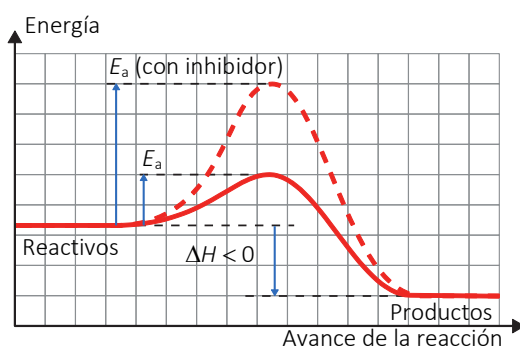
- Aumentando la concentración de los reactivos. Esta solución no es muy útil desde un punto de vista práctico, ya que supone un consumo en exceso de reactivos.
- En un sólido, como el CaCO_3 , el grado de división aumenta la velocidad.
- Aumentando la temperatura, lo que aumentaría la energía cinética de los reactivos, aumentando la frecuencia de colisiones y, con ello, la velocidad. Esta solución es útil siempre y cuando la reacción no sea exotérmica, ya que un aumento de temperatura desplazaría el equilibrio hacia la formación de reactivos.
- La presencia de catalizadores también aumenta la velocidad de reacción. Esta solución es la más útil a nivel industrial, aunque tiene como inconveniente el elevado precio de algunos catalizadores.

QUÍMICA EN TU VIDA (página 164)

INTERPRETA

1. Explica, usando el vocabulario de la unidad, qué es un inhibidor. Haz el diagrama de energía comparando entre la reacción con y sin inhibidor.

La finalidad de los inhibidores es la contraria a la de los catalizadores, disminuyen la velocidad de las reacciones químicas de degradación.



USA LAS TIC**2. Investiga navegando en la web qué es el luminol y para qué se usa.**

Luminol, $C_8H_7N_3O_2$, es un derivado del ácido ftálico de masa molar 177,16 g/mol. Es un sólido verdoso poco soluble. Produce una reacción de quimioluminiscencia en contacto con peróxidos en presencia de catalizadores.

Se utiliza en química forense para detectar trazas de sangre, ya que es capaz de detectar cerca de 1 μ L de sangre en 1 L de disolución.

REFLEXIONA**3. ¿Crees que en los productos alimenticios se debería etiquetar fecha de caducidad o de consumo preferente?**

Respuesta abierta.

OPINA**4. Expón más ejemplos de reacciones químicas de la vida cotidiana en los cuales se controlan los factores que influyen en la reacción.**

- Los pañales llevan sustancias que evitan la descomposición de la urea en amoníaco y así evitar malos olores.
- Estufas catalíticas oxidan el gas a menor temperatura y consumen menos oxígeno, por lo que son menos contaminantes.
- Convertidor catalítico de los automóviles transforma las sustancias nocivas en otras menos nocivas.

6

Equilibrio químico

Equilibrio químico

6

PARA COMENZAR (página 165)

- Investiga sobre las reflexiones que los científicos hicieron para tratar de explicar la flecha del tiempo que ordena los acontecimientos.

La respuesta es abierta, pero debe hacerse mención a Ilya Prigogine (Илья Романович Пригожин), que recibió el premio Nobel de Química en 1977 por crear el concepto de estructuras disipativas. Este concepto relaciona la química y la flecha del tiempo.

- ¿Qué importancia tiene la cinética química, en concreto los equilibrios, para esclarecer la cuestión de la flecha del tiempo?

Determina la velocidad con la que transcurre una reacción, y en concreto el tiempo que tarda en llegar al equilibrio. De este modo, conocidos los parámetros iniciales, se podría determinar el tiempo transcurrido desde que comenzó la reacción hasta que llegó al equilibrio. También cómo las condiciones ambientales (presión, concentración, temperatura...) favorecen el equilibrio en un sentido o en otro.

PRACTICA (página 166)

- Un recipiente contiene una mezcla formada por 1 g de CO₂ y 4 g de CO. Si el recipiente está a 17 °C y 0,1 atm, calcula el volumen del recipiente y la presión parcial de cada gas en mm de Hg.

Halla la masa molar de cada sustancia:

$$M(\text{CO}_2) = 12,01 + 16,00 \cdot 2 = 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{CO}) = 12,01 + 16,00 = 28,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calcula el número de moles de CO y de CO₂ que hay en el recipiente:

$$n_{\text{CO}_2} = 1 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44,01 \text{ g de CO}_2} = 0,0227 \text{ mol de CO}_2$$

$$n_{\text{CO}} = 4 \text{ g de CO} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}}{28,01 \text{ g de CO}} = 0,1428 \text{ mol de CO}$$

Suma la cantidad de los gases para obtener la cantidad de partículas total que hay en el recipiente:

$$n_T = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{CO}} = 0,1655 \text{ mol}$$

Aplica la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

Despeja el volumen y sustituye los datos en unidades del sistema internacional:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,1655 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (17 + 273) \text{ K}}{0,1 \text{ atm}} = 39,36 \text{ L} \approx \mathbf{39,4 \text{ L}}$$

Calcula las presiones parciales:

$$p_{\text{CO}_2} = \chi_{\text{CO}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,0227 \text{ mol de CO}_2}{0,1655 \text{ mol del total}} \cdot 0,1 \text{ atm} = 0,0137 \text{ atm de CO}_2$$

$$p_{\text{CO}} = \chi_{\text{CO}} \cdot p_{\text{T}} = \frac{n_{\text{CO}}}{n_{\text{T}}} \cdot p_{\text{T}} = \frac{0,1428 \text{ mol de CO}}{0,1655 \text{ mol del total}} \cdot 0,1 \text{ atm} = 0,0863 \text{ atm de CO}$$

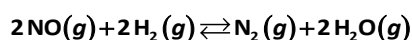
Convierte los valores de presión a mm de Hg:

$$p_{\text{CO}_2} = 0,0137 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mm de Hg}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{10,4 \text{ mm de Hg}}$$

$$p_{\text{CO}} = 0,0863 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mm de Hg}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{65,6 \text{ mm de Hg}}$$

ACTIVIDAD (página 171)

2. En un recipiente de 2 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0,1 mol de NO, 0,05 mol de H₂ y 0,1 mol de agua. Se calienta hasta el equilibrio:



Cuando se establece el equilibrio, la concentración de NO es 0,031 mol · L⁻¹.

a) Calcula la concentración del resto de las especies en el equilibrio.

b) ¿Cuál es el valor de la constante K_c a esa temperatura?

a) Ordena las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	2NO(g) + 2H ₂ (g) ⇌ N ₂ (g) + 2H ₂ O(g)			
Inicial	0,1	0,05	0	0,1
En reacción	-2x	-2x	x	2x
En equilibrio	0,1 - 2x	0,05 - 2x	x	0,1 + 2x

La definición de concentración molar para una sustancia A se define como:

$$[A] = \frac{n_A(\text{mol})}{V(\text{L})}$$

Conocido el volumen de la disolución 2 L, calcula en primer lugar la cantidad de moléculas de NO que hay en el equilibrio:

$$n_{\text{NO}} = [\text{NO}] \cdot V(\text{L}) = 0,031 \text{ mol} \cdot 2 \text{ L} = 0,062 \text{ mol de NO}$$

Iguala con la cantidad de NO en el equilibrio para despejar x:

$$0,062 = 0,1 - 2x \Rightarrow x = \frac{0,1 - 0,062}{2} = 0,019 \text{ mol}$$

Conocido x, calcula la cantidad de moléculas del resto de las especies en equilibrio:

$$n_{\text{H}_2} = 0,05 - 2x = 0,05 - 2 \cdot 0,019 = 0,012 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = x = 0,019 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,1 + 2x = 0,1 + 2 \cdot 0,019 = 0,138 \text{ mol}$$

Sustituye en la expresión de la concentración molar y calcula la concentración de cada especie en el equilibrio:

$$[\text{H}_2] = \frac{n_{\text{H}_2}}{V(\text{L})} = \frac{0,012 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \mathbf{0,006 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{N}_2] = \frac{n_{\text{N}_2}}{V(\text{L})} = \frac{0,019 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \mathbf{0,0095 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V(\text{L})} = \frac{0,138 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \mathbf{0,069 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

b) En la expresión de K_c sustituye los valores de las concentraciones y opera:

$$K_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^2} = \frac{(0,0095) \cdot (0,069)^2}{(0,031)^2 \cdot (0,006)^2} = 1307,36 \approx \mathbf{1307}$$

ACTIVIDADES (página 172)

- 3.** En un recipiente se introduce HI gaseoso con $[\text{HI}] = 1 \text{ M}$. Se alcanza el equilibrio con $K_c = 0,02$ según la ecuación química: $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$. Calcula la concentración de todas las sustancias en el equilibrio.

Teniendo en cuenta la definición de concentración molar para una sustancia y suponiendo que el volumen de la disolución es de 1 L, calcula la cantidad de moléculas de HI que hay inicialmente:

$$[\text{HI}] = \frac{n_{\text{HI}}(\text{mol})}{V(\text{L})} \Rightarrow n_{\text{HI}} = [\text{HI}] \cdot V(\text{L}) = 1 \text{ mol} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot 1 \text{ L} = 1 \text{ mol de HI}$$

Ordena las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$2 \text{HI}(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$
Inicial	1		0		0
En reacción	$-2x$		x		x
En equilibrio	$1 - 2x$		x		x

Como se alcanza el equilibrio con $K_c = 0,02$, escribe la expresión de la constante de equilibrio y sustituye los datos conocidos. En este caso, al suponer que el volumen de la disolución es 1 L, las concentraciones en el equilibrio coinciden con las cantidades en el equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{\frac{x}{1} \cdot \frac{x}{1}}{\left(\frac{1-2x}{1}\right)^2} = 0,02$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los posibles valores de x son: $x_1 = -0,197 \text{ mol}$ y $x_2 = 0,110 \text{ mol}$.

Descarta el primer valor ya que no puede ser un valor negativo, por eso el único valor con sentido es $x = 0,110 \text{ mol}$.

Calcula las concentraciones de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x :

$$[\text{HI}] = \frac{n_{\text{HI}}}{V} = \frac{(1-2x) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{(1-2 \cdot 0,110) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \mathbf{0,78 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n_{\text{H}_2}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{0,110 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \mathbf{0,11 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{I}_2] = \frac{n_{\text{I}_2}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{0,110 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \mathbf{0,11 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

- 4.** Hay 0,5 mol de pentacloruro de antimonio en un recipiente de 2 L. Se calienta a $200 \text{ }^\circ\text{C}$ y una vez en el equilibrio, hay 0,436 mol del compuesto según la reacción: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{SbCl}_3(\text{g})$. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) ¿Qué valor tiene K_c ?

b) Calcula la presión total de la mezcla en el equilibrio.

a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{SbCl}_5(g)$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}_2(g)$	+	$\text{SbCl}_3(g)$
Inicial	0,5		0		0
En reacción	-x		x		x
En equilibrio	0,5 - x		x		x

Conocida la cantidad de SbCl_5 en el equilibrio sustituye y calcula el valor de x:

$$0,5 - x = 0,436 \Rightarrow x = 0,064 \text{ mol}$$

Calcula las concentraciones de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x:

$$[\text{SbCl}_5] = \frac{n_{\text{SbCl}_5}}{V} = \frac{0,436 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,218 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \frac{0,064 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,032 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SbCl}_3] = \frac{n_{\text{SbCl}_3}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \frac{0,064 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,032 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituye en la expresión de K_c y opera para calcular la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{SbCl}_3]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{0,032 \cdot 0,032}{0,218} = 4,697 \cdot 10^{-3}$$

b) Suma las cantidades de moléculas de los gases para obtener la cantidad total en el recipiente:

$$n_T = n_{\text{SbCl}_5} + n_{\text{Cl}_2} + n_{\text{SbCl}_3} = 0,436 \text{ mol} + 0,064 \text{ mol} + 0,064 \text{ mol} = 0,564 \text{ mol}$$

Aplica la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

Despeja la presión, sustituye los datos y opera:

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,564 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (200 + 273) \text{ K}}{2 \text{ L}} = 10,94 \text{ atm}$$

5. En el equilibrio $\text{H}_2(g) + \text{CO}_2(g) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(g) + \text{CO}(g)$, a 2000 K la constante de equilibrio es $K_c = 4,41$.

Se introducen 1 mol de H_2 , 1 mol de CO_2 y 1 mol de H_2O en un recipiente de 5 L, y se espera a alcanzar el equilibrio. ¿Cuál es la cantidad de cada sustancia?

Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{H}_2(g)$	+	$\text{CO}_2(g)$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2\text{O}(g)$	+	$\text{CO}(g)$
Inicial	1		1		1		0
En reacción	-x		-x		x		x
En equilibrio	1 - x		1 - x		1 + x		x
Concentración en equilibrio (mol · L ⁻¹)	$\frac{1-x}{5}$		$\frac{1-x}{5}$		$\frac{1+x}{5}$		$\frac{x}{5}$

Calcula el valor de x a partir del valor de la constante de equilibrio K_c . Escribe la expresión, sustituye los datos conocidos y simplifica:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}]}{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]} = \frac{\left(\frac{1+x}{5}\right) \cdot \left(\frac{x}{5}\right)}{\left(\frac{1-x}{5}\right) \cdot \left(\frac{1-x}{5}\right)} = \frac{x \cdot (1+x)}{(1-x)^2} = 4,41$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los posibles valores de x son: $x_1 = 0,5567 \text{ mol}$ y $x_2 = 2,323 \text{ mol}$.

Descarta el segundo valor ya que no puede ser un valor mayor que la cantidad inicial, por eso el único valor con sentido es $x = 0,5567 \text{ mol}$.

Calcula la cantidad de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x :

$$n_{\text{H}_2} = 1 - x = 1 - 0,5567 = \mathbf{0,443 \text{ mol de H}_2}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 1 - x = 1 - 0,5567 = \mathbf{0,443 \text{ mol de CO}_2}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 1 + x = 1 + 0,5567 = \mathbf{1,557 \text{ mol de H}_2\text{O}}$$

$$n_{\text{CO}} = x = \mathbf{0,557 \text{ mol de CO}}$$

ACTIVIDADES (página 174)

- 6.** En un matraz de 5 L se mezclan 0,92 mol de N_2 y 0,51 mol de O_2 en estado gaseoso. Se calienta la mezcla hasta establecerse el equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$. Solo reacciona el 1,09% del N_2 inicial.

Calcula la concentración de todos los gases en el equilibrio y el valor de K_c .

El grado de disociación es el cociente entre la cantidad de reactivo que reaccionó y la cantidad de reactivo inicial:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} \Rightarrow x = n_0 \cdot \alpha$$

En el equilibrio tendremos:

Cantidad (mol)	$\text{N}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NO}(\text{g})$
Inicial	0,92		0,51		0
Reaccionan	$-0,92 \alpha$		$-0,92 \alpha$		$2 \cdot 0,92 \alpha$
En equilibrio	$0,92 \cdot (1 - \alpha)$		$0,51 - 0,92 \alpha$		$2 \cdot 0,92 \alpha$
Molaridad en equilibrio (mol/L)	$\frac{0,92 \cdot (1 - \alpha)}{5}$		$\frac{0,51 - 0,92 \alpha}{5}$		$\frac{2 \cdot 0,92 \alpha}{5}$

Tienes el dato $\alpha = 0,0109$, respecto al nitrógeno inicial. Sustituye el valor del grado de disociación y después calcula la concentración de todas las especies en el equilibrio:

$$[\text{N}_2] = \frac{0,92 \cdot (1 - \alpha) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{0,92 \cdot (1 - 0,0109) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,182 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{0,51 - 0,92 \alpha \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{0,51 - 0,92 \cdot 0,0109 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{NO}] = \frac{2 \cdot 0,92 \alpha \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{2 \cdot 0,92 \cdot 0,0109 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{4,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

Escribe la expresión de la constante de equilibrio y sustituye los valores:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} = \frac{(4,01 \cdot 10^{-3})^2}{0,182 \cdot 0,10} = \mathbf{8,84 \cdot 10^{-4}}$$

7. El N_2O_4 se descompone a 45°C según la reacción de equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$. En un volumen de 1 L se introduce 0,1 mol de N_2O_4 . Sabiendo que en el equilibrio la presión total es de 3,18 atm, calcula:

a) El grado de disociación.

b) La presión parcial ejercida por cada componente.

a) El grado de disociación es el cociente entre la cantidad de reactivo que reaccionó y la cantidad de reactivo inicial:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} \Rightarrow x = n_0 \cdot \alpha$$

Ordena las cantidades de cada especie en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{N}_2\text{O}_4(g)$	\rightleftharpoons	$2\text{NO}_2(g)$
Inicial	0,1		0
En reacción	$-0,1 \alpha$		$2 \cdot 0,1 \alpha$
En equilibrio	$0,1 \cdot (1 - \alpha)$		$2 \cdot 0,1 \alpha$

Aplica la ecuación general de los gases ideales:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

Despeja la cantidad total de moléculas, sustituye los datos y opera:

$$n_T = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{3,18 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (45 + 273) \text{ K}} = 0,122 \text{ mol}$$

La cantidad total de moléculas en el equilibrio será la suma de las cantidades de todas las especies:

$$n_T = n_{\text{N}_2\text{O}_4} + n_{\text{NO}_2} = 0,1 \cdot (1 - \alpha) + 0,2 \alpha = 0,1 \cdot (1 + \alpha) \text{ mol}$$

Despeja el grado de disociación, sustituye el valor de la cantidad total de moléculas:

$$\alpha = \frac{n_T}{0,1} - 1 = \frac{0,122}{0,1} - 1 = \mathbf{0,220}$$

b) A continuación, calcula las presiones parciales ejercidas por cada componente. Para ello, conocido el valor del grado de disociación, calcula primero los moles que hay en el equilibrio de cada especie:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,1 \cdot (1 - \alpha) = 0,1 \cdot (1 - 0,220) = 0,078 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = 0,2 \alpha = 0,2 \cdot 0,220 = 0,044 \text{ mol}$$

Calcula las presiones parciales:

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = \chi_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot p_T = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,078 \text{ mol}}{0,122 \text{ mol}} \cdot 3,18 \text{ atm} = \mathbf{2,034 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{NO}_2} = \chi_{\text{NO}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{NO}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,044 \text{ mol}}{0,122 \text{ mol}} \cdot 3,18 \text{ atm} = \mathbf{1,146 \text{ atm}}$$

ACTIVIDADES (página 176)

8. Considera el siguiente sistema en equilibrio:



A 200 °C K_c vale 0,022. En un momento dado las concentraciones de las sustancias presentes son:

$[\text{MX}_5] = 0,04 \text{ M}$, $[\text{MX}_3] = 0,40 \text{ M}$ y $[\text{X}_2] = 0,20 \text{ M}$. Razona si, en esas condiciones, el sistema está

en equilibrio. En el caso en que no estuviera en equilibrio, ¿hacia dónde evolucionaría para alcanzarlo?

Calcula el cociente de reacción en las condiciones del enunciado:

$$Q_c = \frac{[\text{MX}_3] \cdot [\text{X}_2]}{[\text{MX}_5]} = \frac{0,40 \cdot 0,20}{0,04} = 2$$

Como se cumple que $(Q_c = 2) > (K_c = 0,022)$, el sistema **no está en equilibrio**. Al haber mayor concentración de productos que en el equilibrio, la reacción **evolucionará hacia la izquierda** para alcanzarlo.

9. El equilibrio: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ tiene una constante $K_c = 4 \cdot 10^{-2}$. Inicialmente tenemos una mezcla de 1 mol de A; 2 mol de B; 0,2 mol de C y 0,3 mol de D en un recipiente de 2 L. Responde:

- ¿Está en equilibrio el sistema inicial? Razona la respuesta.
- Si no está en equilibrio, indica hacia dónde se desplazará.
- Calcula la concentración de cada compuesto en el equilibrio.

- a) Calcula las concentraciones de cada especie:

$$[\text{A}]_{\text{inicial}} = \frac{n_A}{V(L)} = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{B}]_{\text{inicial}} = \frac{n_B}{V(L)} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{C}]_{\text{inicial}} = \frac{n_C}{V(L)} = \frac{0,2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{D}]_{\text{inicial}} = \frac{n_D}{V(L)} = \frac{0,3 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calcula el valor del cociente de reacción para comprobar si el sistema está en equilibrio:

$$Q_c = \frac{[\text{C}]_{\text{inicial}} \cdot [\text{D}]_{\text{inicial}}}{[\text{A}]_{\text{inicial}} \cdot [\text{B}]_{\text{inicial}}} = \frac{0,1 \cdot 0,15}{0,5 \cdot 1} = 0,03 = 3 \cdot 10^{-2}$$

$Q_c \neq K_c$: luego, la reacción **no está en equilibrio**.

- $(Q_c = 0,03) < (K_c = 0,04)$: al haber menor concentración de productos que en el equilibrio, la reacción evolucionará hacia la derecha para alcanzarlo; es decir, **hacia los productos**.
- Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	A	+	B	\rightleftharpoons	C	+	D
Inicial	1		2		0,2		0,3
En reacción	-x		-x		x		x
En equilibrio	1-x		2-x		0,2+x		0,3+x
Concentración en equilibrio (mol · L ⁻¹)	$\frac{1-x}{2}$		$\frac{2-x}{2}$		$\frac{0,2+x}{2}$		$\frac{0,3+x}{2}$

Escribe la expresión de la constante de equilibrio y sustituye las expresiones de las concentraciones. Simplifica y sustituye el valor de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} = \frac{\left(\frac{0,2+x}{2}\right) \cdot \left(\frac{0,3+x}{2}\right)}{\left(\frac{1-x}{2}\right) \cdot \left(\frac{2-x}{2}\right)} = \frac{(0,2+x) \cdot (0,3+x)}{(1-x) \cdot (2-x)} = 4 \cdot 10^{-2}$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior y los posibles valores de x son: $x_1 = -0,6766$ mol y $x_2 = 0,0308$ mol. Descarta el primer valor ya que el resultado negativo no tiene sentido. Luego $x = 0,0308$ mol.

Calcula la concentración de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x :

$$[A] = \frac{n_A}{V(L)} = \frac{(1-x) \text{ mol}}{2L} = \frac{(1-0,0308) \text{ mol de A}}{2L} = \mathbf{0,485 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[B] = \frac{n_B}{V(L)} = \frac{(2-x) \text{ mol}}{2L} = \frac{(2-0,0308) \text{ mol de B}}{2L} = \mathbf{0,985 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[C] = \frac{n_C}{V(L)} = \frac{(0,2+x) \text{ mol}}{2L} = \frac{(0,2+0,0308) \text{ mol de C}}{2L} = \mathbf{0,115 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[D] = \frac{n_D}{V(L)} = \frac{(0,3+x) \text{ mol}}{2L} = \frac{(0,3+0,0308) \text{ mol de D}}{2L} = \mathbf{0,165 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

ACTIVIDADES (página 179)

10. El CO_2 reacciona rápidamente con H_2S según la reacción: $\text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{S}(g) \rightleftharpoons \text{COS}(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$. En un experimento se colocaron 0,1 mol de CO_2 en 2,5 L a 337 °C y una cantidad suficiente de H_2S para que la presión total en el equilibrio sea 10 atm. Sabiendo que en la mezcla final había 0,01 mol de $\text{H}_2\text{O}(g)$:

a) ¿Qué cantidad hay del resto en el equilibrio?

b) Calcula la constante K_p .

a) Ordena las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{CO}_2(g)$	$+$	$\text{H}_2\text{S}(g)$	\rightleftharpoons	$\text{COS}(g)$	$+$	$\text{H}_2\text{O}(g)$
Inicial	0,1		y		0		0
En reacción	$-x$		$-x$		x		x
En equilibrio	$0,1-x$		$y-x$		x		x

En el enunciado dicen que en el equilibrio hay 0,01 mol de agua, luego $x = 0,01$ mol.

Aplica la ecuación general de los gases ideales para calcular el número total de moles en el equilibrio:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

Despeja la cantidad de moléculas, sustituye los valores y opera:

$$n_T = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{10 \text{ atm} \cdot 2,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (337+273) \text{ K}} = 0,5 \text{ mol}$$

La cantidad total de moléculas en el equilibrio será la suma de todas las especies:

$$n_T = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{H}_2\text{S}} + n_{\text{COS}} + n_{\text{H}_2\text{O}} = (0,1 - x) + (y - x) + x + x = (0,1 + y) \text{ mol} = 0,5 \text{ mol}$$

Despeja y resuelve:

$$y = 0,5 - 0,1 = 0,4 \text{ mol}$$

Conocidos los valores de x e y , calcula las cantidades de todas las especies en el equilibrio:

$$n_{\text{CO}_2} = 0,1 - x = 0,1 - 0,01 = \mathbf{0,09 \text{ mol}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = y - x = 0,4 - 0,01 \text{ mol} = \mathbf{0,39 \text{ mol}}$$

$$n_{\text{COS}} = x = \mathbf{0,01 \text{ mol}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = x = \mathbf{0,01 \text{ mol}}$$

b) Para calcular K_p primero encuentra la presión parcial de cada una de las especies en el equilibrio:

$$p_{\text{CO}_2} = \chi_{\text{CO}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,09 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} \cdot 10 \text{ atm} = 1,8 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2\text{S}} = \chi_{\text{H}_2\text{S}} \cdot p_T = \frac{n_{\text{H}_2\text{S}}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,39 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} \cdot 10 \text{ atm} = 7,8 \text{ atm}$$

$$p_{\text{COS}} = \chi_{\text{COS}} \cdot p_T = \frac{n_{\text{COS}}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} \cdot 10 \text{ atm} = 0,2 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = \chi_{\text{H}_2\text{O}} \cdot p_T = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} \cdot 10 \text{ atm} = 0,2 \text{ atm}$$

Sustituye en la expresión de K_p y opera:

$$K_p = \frac{p_{\text{COS}} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2\text{S}}} = \frac{0,2^2}{1,8 \cdot 7,8} = \mathbf{2,85 \cdot 10^{-3}}$$

11. Se introduce una mezcla de 0,5 mol de H_2 y 0,5 mol de I_2 en un recipiente de 1 L. Se calienta a la temperatura de 430 °C y se alcanza el equilibrio: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$. Calcula:

a) Las concentraciones en el equilibrio si $K_c = 54,3$.

b) El valor de la K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{HI}(\text{g})$
Inicial	0,5		0,5		0
Reaccionan	-x		-x		2x
En equilibrio	0,5-x		0,5-x		2x

Como se alcanza el equilibrio con $K_c = 54,3$ vamos a escribir la expresión de la constante de equilibrio y sustituir los datos conocidos. En este caso, como el volumen de la disolución es 1 L, las concentraciones en el equilibrio coinciden con las cantidades en el equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{HI}}}{V}\right)^2}{\frac{n_{\text{H}_2}}{V} \cdot \frac{n_{\text{I}_2}}{V}} = \frac{n_{\text{HI}}^2}{n_{\text{H}_2} \cdot n_{\text{I}_2}} = \frac{(2x)^2}{(0,5-x)^2} = 54,3$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior y tienes que los posibles valores de x son: $x_1 = 0,3933 \text{ mol}$ y $x_2 = 0,6863 \text{ mol}$. Descarta el segundo valor ya que la cantidad que reacciona no puede ser mayor que la inicial. Luego $x = 0,3933 \text{ mol}$.

Calcula las concentraciones de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x :

$$[\text{H}_2] = \frac{n_{\text{H}_2}}{V} = \frac{(0,5-x) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{(0,5-0,3933) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,1067 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \approx \mathbf{0,11 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[I_2] = \frac{n_{I_2}}{V} = \frac{(0,5-x) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{(0,5-0,3933) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,1067 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \approx \mathbf{0,11 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[HI] = \frac{n_{HI}}{V} = \frac{2x \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{2 \cdot 0,3933 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,7866 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \approx \mathbf{0,79 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

- b) Conocido el valor de x , calcula la cantidad de moléculas en el equilibrio como la suma de las cantidades de moléculas de todas las especies:

$$n_T = n_{H_2} + n_{I_2} + n_{HI} = (0,5-x) + (0,5-x) + 2x = 2 \cdot (0,5-0,3933+0,3933) = 1 \text{ mol}$$

Para calcular la presión total en el equilibrio, aplicamos la ecuación general de los gases ideales:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

Despeja la presión, sustituye los valores y opera:

$$p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (430+273) \text{ K}}{1 \text{ L}} = 57,646 \text{ atm}$$

Con los datos obtenidos calcula la presión parcial de todas las especies en el equilibrio:

$$p_{H_2} = \chi_{H_2} \cdot p_T = \frac{n_{H_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,11 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \cdot 57,646 \text{ atm} = 6,34 \text{ atm}$$

$$p_{I_2} = \chi_{I_2} \cdot p_T = \frac{n_{I_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,11 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \cdot 57,646 \text{ atm} = 6,34 \text{ atm}$$

$$p_{HI} = \chi_{HI} \cdot p_T = \frac{n_{HI}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,79 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \cdot 57,646 \text{ atm} = 45,54 \text{ atm}$$

Por último, sustituye en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_{HI}^2}{p_{H_2} \cdot p_{I_2}} = \frac{45,54^2}{6,34 \cdot 6,34} = \mathbf{51,60}$$

ACTIVIDADES (página 180)

- 12.** Un recipiente de 1 L contiene 2,538 g de $I_2(g)$. Se calienta hasta 1200 °C, y una vez establecido el equilibrio $I_2(g) \rightleftharpoons 2I(g)$ la presión total es 1,3 atm.

a) Calcula el grado de disociación del yodo molecular.

b) Determina las constantes K_c y K_p .

Datos: $M(I) = 126,9$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- a) Halla la masa molar:

$$M(I_2) = 126,9 \cdot 2 = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calcula el número de moles de I_2 que hay en el recipiente:

$$n_{I_2} = 2,538 \text{ g de } I_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } I_2}{253,8 \text{ g de } I_2} = 0,01 \text{ mol de } I_2$$

Dado que el grado de disociación es igual al cociente entre la cantidad de reactivo que ha reaccionado y la cantidad de reactivo inicial:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} \Rightarrow x = n_0 \cdot \alpha$$

En el equilibrio tendrás:

Cantidad (mol)	$I_2(g)$	\rightleftharpoons	$2I(g)$
Inicial	0,01		0
Reaccionan	$-0,01 \alpha$		$2 \cdot 0,01 \alpha$
En equilibrio	$0,01 \cdot (1 - \alpha)$		$2 \cdot 0,01 \alpha$

Aplica la ecuación general de los gases ideales:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

Despeja la cantidad total de partículas en estado gaseoso, sustituye los datos y opera:

$$n_T = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,3 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (1200 + 273) \text{ K}} = 0,011 \text{ mol}$$

La cantidad de partículas gaseosas en el equilibrio es la suma de las partículas de ambas especies en el equilibrio:

$$n_T = n_2 + n_1 = 0,01 \cdot (1 - \alpha) + 0,02 \cdot \alpha = 0,01 + 0,01 \cdot \alpha = [0,01 \cdot (1 + \alpha)] \text{ mol}$$

Despeja el grado de disociación y sustituye el valor del número total de moles:

$$\alpha = \frac{n_T}{0,01} - 1 = \frac{0,011}{0,01} - 1 = \mathbf{0,104}$$

- b) A continuación, calcula las presiones parciales ejercidas por cada gas en la mezcla. Para ello, conocido el valor del grado de disociación, calcula primero la cantidad de partículas de cada especie en el equilibrio:

$$n_2 = 0,01 \cdot (1 - \alpha) = 0,01 \cdot (1 - 0,104) = 8,96 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } I_2(g)$$

$$n_1 = 0,02 \cdot \alpha = 0,02 \cdot 0,104 = 2,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } I(g)$$

Calcula las presiones parciales:

$$p_2 = \chi_2 \cdot p_T = \frac{n_2}{n_T} \cdot p_T = \frac{8,96 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } I_2}{0,011 \text{ mol total}} \cdot 1,3 \text{ atm} = 1,082 \text{ atm}$$

$$p_1 = \chi_1 \cdot p_T = \frac{n_1}{n_T} \cdot p_T = \frac{2,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } I}{0,011 \text{ mol total}} \cdot 1,3 \text{ atm} = 0,251 \text{ atm}$$

Sustituye en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_1^2}{p_2} = \frac{(0,251)^2}{1,082} = \mathbf{0,058}$$

Calcula K_c . En este caso, como el volumen de la disolución es 1 L, los valores de las concentraciones en el equilibrio coinciden con las cantidades de partículas en el equilibrio:

$$K_c = \frac{[I]^2}{[I_2]} = \frac{\left(\frac{n_1}{V}\right)^2}{\frac{n_2}{V}} = \frac{\left(\frac{2,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ L}}\right)^2}{\frac{8,96 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ L}}} = \mathbf{4,82 \cdot 10^{-4}}$$

- 13.** A 50 °C el N_2O_4 se disocia según el equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$. Se introducen 0,375 mol de N_2O_4 en un recipiente de 5 L a 50 °C. En el equilibrio la presión total en el recipiente es de 3,3 atm. Calcula la presión parcial de cada gas en el equilibrio.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Establece las condiciones iniciales y en el equilibrio tendrás:

Cantidad (mol)	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NO}_2(\text{g})$
Inicial	0,375		0
Reaccionan	-x		$2 \cdot x$
En equilibrio	$0,375 - x$		$2 \cdot x$

Aplica la ecuación general de los gases ideales para calcular la cantidad de partículas gaseosas en el equilibrio:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

Despeja la cantidad total de moles, sustituye los datos y opera:

$$n_T = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{3,3 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (50 + 273) \text{ K}} = 0,629 \text{ mol}$$

El número total de moles en el equilibrio es la suma de la cantidad de partículas gaseosas de todas las especies en el equilibrio:

$$n_T = n_{\text{N}_2\text{O}_4} + n_{\text{NO}_2} = (0,375 - x) + (2 \cdot x) = 0,629 \text{ mol}$$

Resolviendo en x:

$$0,375 + x = 0,629 \Rightarrow x = 0,629 - 0,375 = 0,254 \text{ mol}$$

Conocido x, calcula la cantidad de moléculas de cada especie en el equilibrio:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,375 - x = 0,375 - 0,254 = 0,121 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = 2 \cdot x = 2 \cdot 0,254 = 0,508 \text{ mol}$$

Halla la presión parcial de cada especie en el equilibrio:

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = \chi_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot p_T = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,121 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}_4}{0,629 \text{ mol total}} \cdot 3,3 \text{ atm} = \mathbf{0,640 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{NO}_2} = \chi_{\text{NO}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{NO}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,508 \text{ mol de } \text{NO}_2}{0,629 \text{ mol total}} \cdot 3,3 \text{ atm} = \mathbf{2,694 \text{ atm}}$$

ACTIVIDAD (página 183)

- 14.** Estudia la ecuación de Van't Hoff para determinar si al aumentar la temperatura, $T_1 < T_2$, la constante de equilibrio tiene una variación creciente o decreciente en una reacción exotérmica. Determina lo mismo para una reacción endotérmica.

La ecuación de Van't Hoff es:

$$\ln \frac{K_p(T_2)}{K_p(T_1)} = \frac{\Delta H^0}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Si $T_1 < T_2$, al ser temperaturas siempre por encima del cero absoluto, se cumple que $\frac{1}{T_1} > \frac{1}{T_2}$; y $\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} > 0$.

- En una reacción exotérmica se cumple que $\Delta H^0 < 0$. Por eso al multiplicar por la diferencia de los inversos de las temperaturas absolutas tenemos que:

$$\ln \frac{K_p(T_2)}{K_p(T_1)} < 0 \Rightarrow \frac{K_p(T_2)}{K_p(T_1)} < 1 \Rightarrow K_p(T_2) < K_p(T_1)$$

En una reacción exotérmica **la constante de equilibrio decrece** si aumenta la temperatura.

- En una reacción endotérmica se cumple que $\Delta H^0 > 0$. Por eso al multiplicar por la diferencia de los inversos de las temperaturas absolutas tenemos que:

$$\ln \frac{K_p(T_2)}{K_p(T_1)} > 0 \Rightarrow \frac{K_p(T_2)}{K_p(T_1)} > 1 \Rightarrow K_p(T_2) > K_p(T_1)$$

En una reacción endotérmica **la constante de equilibrio crece** si aumenta la temperatura.

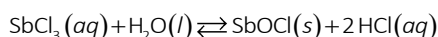
ACTIVIDADES (página 184)

- 15.** El equilibrio: $\text{SbCl}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{SbOCl}(s) + \text{HCl}(aq)$, es endotérmico en el sentido directo.

Ajusta la reacción y responde justificando tu respuesta:

- ¿Cómo afecta a la cantidad de SbOCl un aumento en la cantidad de HCl?
- ¿Cómo afecta a la cantidad de SbOCl un aumento en la cantidad de SbCl_3 ?
- ¿Cuál es la expresión de K_c para esta reacción?

Escribe la reacción ajustada:



- Desde el punto de vista del principio de Le Châtelier, si aumentamos la concentración de una de las especies, el sistema contrarrestará esta modificación, favoreciendo la reacción en la que se consuma esta especie. Luego un aumento en la cantidad de HCl, al ser un producto, favorecerá el desplazamiento del equilibrio hacia la formación de los reactivos, es decir, el sistema evolucionará de derecha a izquierda.

Esto **hace que disminuya la cantidad de SbOCl**.

- Un aumento en la cantidad de SbCl_3 , al ser un reactivo, desplazará el equilibrio hacia la derecha, hacia la formación de los productos.

Esto **hace que aumente la cantidad de SbOCl**.

- Al ser un equilibrio heterogéneo en el que tenemos: un líquido, un sólido y dos compuestos disueltos solo tendremos en cuenta para calcular la constante de equilibrio la concentración de los elementos disueltos, ya que los sólidos y los líquidos apenas varían. Por tanto, escribimos K_c :

$$K_c = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{SbCl}_3]}$$

- 16.** Las concentraciones de equilibrio para la reacción: $\text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(g)$ que se realiza en un matraz de 1 L son, respectivamente: 0,2 M, 0,1 M y 0,4 M. En ese momento se añaden 0,1 mol de $\text{Cl}_2(g)$.

Responde justificando tu respuesta:

- ¿Cuál es la nueva concentración de $\text{PCl}_5(g)$ una vez alcanzado el nuevo equilibrio?
- Discute cómo puede influir una variación de presión sobre el sistema en equilibrio.

- Calcula K_c en el primer equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{0,4}{0,2 \cdot 0,1} = 20$$

Establece las cantidades en el nuevo equilibrio.

Cantidad (mol)	PCl ₃ (g)	+	Cl ₂ (g)	⇌	PCl ₅ (g)
Inicial	0,2		0,1		0,4
Añadido			0,1		
Suma	0,2		0,2		0,4
Reaccionan	-x		-x		+x
En equilibrio	0,2-x		0,2-x		0,4+x

Sustituye los nuevos valores en la expresión de K_c sabiendo que el volumen es 1 L y la concentración se puede sustituir por la cantidad.

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{\frac{0,4+x}{1\text{L}}}{\frac{0,2-x}{1\text{L}} \cdot \frac{0,2-x}{1\text{L}}} = \frac{0,4+x}{(0,2-x)^2} = 20$$

Resuelve la ecuación de segundo grado en x . Los posibles valores de x son: $x_1 = 0,4$ mol y $x_2 = 0,05$ mol. Descarta el primer valor ya que no tiene sentido que el número de moles que reaccionan sea mayor que el número de moles iniciales. Luego $x = 0,05$ mol.

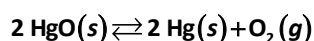
Calcula las concentraciones de PCl₅ sustituyendo el valor de x :

$$[\text{PCl}_5] = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{V} = \frac{(0,4+x)\text{ mol}}{1\text{L}} = \frac{(0,4+0,05)\text{ mol}}{1\text{L}} = \mathbf{0,35\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$$

- b) Si se produce una variación de presión en el sistema en equilibrio, según el principio de Le Châtelier, el sistema responde alcanzando un nuevo equilibrio que contrarresta parcialmente el efecto de la variación de presión. Con menor número de moléculas habrá menor presión. Por eso el equilibrio se desplazará hacia la derecha de reactivos a productos.

ACTIVIDAD (página 185)

- 17.** La descomposición del HgO sólido a 420 °C se produce según la ecuación:



En un matraz se introduce una cierta cantidad de HgO y se calienta a 420 °C.

Sabiendo que la presión total en el equilibrio es 0,51 atm, calcula:

- a) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.
 b) La masa de HgO, en gramos, que se ha descompuesto si el matraz es de 5 L.

Datos: $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Hg}) = 200,6$; $M(\text{O}) = 16,00$.

- a) Al tratarse de un equilibrio heterogéneo, no hay que tener en cuenta al HgO ni al Hg, que se encuentran en estado sólido, para la expresión de K_c y K_p . Según la estequiometría de la reacción, en el equilibrio, se cumple:

$$K_c = [\text{O}_2] = \frac{n_{\text{O}_2}}{V} \quad \text{y} \quad K_p = p_{\text{O}_2} = p_{\text{Total}} = \mathbf{0,51\text{ atm}}$$

Como el único elemento en estado gaseoso que interviene en la reacción es el oxígeno, se aplica la ecuación general de los gases ideales para calcular la concentración de O₂ en el equilibrio:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n_{\text{O}_2}}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{n_{\text{O}_2}}{V} = \frac{p}{R \cdot T}$$

Sustituye los datos y opera:

$$K_c = \frac{n_{O_2}}{V} = \frac{p}{R \cdot T} = \frac{0,51 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (420 + 273) \text{ K}} = 8,97 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Establece las condiciones iniciales y en el equilibrio tendrás:

Cantidad (mol)	2 HgO(s)	⇌	2 Hg(s)	+	O ₂ (g)
Inicial	y		0		0
Reaccionan	-2x		+2x		+x
En equilibrio	y-2x		2x		x

La masa de HgO que se ha descompuesto es la masa que reacciona. Siguiendo la estequiometría de la reacción si se han formado x mol de oxígeno es porque se han descompuesto 2x mol de HgO.

Aplica la ecuación de estado de los gases ideales para calcular la cantidad de oxígeno gaseoso, x, que se ha formado en un matraz de 5 L.

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{O_2} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Sustituye los datos y opera:

$$x = n_{O_2} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,51 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (420 + 273) \text{ K}} = 0,04487 \text{ mol}$$

Luego, han reaccionado $n_{\text{HgO}} = 2 \cdot x = 2 \cdot 0,04487 \text{ mol} = 0,0897 \text{ mol}$ de HgO.

Calcula la masa (en gramos) usando la masa molar de HgO:

$$M(\text{HgO}) = 200,6 + 16,00 = 216,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{HgO}} = n_{\text{HgO}} \cdot M(\text{HgO}) = 0,0897 \text{ mol de HgO} \cdot \frac{216,6 \text{ g de HgO}}{1 \text{ mol de HgO}} = 19,44 \text{ g de HgO}$$

ACTIVIDADES (página 189)

18. La constante del producto de solubilidad del CaF₂ a 20 °C es $3,9 \cdot 10^{-11}$.

¿Cuál será su solubilidad a esa temperatura, expresada en mol · L⁻¹?

Escribe la reacción de la disolución acuosa ajustada:

	CaF ₂	⇌	Ca ²⁺	+	2 F ⁻
Cantidad de sustancia (mol)			s		2 s

La solubilidad del ion F⁻ es el doble que la del ion Ca²⁺, por tanto, el producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^{-}]^2 = s \cdot (2 \cdot s)^2 = 4 \cdot s^3$$

Conocido el valor del producto de solubilidad, despeja, sustituye los datos y calcula la solubilidad:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3,9 \cdot 10^{-11}}{4}} = 2,14 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- 19.** La solubilidad de calcita en agua es de $7,08 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. La calcita está formada exclusivamente por carbonato de calcio, CaCO_3 . Calcula la constante del producto de solubilidad del CaCO_3 .

En primer lugar expresa la solubilidad en unidades de molaridad $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, utilizando para ello la masa molar del CaCO_3 :

$$M(\text{CaCO}_3) = 40,08 + 12,01 + 16,00 \cdot 3 = 100,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$s = 7,08 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{100,09 \text{ g}} = 7,0736 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Según la estequiometría de la reacción:

	CaCO_3	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	+	CO_3^{2-}
Cantidad de sustancia (mol)			s		s

Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot s = s^2$$

Sustituye el valor de solubilidad:

$$K_{ps} = s^2 = (7,0736 \cdot 10^{-5})^2 = 5,00 \cdot 10^{-9}$$

- 20.** Justifica si se producirá precipitado cuando se mezclan 80 cm^3 de una disolución $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de sulfato de sodio, Na_2SO_4 , con 120 cm^3 de otra disolución $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de nitrato de bario, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Supón que los volúmenes son aditivos.

Datos: $K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$; $M(\text{Na}) = 23,00$; $M(\text{S}) = 32,06$; $M(\text{O}) = 16,00$.

Escribe los volúmenes en litros:

$$V_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 80 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,08 \text{ L}; \quad V_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = 120 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,12 \text{ L}$$

Calcula la cantidad que intervienen de cada especie:

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} \Rightarrow n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = [\text{Na}_2\text{SO}_4] \cdot V_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,08 \text{ L} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4$$

$$[\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] = \frac{n_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2}}{V_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2}} \Rightarrow n_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] \cdot V_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,12 \text{ L} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2$$

El sulfato de sodio es soluble y aporta los iones sulfato. El nitrato de bario también es soluble y aporta los iones bario:

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \begin{cases} n_{\text{Na}^+} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de Na}^+}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4} = 16 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Na}^+ \\ n_{\text{SO}_4^{2-}} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de SO}_4^{2-} \end{cases}$$

$$n_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2 \Rightarrow \begin{cases} n_{\text{Ba}^{2+}} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Ba}^{2+}}{1 \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ba}^{2+} \\ n_{\text{NO}_3^-} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de NO}_3^-}{1 \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2} = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NO}_3^- \end{cases}$$

Según la estequiometría de la reacción, en el equilibrio:

	BaSO ₄	⇌	Ba ²⁺	+	SO ₄ ²⁻
Cantidad de sustancia (mol)			2,4 · 10 ⁻³		8 · 10 ⁻⁴

Suponiendo los volúmenes aditivos, calcula la concentración de cada ion:

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ba}^{2+}}}{V} = \frac{2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ba}^{2+}}{(0,12 + 0,08) \text{ L}} = 0,012 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{V} = \frac{8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de SO}_4^{2-}}{(0,12 + 0,08) \text{ L}} = 0,004 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Para saber si se produce precipitado de BaSO₄ al mezclar dos disoluciones que contienen sus iones, calcula el producto iónico y compara con el K_{ps} .

$$Q = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 0,012 \cdot 0,004 = 4,8 \cdot 10^{-5}$$

Q es mucho mayor que K_{ps} . Se trata de una disolución sobresaturada y el exceso de sal precipitará hasta que $Q = K_{ps}$. Es la condición necesaria para que una sal precipite.

ACTIVIDADES (página 190)

- 21.** Si $K_{ps} = 1,4 \cdot 10^{-8}$, escribe el equilibrio de solubilidad del yoduro de plomo(II), Pbl₂, y calcula la solubilidad del mismo.

Según la estequiometría de la reacción:

	Pbl ₂	⇌	Pb ²⁺	+	2 I ⁻
Cantidad de sustancia (mol)			s		2s

Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = s \cdot (2 \cdot s)^2 = 4 \cdot s^3$$

Conocido del valor del producto de solubilidad, despeja, sustituye los datos y calcula la solubilidad:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,4 \cdot 10^{-8}}{4}} = 1,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- 22.** Explica, justificando la respuesta, hacia dónde se desplaza el equilibrio de precipitación si añadimos a una disolución saturada de Pbl₂ volúmenes de otra disolución de CaI₂.
¿Se disolverá más o menos el yoduro de plomo(II)?

Si añadimos al equilibrio CaI₂, sal soluble en agua, la concentración de I⁻ aumenta $Q > K_{ps}$. El sistema se desplaza hacia la izquierda para reestablecer el equilibrio, disminuyendo la solubilidad del compuesto.

ACTIVIDAD (página 192)

- 23.** El hidróxido de cadmio(II) es una sustancia cuyo producto de solubilidad es $7,2 \cdot 10^{-15}$ a 25 °C, y aumenta al elevar la temperatura. Justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
- El proceso de solubilización de esta sustancia es exotérmico.
 - La solubilidad a 25 °C tiene un valor de $1,24 \cdot 10^{-5} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - Esta sustancia se disuelve más fácilmente si se reduce el pH del medio.

Datos: $M(\text{H}) = 1,008$; $M(\text{O}) = 16,00$; $M(\text{Cd}) = 112,4$.

- a) **Falsa.** Si al aumentar la temperatura, aumenta el producto de solubilidad, es porque la reacción se está desplazando a la formación de reactivos; es decir, a la derecha. Y si una reacción se desplaza a la derecha cuando aumenta la temperatura la reacción es endotérmica, ya que se desplaza en el sentido en el que se consume calor y contrarresta el aumento de temperatura.
- b) **Falsa.** Según la estequiometría de la reacción:

	Cd(OH)_2	\rightleftharpoons	Cd^{2+}	+	2OH^-
Cantidad de sustancia (mol)			s		$2s$

Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Sustituye el valor de solubilidad:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{7,2 \cdot 10^{-15}}{4}} = 1,22 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Expresa la solubilidad en unidades de $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, utilizando para ello la masa molar del Cd(OH)_2 :

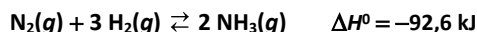
$$M(\text{Cd(OH)}_2) = 112,4 + (16,00 + 1,008) \cdot 2 = 146,416 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$s = \frac{1,22 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{\text{L}} \cdot \frac{146,416 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,78 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \neq 1,24 \cdot 10^{-5} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

- c) **Verdadera.** Si disminuye el pH, aumenta la concentración de H_3O^+ , lo que provoca que los iones OH^- reaccionen neutralizando y formen agua. El efecto final será la disminución de la concentración de iones OH^- . Así $Q < K_{ps}$ y, por tanto, se producirá un desplazamiento hacia la derecha, aumentando así la solubilidad del Cd(OH)_2 .

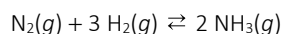
ACTIVIDAD (página 194)

24. En el proceso Haber-Bosch para la síntesis de amoníaco tiene lugar la reacción en fase gaseosa siguiente:

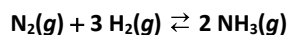


- a) **Explica cómo deben variar la presión, el volumen y la temperatura para que el equilibrio se desplace hacia la formación de amoníaco.**
- b) **Comenta las condiciones reales de obtención del compuesto en la industria.**
- a) Al tratarse de una reacción donde disminuyen los moles gaseosos, un aumento de presión favorecerá el desplazamiento hacia la formación de amoníaco. Una disminución de volumen provocará un aumento de concentración y también desplazará el equilibrio hacia donde existan menos moles gaseosos; es decir, hacia la formación de amoníaco. Una disminución de temperatura favorece el sentido en que la reacción es exotérmica. La reacción es exotérmica, por lo que al disminuir la temperatura se favorece la síntesis del amoníaco.
- b) A inicios del siglo xx la fuente natural de compuestos nitrogenados era el NaNO_3 , que resulta de la transformación de excrementos de aves marinas. Esta fuente no era suficiente para mantener el consumo anual de compuestos nitrogenados. Para producir a gran escala este tipo de compuestos era necesario encontrar otra fuente de nitrógeno.

Esta molécula es el componente mayoritario del aire que nos rodea, pero es muy estable (contiene un enlace triple) y muy difícil de romper. Esto representa una dificultad inicial para formar cualquier compuesto nitrogenado. Este problema lo resolvió en 1909 el químico alemán Fritz Haber con la síntesis industrial del amoníaco, molécula precursora del resto de compuestos nitrogenados:



Este proceso fue perfeccionado industrialmente en años siguientes por el también alemán Carl Bosch. Por eso esta reacción es conocida como síntesis de Haber-Bosch.

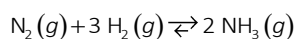
ACTIVIDADES FINALES (página 201)
Expresiones de las constantes de equilibrio K_c y K_p . Relación entre ambas
25. En la reacción de formación del amoníaco:


se alcanza el equilibrio a 227 °C con la constante de equilibrio $K_c = 0,9$. En un recipiente de 2 L hay 1 mol de nitrógeno, 3 mol de hidrógeno y 1 mol de amoníaco. Determina hacia dónde evolucionará el equilibrio al elevar la temperatura hasta 227 °C.

Calcula el cociente de reacción en las condiciones del enunciado:

$$Q_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{\left(\frac{1 \text{ mol de NH}_3}{2 \text{ L}}\right)^2}{\left(\frac{1 \text{ mol de N}_2}{2 \text{ L}}\right) \cdot \left(\frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ L}}\right)^3} = 0,148$$

$(Q_c = 0,148) < (K_c = 0,9)$: el sistema no está en equilibrio. Al haber menor concentración de productos que en el equilibrio, **la reacción evolucionará hacia la derecha** para aumentar la concentración de productos y así alcanzar el equilibrio.


26. Para la reacción: $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$, la constante $K_c = 8,25$ a 900 °C. En un recipiente de 125 L se introducen inicialmente 10 mol de CO y 5 mol de H_2O y se eleva la temperatura a 900 °C. Determina en el equilibrio:
a) La concentración de cada compuesto.
b) La presión total de la mezcla.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	CO(g)	+ H ₂ O(g)	⇌	H ₂ (g)	+ CO ₂ (g)
Inicial	10	5		0	0
En reacción	-x	-x		x	x
En equilibrio	10 - x	5 - x		x	x
Concentración en equilibrio (mol · L ⁻¹)	$\frac{10-x}{125}$	$\frac{5-x}{125}$		$\frac{x}{125}$	$\frac{x}{125}$

Escribe la expresión de la constante de equilibrio, ordénala y sustituye los valores:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{\left(\frac{x}{125}\right) \cdot \left(\frac{x}{125}\right)}{\left(\frac{10-x}{125}\right) \cdot \left(\frac{5-x}{125}\right)} = \frac{x^2}{(10-x) \cdot (5-x)} = 8,25$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los posibles valores de x son: $x_1 = -12,527 \text{ mol}$ y $x_2 = 4,542 \text{ mol}$.

Descarta el primer valor ya que no pueden reaccionar un valor negativo de moles. Luego $x = 4,542 \text{ mol}$.

Calcula la concentración de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x:

$$[\text{CO}] = \frac{n_{\text{CO}}}{V(\text{L})} = \frac{(10-x) \text{ mol}}{125 \text{ L}} = \frac{(10-4,542) \text{ mol}}{125 \text{ L}} = 4,37 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V(\text{L})} = \frac{5-x \text{ mol}}{125 \text{ L}} = \frac{(5-4,542) \text{ mol}}{125 \text{ L}} = 3,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n_{\text{H}_2}}{V(\text{L})} = \frac{x \text{ mol}}{125 \text{ L}} = \frac{4,542 \text{ mol}}{125 \text{ L}} = 3,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{n_{\text{CO}_2}}{V(\text{L})} = \frac{x \text{ mol}}{125 \text{ L}} = \frac{4,542 \text{ mol}}{125 \text{ L}} = 3,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- b) Conocido el valor de x , calcula la cantidad total de partículas como la suma de las cantidades que intervienen de cada especie en el equilibrio:

$$n_T = n_{\text{CO}} + n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{H}_2} + n_{\text{CO}_2} = (10-x) + (5-x) + x + x = 15 \text{ mol}$$

Aplica la ecuación general de los gases ideales para calcular la presión total de la mezcla:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

Despeja la presión, sustituye los datos conocidos y opera:

$$p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{15 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (900+273) \text{ K}}{125 \text{ L}} = 11,54 \text{ atm}$$

- 27.** En la reacción: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, la constante de equilibrio a la temperatura 760 K vale $K_c = 33,3$. Se inyectan en un recipiente de 30 cm^3 simultáneamente 1,50 g de PCl_5 y 15,0 g de PCl_3 . Calcula la concentración de cada sustancia en el equilibrio, a esa temperatura.

Datos: $M(\text{P}) = 30,97 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Calcula los moles que hay de cada sustancia a partir de la masa molar:

$$M(\text{PCl}_5) = 30,97 + 5 \cdot 35,45 = 208,22 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{PCl}_3) = 30,97 + 3 \cdot 35,45 = 137,32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{PCl}_5} = 1,5 \text{ g de PCl}_5 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{208,22 \text{ g de PCl}_5} = 7,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de PCl}_5$$

$$n_{\text{PCl}_3} = 15 \text{ g de PCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{137,32 \text{ g de PCl}_3} = 0,109 \text{ mol de PCl}_3$$

Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Inicial	$7,2 \cdot 10^{-3}$		0,109		0
En reacción	$-x$		x		x
En equilibrio	$7,2 \cdot 10^{-3} - x$		$0,109 + x$		x
Concentración en equilibrio ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$\frac{7,2 \cdot 10^{-3} - x}{0,03}$		$\frac{0,109 + x}{0,03}$		$\frac{x}{0,03}$

Escribe la expresión de la constante de equilibrio y sustituye los valores:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{0,109+x}{0,03}\right) \cdot \left(\frac{x}{0,03}\right)}{\frac{7,2 \cdot 10^{-3} - x}{0,03}} = \frac{x \cdot (0,109+x)}{0,03 \cdot (7,2 \cdot 10^{-3} - x)} = 33,3$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los posibles valores de x son: $x_1 = -1,11$ y $x_2 = 0,00645$. Descarta el primer valor ya que no pueden reaccionar un valor negativo de moles. Luego $x = 0,00645$ mol.

Calcula la concentración de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x :

$$[\text{PCl}_5] = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{V} = \frac{(7,2 \cdot 10^{-3} - x) \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = \frac{(7,2 \cdot 10^{-3} - 6,45 \cdot 10^{-3}) \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = \mathbf{0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{PCl}_3] = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{V} = \frac{(0,109 + x) \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = \frac{(0,109 + 6,45 \cdot 10^{-3}) \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = \mathbf{3,84 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = \frac{6,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = \mathbf{0,215 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

28. En un recipiente de 2,4 L se introducen inicialmente 2 mol del compuesto A y 2 mol del compuesto B y se calienta a 500 °C hasta que se alcanza el equilibrio indicado por la reacción: $\text{A(g)} + \text{B(g)} \rightleftharpoons 2 \text{C(g)}$. Si la fracción molar del compuesto C en la mezcla del equilibrio es 0,6, calcula:

- La concentración de cada compuesto en el equilibrio.
- El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p .
- La presión total en el recipiente cuando se alcanza el equilibrio a 500 °C.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	A(g)	+	B(g)	\rightleftharpoons	2C(g)
Inicial	2		2		0
En reacción	-x		-x		2x
En equilibrio	2-x		2-x		2x
Concentración en equilibrio (mol · L ⁻¹)	$\frac{2-x}{2,4}$		$\frac{2-x}{2,4}$		$\frac{2x}{2,4}$

Calcula la cantidad total de partículas sumando el número de moles de cada especie que intervienen en el equilibrio:

$$n_T = n_A + n_B + n_C = (2-x) + (2-x) + 2x = 4 \text{ mol}$$

Deduce el valor de x a partir del valor de la fracción molar de C en el equilibrio.

$$\chi_c = \frac{n_c}{n_T} = \frac{2x}{4} = 0,6 \Rightarrow x = 1,2 \text{ mol}$$

Conocido el valor de x , sustituye y calcula la concentración de cada especie en el equilibrio:

$$[\text{A}] = \frac{n_A}{V} = \frac{(2-x) \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = \frac{(2-1,2) \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = \mathbf{0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{B}] = \frac{n_B}{V} = \frac{(2-x) \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = \frac{(2-1,2) \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = \mathbf{0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{C}] = \frac{n_c}{V} = \frac{2x \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = \frac{2 \cdot 1,2 \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = \mathbf{1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

- Calcula el valor de la constante de equilibrio, K_c , sustituyendo los valores que encontraste en el apartado anterior:

$$K_c = \frac{[\text{C}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]} = \frac{1}{(0,3) \cdot (0,3)} = \mathbf{9}$$

Utiliza la relación entre K_c y K_p :

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 9 \cdot [0,082 \cdot (500 + 273)]^{2-(1+1)} = 9 \cdot (63,386)^0 = \mathbf{9}$$

- c) Aplica la ecuación de estado de los gases ideales para calcular la presión total de la mezcla:

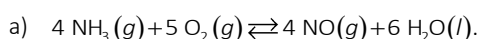
$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

Despeja la presión, sustituye los datos y opera:

$$p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{4 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (500 + 273) \text{ K}}{2,4 \text{ L}} = 105,6 \text{ atm}$$

29. El amoníaco reacciona a 298 K con oxígeno molecular y se oxida a monóxido de nitrógeno y agua, siendo una reacción exotérmica.

- a) Ajusta la ecuación química con coeficientes estequiométricos enteros.
 b) Escribe la expresión de la constante de equilibrio K_c .
 c) ¿Cómo se modifica el equilibrio si aumenta la presión total a 298 K? Todos los compuestos son gaseosos a excepción del H_2O , que se encuentra en estado líquido.
 d) ¿Cómo se puede aumentar el valor de K_c ?



b)
$$K_c = \frac{[\text{NO}]^4 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 \cdot [\text{O}_2]^5}$$

- c) Al aumentar la presión y mantener constante la temperatura, disminuye el volumen, aumentando así la concentración. El equilibrio se desplazará hacia donde hay menos moles gaseosos para compensar este aumento. En este caso hay 9 moles gaseosos en los reactivos y 4 moles en los productos, por lo que se desplazará **hacia la formación de productos**.
 d) **Modificando la temperatura**, que es el único factor que influye en K_c . Al ser una reacción exotérmica, K_c aumentará si disminuimos la temperatura, ya que el equilibrio se desplazará hacia la formación de productos.

30. Al calentar pentacloruro de fósforo a 250 °C, en un reactor de 750 cm³ de capacidad, se descompone según:



Si una vez alcanzado el equilibrio el grado de disociación es 0,8, y la presión total, de 0,85 atm, calcula:

- a) El número de moles de PCl_5 iniciales.
 b) La constante K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{PCl}_5(g)$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(g)$	+	$\text{Cl}_2(g)$
Inicial	n_0		0		0
En reacción	$-n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$
En equilibrio	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$		$n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$

La cantidad total es la suma de los moles de cada sustancia en el equilibrio:

$$n_T = n_{\text{PCl}_5} + n_{\text{PCl}_3} + n_{\text{Cl}_2} = n_0 \cdot (1 - \alpha) + n_0 \cdot \alpha + n_0 \cdot \alpha = n_0 \cdot (1 + \alpha) \text{ mol}$$

Despeja la cantidad inicial:

$$n_T = n_0 \cdot (1 + \alpha) \Rightarrow n_0 = \frac{n_T}{1 + \alpha}$$

Calcula el valor de partículas totales usando la ecuación de estado de los gases ideales. Despeja, sustituye y opera:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow n_T = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,85 \text{ atm} \cdot 0,75 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (250 + 273) \text{ K}} = 0,0149 \text{ mol}$$

Calcula la cantidad inicial, sustituye los valores conocidos:

$$n_0 = \frac{0,0149}{1 + 0,8} = 0,00826 \text{ mol} = \mathbf{8,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

b) En primer lugar calcula las presiones parciales en el equilibrio:

$$p_{\text{PCl}_5} = \chi_{\text{PCl}_5} \cdot p_T = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{n_T} \cdot p_T = \frac{n_0 \cdot (1 - \alpha)}{n_0 \cdot (1 + \alpha)} \cdot p_T = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} \cdot p_T = \frac{1 - 0,8}{1 + 0,8} \cdot 0,85 \text{ atm} = 0,094 \text{ atm}$$

$$p_{\text{PCl}_3} = \chi_{\text{PCl}_3} \cdot p_T = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{n_T} \cdot p_T = \frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot (1 + \alpha)} \cdot p_T = \frac{\alpha}{1 + \alpha} \cdot p_T = \frac{0,8}{1 + 0,8} \cdot 0,85 \text{ atm} = 0,37 \text{ atm}$$

$$p_{\text{Cl}_2} = \chi_{\text{Cl}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot (1 + \alpha)} \cdot p_T = \frac{\alpha}{1 + \alpha} \cdot p_T = \frac{0,8}{1 + 0,8} \cdot 0,85 \text{ atm} = 0,37 \text{ atm}$$

Sustituye en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{(0,37)^2}{0,094} = \mathbf{1,51}$$

31. En un recipiente de 2,5 L se introducen 2,1 mol de $\text{PCl}_5(\text{g})$ y 1,4 mol de $\text{PCl}_3(\text{g})$. Al elevar la temperatura a 250 °C se establece el siguiente equilibrio: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabiendo que K_c a esa temperatura vale 0,042, calcula:

- La concentración de Cl_2 en el equilibrio.
- El valor de K_p a esa misma temperatura.
- El grado de disociación alcanzado por el PCl_5 .

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Inicial	2,1		1,4		0
En reacción	-x		x		x
En equilibrio	2,1-x		1,4+x		x

Escribe la expresión de la constante de equilibrio, sustituye las expresiones de las concentraciones y ordena. Por último, sustituye el valor de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{PCl}_3}}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_{\text{Cl}_2}}{V}\right)}{\frac{n_{\text{PCl}_5}}{V}} = \frac{n_{\text{PCl}_3} \cdot n_{\text{Cl}_2}}{V \cdot n_{\text{PCl}_5}} = \frac{(1,4 + x) \cdot x}{2,5 \cdot (2,1 - x)} = 0,042$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los valores de x son: $x_1 = -1,639$ y $x_2 = 0,1345$. Descarta el primer valor ya que no puede ser un valor negativo. Luego $x = 0,1345 \text{ mol}$. Calcula la concentración del cloro en el equilibrio sustituyendo el valor de x:

$$[\text{Cl}_2] = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = \frac{0,1345 \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = 0,0538 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = \mathbf{5,38 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

- b) Para hallar K_p utiliza la expresión que relaciona K_c y K_p , teniendo en cuenta que, por la estequiometría de la ecuación, $\Delta n = (n_{\text{PCl}_3} + n_{\text{Cl}_2}) - n_{\text{PCl}_5} = (1+1) - 1 = 1$. Sustituye los datos y opera:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 0,042 \cdot [0,082 \cdot (250 + 273)]^1 = \mathbf{1,8}$$

- c) Dado que el grado de disociación es igual al cociente entre la cantidad de reactivo que ha reaccionado y la cantidad de reactivo inicial:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{0,1345}{2,1} = \mathbf{0,064}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 202)

- 32.** A una temperatura de 200 °C y a la presión de 1 atm, el PCl_5 se disocia un 49,5 % en PCl_3 y Cl_2 . Calcula las constantes K_c y K_p y el grado de disociación del PCl_5 a la misma temperatura pero a 10 atm de presión.

Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{PCl}_5(g)$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(g)$	+	$\text{Cl}_2(g)$
Inicial	n_0		0		0
En reacción	$-n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$
En equilibrio	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$		$n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$
Concentración en el equilibrio ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$\frac{n_0}{V} \cdot (1 - \alpha)$		$\frac{n_0}{V} \cdot \alpha$		$\frac{n_0}{V} \cdot \alpha$

Sustituye en la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{n_0}{V} \cdot \alpha\right)^2}{\frac{n_0}{V} \cdot (1 - \alpha)} = \frac{n_0 \cdot \alpha^2}{V \cdot (1 - \alpha)}$$

La cantidad total de partículas es la suma de los moles de cada sustancia en el equilibrio:

$$n_T = n_{\text{PCl}_5} + n_{\text{PCl}_3} + n_{\text{Cl}_2} = n_0 \cdot (1 - \alpha) + n_0 \cdot \alpha + n_0 \cdot \alpha = n_0 \cdot (1 + \alpha)$$

De donde se despeja la cantidad inicial:

$$n_0 = \frac{n_T}{1 + \alpha}$$

Sustituyendo y ordenando en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{n_0 \cdot \alpha^2}{V \cdot (1 - \alpha)} = \frac{\frac{n_T}{1 + \alpha} \cdot \alpha^2}{V \cdot (1 - \alpha)} = \frac{n_T \cdot \alpha^2}{V \cdot (1 - \alpha^2)} = \frac{n_T}{V} \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

Despeja de la ecuación de estado de los gases:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n_T}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{n_T}{V} = \frac{p}{R \cdot T}$$

Se sustituye esta igualdad en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{n_T}{V} \cdot \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} = \frac{p}{R \cdot T} \cdot \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2}$$

Sustituye los valores conocidos y opera:

$$K_c = \frac{1}{0,082 \cdot (200+273)} \cdot \frac{0,495^2}{1-0,495^2} = \mathbf{8,37 \cdot 10^{-3}}$$

Para hallar K_p utiliza la expresión que relaciona K_c y K_p , teniendo en cuenta que, por la estequiometría de la ecuación,

$$\Delta n = (n_{\text{PCl}_3} + n_{\text{Cl}_2}) - n_{\text{PCl}_5} = (1+1) - 1 = 1. \text{ Sustituye los datos y opera:}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 8,35 \cdot 10^{-3} \cdot [0,082 \cdot (200+273)]^1 = \mathbf{0,3245}$$

Escribe las presiones parciales:

$$p_{\text{PCl}_5} = \chi_{\text{PCl}_5} \cdot p_T = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{n_T} \cdot p_T = \frac{n_0 \cdot (1-\alpha)}{n_0 \cdot (1+\alpha)} \cdot p_T = \frac{1-\alpha}{1+\alpha} \cdot p_T$$

$$p_{\text{PCl}_3} = \chi_{\text{PCl}_3} \cdot p_T = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{n_T} \cdot p_T = \frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot (1+\alpha)} \cdot p_T = \frac{\alpha}{1+\alpha} \cdot p_T$$

$$p_{\text{Cl}_2} = \chi_{\text{Cl}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot (1+\alpha)} \cdot p_T = \frac{\alpha}{1+\alpha} \cdot p_T$$

Sustituye en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{\left(\frac{\alpha}{1+\alpha} \cdot p_T\right)^2}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha} \cdot p_T} = \frac{\frac{\alpha^2}{(1+\alpha)^2} \cdot p_T^2}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha} \cdot p_T} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot p_T$$

Despeja α :

$$K_p = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot p_T \Rightarrow \frac{K_p}{p_T} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} \Rightarrow \frac{K_p}{p_T} \cdot (1-\alpha^2) = \alpha^2 \Rightarrow \frac{K_p}{p_T} - \frac{K_p}{p_T} \cdot \alpha^2 = \alpha^2$$

$$\frac{K_p}{p_T} = \alpha^2 + \frac{K_p}{p_T} \cdot \alpha^2 \Rightarrow \frac{K_p}{p_T} = \left(1 + \frac{K_p}{p_T}\right) \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha^2 = \frac{K_p / p_T}{1 + K_p / p_T} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_p}{p_T + K_p}}$$

Sustituye, sabiendo que si la temperatura no cambia, tampoco lo hace el valor de la constante de equilibrio, y opera:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{p_T + K_p}} = \sqrt{\frac{0,3245}{10 + 0,3245}} = 0,177 \Rightarrow \alpha = \mathbf{17,7\%}$$

33. Una mezcla gaseosa de 1 L, constituida inicialmente por 7,94 mol de hidrógeno gaseoso, H_2 , y 5,30 mol de yodo gaseoso, I_2 , se calienta a 445 °C. En el equilibrio se forman 9,52 mol de yoduro de hidrógeno también gaseoso.

a) Calcula el valor de la constante de equilibrio K_c a dicha temperatura.

b) Si hubiésemos partido de 4 mol de hidrógeno gaseoso y 2 mol de yodo gaseoso, ¿cuántos moles de yoduro de hidrógeno gaseoso habría en el equilibrio?

a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{H}_2(g)$	+	$\text{I}_2(g)$	\rightleftharpoons	$2\text{HI}(g)$
Inicial	7,94		5,30		0
Reaccionan	-x		-x		2x
En equilibrio	7,94-x		5,30-x		2x

Como se alcanza el equilibrio se forman 9,52 mol de yoduro de hidrógeno, despeja para calcular el valor de x :

$$2x = 9,52 \Rightarrow x = 4,76 \text{ mol}$$

Calcula ahora la constante de equilibrio. En este caso, como el volumen de la disolución es 1 L:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{HI}}}{V}\right)^2}{\frac{n_{\text{H}_2}}{V} \cdot \frac{n_{\text{I}_2}}{V}} = \frac{\left(\frac{2x}{1\text{L}}\right)^2}{\frac{7,94-x}{1\text{L}} \cdot \frac{5,30-x}{1\text{L}}} = \frac{(9,52)^2}{(7,94-4,76) \cdot (5,30-4,76)} = \mathbf{52,78}$$

b) Establece las nuevas condiciones:

Cantidad (mol)	$\text{H}_2(g)$	+	$\text{I}_2(g)$	\rightleftharpoons	$2\text{HI}(g)$
Inicial	4		2		0
Reaccionan	-x		-x		2x
En equilibrio	4-x		2-x		2x

Como se alcanza el equilibrio con $K_c = 52,78$, escribe la expresión de la constante de equilibrio y sustituye los datos conocidos:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{(2 \cdot x)^2}{(4-x) \cdot (2-x)} = 52,78$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los valores de x son: $x_1 = 1,875$ y $x_2 = 4,617$. Descarta el segundo valor ya que la cantidad que reacciona no puede ser mayor que la inicial. Luego $x = 1,875$ mol.

Por tanto, en el equilibrio habrá $n_{\text{HI}} = 2x = 2 \cdot 1,875 = \mathbf{3,75 \text{ mol}}$ de yoduro de hidrógeno.

34. En el equilibrio a 720°C : $\text{SO}_3(g) \rightleftharpoons \text{SO}_2(g) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g)$. Si a una presión total de 0,25 atm el trióxido de azufre se encuentra disociado en un 69%, calcula:

a) Las presiones parciales de cada gas en el equilibrio.

b) Los valores de K_c y K_p .

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{SO}_3(g)$	\rightleftharpoons	$\text{SO}_2(g)$	+	$\frac{1}{2} \text{O}_2(g)$
Inicial	n_0		0		0
En reacción	$-n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$		$\frac{1}{2} \cdot n_0 \cdot \alpha$
En equilibrio	$n_0 \cdot (1-\alpha)$		$n_0 \cdot \alpha$		$\frac{1}{2} \cdot n_0 \cdot \alpha$

La cantidad total de partículas es la suma de los moles de cada sustancia en el equilibrio:

$$n_T = n_{\text{SO}_3} + n_{\text{SO}_2} + n_{\text{O}_2} = n_0 \cdot (1-\alpha) + n_0 \cdot \alpha + \frac{1}{2} \cdot n_0 \cdot \alpha = n_0 \cdot \left(1 + \frac{1}{2} \cdot \alpha\right)$$

Calcula las presiones parciales de cada gas en el equilibrio:

$$p_{\text{SO}_3} = \chi_{\text{SO}_3} \cdot p_T = \frac{n_{\text{SO}_3}}{n_T} \cdot p_T = \frac{\cancel{n_0} \cdot (1-\alpha)}{\cancel{n_0} \cdot \left(1 + \frac{1}{2} \cdot \alpha\right)} \cdot p_T = \frac{2 \cdot (1-\alpha)}{2+\alpha} \cdot p_T = \frac{2 \cdot (1-0,69)}{2+0,69} \cdot 0,25 \text{ atm} = \mathbf{0,0576 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{SO}_2} = \chi_{\text{SO}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{SO}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{\cancel{n_0} \cdot \alpha}{\cancel{n_0} \cdot \left(1 + \frac{1}{2} \cdot \alpha\right)} \cdot p_T = \frac{2 \cdot \alpha}{2 + \alpha} \cdot p_T = \frac{2 \cdot 0,69}{2 + 0,69} \cdot 0,25 \text{ atm} = \mathbf{0,1283 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{O}_2} = \chi_{\text{O}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{\frac{1}{2} \cdot \cancel{n_0} \cdot \alpha}{\cancel{n_0} \cdot \left(1 + \frac{1}{2} \cdot \alpha\right)} \cdot p_T = \frac{\alpha}{2 + \alpha} \cdot p_T = \frac{0,69}{2 + 0,69} \cdot 0,25 \text{ atm} = \mathbf{0,0641 \text{ atm}}$$

b) Sustituye los valores calculados en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_2} \cdot (p_{\text{O}_2})^{\frac{1}{2}}}{p_{\text{SO}_3}} = \frac{0,1283 \cdot (0,0641)^{\frac{1}{2}}}{0,0576} = \mathbf{0,5638}$$

Para hallar K_C utiliza la expresión que relaciona K_C y K_p . Teniendo en cuenta que la variación del número de

moles gaseosas es: $\Delta n = (n_{\text{SO}_2} + n_{\text{O}_2}) - n_{\text{SO}_3} = \left(1 + \frac{1}{2}\right) - 1 = \frac{1}{2}$. Despeja, sustituye los datos y opera:

$$K_p = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_C = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{0,564}{[0,082 \cdot (720 + 273)]^{\frac{1}{2}}} = \mathbf{0,0625}$$

35. La constante de equilibrio es $K_p = 1,05$ para la reacción $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ a la temperatura de $250 \text{ }^\circ\text{C}$.

La reacción se inicia con una mezcla de los tres gases. Las presiones parciales iniciales de cada uno de los gases son $p_{\text{PCl}_5} = 0,177 \text{ atm}$, $p_{\text{PCl}_3} = 0,223 \text{ atm}$ y $p_{\text{Cl}_2} = 0,111 \text{ atm}$. Determina:

a) El valor de K_C a dicha temperatura.

b) Las concentraciones de todas las especies presentes una vez alcanzado el equilibrio.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Para hallar K_C utiliza la expresión que relaciona K_C y K_p . Teniendo en cuenta que la variación del número de moles gaseosos es: $\Delta n = (n_{\text{PCl}_3} + n_{\text{Cl}_2}) - n_{\text{PCl}_5} = (1 + 1) - 1 = 1$, despeja, sustituye los datos y opera:

$$K_p = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_C = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{1,05}{[0,082 \cdot (250 + 273)]^1} = \mathbf{0,0245}$$

b) Conocidas las presiones con las condiciones iniciales, para saber hacia dónde evoluciona la reacción calcula el cociente de reacción:

$$Q_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{0,223 \cdot 0,111}{0,177} = 0,1398$$

Como $(Q_p = 0,14) < (K_p = 1,05)$, la reacción evoluciona hacia la formación de productos. Establece las presiones con las condiciones en el equilibrio:

Presión (atm)	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Inicial	0,177		0,223		0,111
En equilibrio	$0,177 - x$		$0,223 + x$		$0,111 + x$

En el equilibrio K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{(0,223 + x) \cdot (0,111 + x)}{(0,177 - x)} = 1,05$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los valores de x son: $x_1 = -1,4919$ y $x_2 = 0,10798$. Descarta el primer valor ya que la presión no puede ser negativa. Por eso $x = 0,10798$ atm. Luego los valores de las presiones en el equilibrio son:

$$p_{\text{PCl}_5} = (0,177 - x) \text{ atm} = (0,177 - 0,10798) \text{ atm} = 0,069 \text{ atm}$$

$$p_{\text{PCl}_3} = (0,223 + x) \text{ atm} = (0,223 + 0,10798) \text{ atm} = 0,331 \text{ atm}$$

$$p_{\text{Cl}_2} = (0,111 + x) \text{ atm} = (0,111 + 0,10798) \text{ atm} = 0,219 \text{ atm}$$

Aplica la ecuación de estado de los gases ideales a cada sustancia para calcular la concentración en el equilibrio de cada una de ellas.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{n}{V} = \frac{p}{R \cdot T}$$

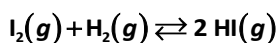
Sustituye los valores y opera:

$$[\text{PCl}_5] = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{V} = \frac{p_{\text{PCl}_5}}{R \cdot T} = \frac{0,069 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (250 + 273) \text{ K}} = 1,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{PCl}_3] = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{V} = \frac{p_{\text{PCl}_3}}{R \cdot T} = \frac{0,331 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (250 + 273) \text{ K}} = 7,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V} = \frac{p_{\text{Cl}_2}}{R \cdot T} = \frac{0,219 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (250 + 273) \text{ K}} = 5,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

36. El yodo reacciona con el hidrógeno según la reacción expresada por la siguiente ecuación:



Al analizar la masa contenida en un recipiente de 1 L con una mezcla gaseosa de yodo, hidrógeno y yoduro de hidrógeno a 227 °C y en equilibrio, dio el siguiente resultado: 0,283 g de HI; 0,371 g de I₂ y 0,004 g de H₂.

- a) ¿Cuál es la presión de cada gas en el equilibrio a 227 °C, y la presión total en el interior del recipiente?
 b) Escribe la expresión de la constante de equilibrio K_p para la reacción indicada y calcula su valor numérico.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1,008$; $M(\text{I}) = 126,9$.

- a) En primer lugar calcula la cantidad que hay de cada sustancia (en mol):

$$n_{\text{H}_2} = 0,004 \text{ g de H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2,016 \text{ g de H}_2} = 1,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{I}_2} = 0,371 \text{ g de I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de I}_2}{253,8 \text{ g de I}_2} = 1,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{HI}} = 0,283 \text{ g de HI} \cdot \frac{1 \text{ mol de HI}}{127,908 \text{ g de HI}} = 2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Calcula la cantidad total en el equilibrio:

$$n_{\text{T}} = n_{\text{H}_2} + n_{\text{I}_2} + n_{\text{HI}} = 1,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + 1,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + 2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 5,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

A través de la ecuación de los gases ideales calcula la presión total:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{5,66 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (227 + 273) \text{ K}}{1 \text{ L}} = 0,226 \text{ atm}$$

Calcula ahora las presiones parciales:

$$p_{\text{HI}} = \chi_{\text{HI}} \cdot p_{\text{T}} = \frac{n_{\text{HI}}}{n_{\text{T}}} \cdot p_{\text{T}} = \frac{2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{5,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} \cdot 0,226 \text{ atm} = \mathbf{0,0885 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{I}_2} = \chi_{\text{I}_2} \cdot p_{\text{T}} = \frac{n_{\text{I}_2}}{n_{\text{T}}} \cdot p_{\text{T}} = \frac{1,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{5,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} \cdot 0,226 \text{ atm} = \mathbf{0,0585 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{H}_2} = \chi_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{T}} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{T}}} \cdot p_{\text{T}} = \frac{1,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{5,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} \cdot 0,226 \text{ atm} = \mathbf{0,0794 \text{ atm}}$$

b) Sustituye los valores calculados en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{(p_{\text{HI}})^2}{p_{\text{I}_2} \cdot p_{\text{H}_2}} = \frac{(0,0885)^2}{(0,0585) \cdot (0,0794)} = \mathbf{1,69}$$

37. La constante de equilibrio es $K_c = 4,2$, para la reacción $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$ a $1650 \text{ }^\circ\text{C}$. Al inicio se inyectan $0,8 \text{ mol}$ de H_2 y $0,8 \text{ mol}$ de CO_2 en un recipiente de 5 litros y se espera a alcanzar el equilibrio. Calcula:

a) La concentración de las especies en equilibrio.

b) El valor de K_p a $1650 \text{ }^\circ\text{C}$.

a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{H}_2(\text{g})$	$+$	$\text{CO}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$+$	$\text{CO}(\text{g})$
Inicial	0,8		0,8		0		0
En reacción	$-x$		$-x$		x		x
En equilibrio	$0,8 - x$		$0,8 - x$		x		x
Concentración en equilibrio ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$\frac{0,8 - x}{5}$		$\frac{0,8 - x}{5}$		$\frac{x}{5}$		$\frac{x}{5}$

Calcula el valor de x a partir del valor de la constante de equilibrio K_c . Sustituye las expresiones de las concentraciones, ordena y simplifica:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}]}{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]} = \frac{\left(\frac{x}{5}\right) \cdot \left(\frac{x}{5}\right)}{\left(\frac{0,8 - x}{5}\right) \cdot \left(\frac{0,8 - x}{5}\right)} = \frac{x^2}{(0,8 - x)^2} = 4,2$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los valores de x son: $x_1 = 0,5376$ y $x_2 = 1,5623$. Descarta el segundo valor ya que no puede ser mayor el número de moles que reaccionan que el existente inicialmente. Por eso $x = 0,5376 \text{ mol}$. Calcula la concentración de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x :

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{0,5376 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,108 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{CO}] = \frac{n_{\text{CO}}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{0,5376 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,108 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n_{\text{H}_2}}{V} = \frac{(0,8 - x) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{(0,8 - 0,5376) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,0524 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{n_{\text{CO}_2}}{V} = \frac{(0,8 - x) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{(0,8 - 0,5376) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,0524 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

b) Para hallar K_c utiliza la expresión que relaciona K_c y K_p . Teniendo en cuenta que la variación del número de moles gaseosos es: $\Delta n = (n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{CO}}) - (n_{\text{H}_2} + n_{\text{CO}_2}) = (1+1) - (1+1) = 0$, despeja, sustituye los datos y opera:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^0 \Rightarrow K_p = K_c = \mathbf{4,2}$$

ACTIVIDADES (página 203)

38. A la temperatura de 532 K se introducen 0,1 mol de PCl_5 en un recipiente A, de volumen conocido 1,5 L, y 0,1 mol en otro recipiente B. En cada recipiente, por separado, se establece el equilibrio:
- $$\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$$

La cantidad de PCl_5 en el recipiente A se reduce un 50 %; y un 90 % en el recipiente B.

Todas las especies se encuentran en fase gaseosa. Calcula:

- La presión en el equilibrio en el recipiente A.
- La constante de equilibrio K_c .
- El volumen del recipiente B.
- La presión en el equilibrio en el recipiente B.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{PCl}_5(g)$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(g)$	+	$\text{Cl}_2(g)$
Inicial	n_0		0		0
En reacción	$-n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$
En equilibrio	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$		$n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$
Concentración en el equilibrio ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$\frac{n_0}{V} \cdot (1 - \alpha)$		$\frac{n_0}{V} \cdot \alpha$		$\frac{n_0}{V} \cdot \alpha$

La cantidad total es la suma de los moles de cada sustancia en el equilibrio:

$$n_T = n_{\text{PCl}_5} + n_{\text{PCl}_3} + n_{\text{Cl}_2} = n_0 \cdot (1 - \alpha) + n_0 \cdot \alpha + n_0 \cdot \alpha = n_0 \cdot (1 + \alpha)$$

Para el recipiente A tenemos que: la cantidad inicial de pentacloruro de fósforo es $n_0 = 0,1 \text{ mol}$, y el grado de disociación es $\alpha = 50\% = 0,5$. Por eso la cantidad de partículas total en el equilibrio es:

$$n_T = 0,1 \cdot (1 + 0,5) = 0,15 \text{ mol}$$

Con la ecuación de estado de los gases ideales calcula la presión en el equilibrio. Despeja, sustituye y opera:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,15 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 532 \text{ K}}{1,5 \text{ L}} = 4,36 \text{ atm}$$

- b) Sustituye en la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{n_0}{V_A} \cdot \alpha_A\right) \cdot \left(\frac{n_0}{V_A} \cdot \alpha_A\right)}{\frac{n_0}{V_A} \cdot (1 - \alpha_A)} = \frac{n_0 \cdot \alpha_A^2}{V_A \cdot (1 - \alpha_A)} = \frac{0,1 \cdot 0,5^2}{1,5 \cdot (1 - 0,5)} = 0,03$$

- c) Teniendo en cuenta que en el recipiente B el grado de disociación es del 90 %, calcula la cantidad de cada especie en el equilibrio:

$$n'_{\text{PCl}_5} = n_0 \cdot (1 - \alpha_B) = 0,1 \cdot (1 - 0,9) = 0,01 \text{ mol}$$

$$n'_{\text{PCl}_3} = n_0 \cdot \alpha_B = 0,1 \cdot 0,9 = 0,09 \text{ mol}$$

$$n'_{\text{Cl}_2} = n_0 \cdot \alpha_B = 0,1 \cdot 0,9 = 0,09 \text{ mol}$$

Sustituye en la expresión de K_c y calcula el volumen del recipiente B:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{0,09}{V_B}\right)^2}{\frac{0,01}{V_B}} = \frac{(0,09)^2}{V_B \cdot 0,01} = 0,03$$

Resuelve la ecuación, y el volumen del recipiente B es $V_B = 24,3 \text{ L}$.

- d) Calcula la cantidad de partículas totales en B cuando se alcanza el equilibrio:

$$n_T = n'_{\text{PCl}_3} + n'_{\text{Cl}_2} + n'_{\text{Cl}_2} = n_0 \cdot (1 + \alpha_B) = 0,1 \cdot (1 + 0,9) = 0,19 \text{ mol}$$

Aplica la ecuación de estado de los gases ideales para calcular la presión en el equilibrio. Despeja, sustituye los valores y opera:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,19 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 532 \text{ K}}{24,3 \text{ L}} = 0,341 \text{ atm}$$

Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Châtelier

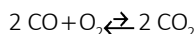
39. Dado el siguiente equilibrio en el que todas las especies químicas son gaseosas: $2 \text{ CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{ CO}_2$; $\Delta H = -565 \text{ kJ}$, explica cómo influyen sobre el desplazamiento del equilibrio las siguientes variaciones:

a) Un aumento de la temperatura.

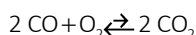
b) Una disminución en la presión.

c) Un aumento de la concentración de oxígeno.

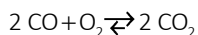
- a) Un aumento de temperatura desplaza el equilibrio en el sentido endotérmico de la reacción. Como se trata de una reacción exotérmica, un aumento de temperatura desplazará el equilibrio **hacia la izquierda**.



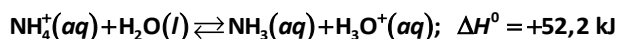
- b) Si disminuye la presión, aumenta el volumen y disminuirá la concentración de las especies reaccionantes. El equilibrio compensará el cambio evolucionando hacia donde se produzca un mayor número de moles gaseosos. En este caso, evolucionará **hacia la izquierda**, hacia la formación de reactivos.



- c) Dado que $Q_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$, al aumentar la concentración de O_2 , Q_c disminuirá, por lo que $Q_c < K_c$ y la reacción se desplazará **hacia la derecha**, hasta que recupere de nuevo el valor de la constante de equilibrio.



40. El ion amonio, NH_4^+ , es un ácido débil que se disocia parcialmente de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Explica cuál es el efecto sobre el aumento o disminución de la concentración de amonio, si después de alcanzarse el equilibrio se introducen los siguientes cambios:

a) Añadir una pequeña cantidad de ácido fuerte (como cloruro de hidrógeno, HCl).

b) Añadir una pequeña cantidad de base fuerte (como hidróxido de sodio, NaOH).

c) Adicionar más amoniaco, NH_3 .

d) Agregar una pequeña cantidad de NaCl.

e) Elevar la temperatura de la disolución.

- a) Si se añade al equilibrio un ácido fuerte como el HCl, la concentración de iones H_3O^+ aumenta. Parte de estos reaccionan con el amoníaco para producir el amonio y agua, recuperando así el equilibrio alterado. Por lo que **aumenta la concentración** del ácido débil amonio, NH_4^+ .
- b) Si se añade al equilibrio una base como el NaOH, la concentración de OH^- aumenta. Parte de estos reaccionará con los iones H_3O^+ para formar agua. Al desaparecer esta especie, el sistema evoluciona desplazándose hacia la derecha. Por lo que **disminuye la concentración** del ácido débil amonio, NH_4^+ .
- c) Si se añade NH_3 al equilibrio, se incrementará su concentración. El sistema evolucionará hacia la izquierda para volver a recuperar el equilibrio. Por lo que **aumenta la concentración** del ácido débil amonio, NH_4^+ .
- d) Si se añade NaCl, se disociará completamente no afectando para nada al equilibrio. Por lo que **no cambia la concentración** del ácido débil amonio, NH_4^+ .
- e) Si se aumenta la temperatura del sistema, al ser un sistema endotérmico, este absorbe el calor y se desplaza hacia la formación de productos. Por lo que **disminuye la concentración** del ácido débil amonio, NH_4^+ .

41. Considerando la reacción: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$, explica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- a) Un aumento de la presión lleva a una mayor producción de SO_3 .
- b) Una vez alcanzado el equilibrio, dejan de reaccionar las moléculas de SO_2 y O_2 entre sí.
- c) El valor de K_p es superior al de K_c , a temperatura ambiente.
- d) La expresión de la constante de equilibrio en función de las presiones parciales es:

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_2}^2 \cdot p_{\text{O}_2}}{p_{\text{SO}_3}^2}$$

- a) **Verdadera.** Si aumenta la presión, disminuye el volumen y aumentará la concentración de las especies reaccionantes. El equilibrio compensará el cambio evolucionando hacia donde se produzca un menor número de moles gaseosos. En este caso, evolucionará de izquierda a derecha, hacia la formación de SO_3 .
- b) **Falsa.** Se trata de un equilibrio dinámico donde entre las moléculas continúa produciéndose la reacción, tanto en sentido directo como inverso. Considerando el sistema en conjunto, parece como si la reacción se hubiese parado, ya que, en un intervalo de tiempo dado, se producen tantas moléculas de reactivo o producto como moléculas de reactivo o producto se consumen en los procesos inversos. El efecto final es que las cantidades de reactivos y productos permanecen constantes.
- c) **Falsa.** Se cumple que: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$. Como a temperatura ambiente $(R \cdot T = 24,6) > 1$, y según la estequiometría de la reacción $\Delta n = n_{\text{SO}_3} - (n_{\text{SO}_2} + n_{\text{O}_2}) = 2 - (2 + 1) = -1$. Entonces: $(24,6^{-1} < 1) \Rightarrow (K_p < K_c)$.
- d) **Falsa.** En la constante de equilibrio se expresa un cociente que sitúa en el numerador los productos, y en el

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_3}^2}{p_{\text{SO}_2}^2 \cdot p_{\text{O}_2}}$$

denominador los reactivos:

42. La siguiente reacción ocurre en un recipiente de 5 L de capacidad: $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g})$. Después de alcanzar el equilibrio hay 7,5 mol de $\text{CO}(\text{g})$, 7,5 mol de $\text{Cl}_2(\text{g})$ y 75 mol de $\text{COCl}_2(\text{g})$.

- a) Calcula el valor de la constante K_c .
- b) Se añaden ahora 2,5 mol de cloro. Calcula el cociente de reacción Q_c en las nuevas condiciones. Explica hacia dónde se desplaza el equilibrio.
- a) Escribe la expresión, sustituye los valores conocidos y opera:

$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{\left(\frac{75 \text{ mol}}{5 \text{ L}}\right)}{\left(\frac{7,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}}\right) \cdot \left(\frac{7,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}}\right)} = 6,6 \approx \mathbf{6,67}$$

- b) Ahora tendrás 7,5 mol de CO; al añadir más gas cloro $7,5 + 2,5 = 10$ mol de Cl_2 ; y 75 mol de COCl_2 . Con estos nuevos valores calcula el cociente de reacción:

$$Q_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{\left(\frac{75 \text{ mol}}{5 \text{ L}}\right)}{\left(\frac{7,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}}\right) \cdot \left(\frac{10 \text{ mol}}{5 \text{ L}}\right)} = \mathbf{5}$$

Como $Q_c < K_c$, significa que hay más reactivos o menos productos que en el equilibrio, y el sistema, para compensarlo, evolucionará hacia la derecha.

43. Explica qué parte es verdadera y qué parte es falsa en las siguientes comparaciones entre magnitudes termodinámicas y cinéticas:

- En una reacción exotérmica tanto la entalpía de reacción como la energía de activación son negativas.
 - Las constantes de velocidad y de equilibrio son adimensionales.
 - Un aumento de temperatura siempre aumenta los valores de las constantes de velocidad y de equilibrio.
 - La presencia de catalizadores aumenta tanto la velocidad de reacción como la constante de equilibrio.
- Es verdadero que la entalpía de reacción es positiva; es falso que la energía de activación siempre es positiva.
 - Ambas falsas, ambas constantes tienen unidades aunque no se usen.
 - Es verdadero que la constante de velocidad aumenta con la temperatura; es falso que la constante de equilibrio aumente siempre, si la reacción directa es exotérmica, puede disminuir la constante (ver ecuación de Van't Hoff).
 - Es verdadero que la presencia de catalizadores aumenta la velocidad de la reacción; es falso que la constante de equilibrio permanece igual en presencia de catalizadores.

44. Explica la veracidad o falsedad de la afirmación:

«Para una reacción con $T = \text{cte.}$ donde únicamente son gases los productos, el valor de la constante de equilibrio disminuye al disminuir el volumen del recipiente».

Falso. En una reacción donde únicamente son gases los productos, $A(s) + B(s) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$, la constante de equilibrio es directamente proporcional a las concentraciones de los productos $K_c = [C] \cdot [D]$. En caso de disminuir el volumen del recipiente, la concentración aumenta y, por tanto, la constante de equilibrio también aumentará:

$$K_c = [C] \cdot [D] = \frac{n_c}{V} \cdot \frac{n_d}{V}$$

ACTIVIDADES (página 204)

45. La constante de equilibrio a 700 K vale 0,0183 para la reacción $2 \text{ HI}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$. Si se introducen 3,0 mol de HI en un recipiente de 5 L que estaba vacío y se deja alcanzar el equilibrio:

- ¿Qué cantidad de I_2 se forma?
- ¿Cuál es la presión total?
- ¿Cuál será la concentración de HI en el equilibrio si a la misma temperatura se aumenta el volumen al doble?

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	2 HI(g)	⇌	H ₂ (g)	+	I ₂ (g)
Inicial	3		0		0
En reacción	-2x		x		x
En equilibrio	3 - 2x		x		x
Concentración en el equilibrio (mol · L ⁻¹)	$\frac{3 - 2x}{5}$		$\frac{x}{5}$		$\frac{x}{5}$

Como se alcanza el equilibrio con $K_c = 0,0183$: escribe la expresión de la constante de equilibrio, sustituye las expresiones de las concentraciones, ordena la expresión y sustituye el valor de la constante.

$$K_c = \frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2} = \frac{\left(\frac{x}{5}\right) \cdot \left(\frac{x}{5}\right)}{\left(\frac{3 - 2x}{5}\right)^2} = \frac{x^2}{(3 - 2x)^2} = 0,0183$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior y los valores de x son: $x_1 = -0,556$ y $x_2 = 0,3194$. Descarta el primer valor ya que no puede ser un valor negativo. Luego $x = 0,3194$ mol.

Por tanto, la cantidad de I₂ que se forma en el equilibrio es:

$$n_{I_2} = \mathbf{0,3194 \text{ mol}}$$

b) Calcula la cantidad total de partículas. Es la suma de los moles de cada sustancia en el equilibrio:

$$n_T = n_{HI} + n_{H_2} + n_{I_2} = (3 - 2x) + x + x = 3 \text{ mol}$$

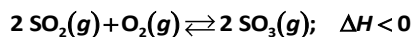
Aplica la ecuación de estado de los gases ideales para calcular la presión en el equilibrio. Despeja la presión, sustituye y opera:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{3 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 700 \text{ K}}{5 \text{ L}} = \mathbf{34,44 \text{ atm}}$$

c) Como $\Delta n = 0$, un aumento de volumen (a temperatura constante) no afectará al equilibrio. Sí afectará a la concentración de HI, ya que el volumen pasa de 5 a 10 L:

$$[HI] = \frac{n_{HI}}{V} = \frac{(3 - 2x) \text{ mol}}{10 \text{ L}} = \frac{(3 - 2 \cdot 0,3194) \text{ mol}}{10 \text{ L}} = \mathbf{0,236 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

46. El trióxido de azufre, SO₃, suele encontrarse en la atmósfera próxima a las zonas industriales como consecuencia de la oxidación del dióxido de azufre, SO₂, según el siguiente equilibrio:



Enuncia y explica tres formas distintas de actuar sobre el equilibrio que favorezcan la formación del trióxido de azufre, SO₃.

Al disminuir la temperatura, el equilibrio se desplazará en el sentido en que la reacción sea exotérmica. En este caso vemos que se trata de una reacción exotérmica en su sentido directo, ya que presenta una entalpía negativa. Al **disminuir la temperatura**, se favorecerá la formación de SO₃.

Al aumentar la presión, aumentará la concentración de las especies reaccionantes. El equilibrio compensará el cambio evolucionando hacia donde se produzca un menor número de moles gaseosos. Así, al **aumentar la presión** evolucionará de izquierda a derecha (menos moles gaseosos), hacia la formación de SO₃.

El mismo efecto anterior tendríamos al **disminuir el volumen**.

Otra forma sería **eliminar cantidad de SO₃**. Si hay menos trióxido de azufre, disminuye su concentración y el equilibrio se desplaza hacia la derecha. Cualquier reacción que use el SO₃ como reactivo reduce la presencia de esta especie disminuyendo la cantidad presente en el equilibrio.

Equilibrios heterogéneos. Reacciones de precipitación

- 47.** Calcula la solubilidad del fluoruro de plomo(II) a la temperatura de 18 °C sabiendo que su producto de solubilidad es $K_{ps} = 3,2 \cdot 10^{-8}$. ¿Cuáles son las concentraciones de F^- y de Pb^{2+} en una disolución saturada de dicha sal a la misma temperatura?

Según la estequiometría de la reacción:

	$PbF_2(s)$	\rightleftharpoons	$Pb^{2+}(aq)$	+	$2F^-(aq)$
Concentración ($mol \cdot L^{-1}$)			s		$2s$

Calcula la expresión de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [Pb^{2+}] \cdot [F^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Conocida la expresión, despeja, sustituye los datos y opera:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3,2 \cdot 10^{-8}}{4}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Las concentraciones en la disolución saturada a 18 °C es:

$$[Pb^{2+}] = s = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[F^-] = 2s = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

- 48.** La constante del producto de solubilidad del hidróxido de cobre a 25 °C es $K_{ps} = 2,1 \cdot 10^{-20}$. Calcula la solubilidad del compuesto en agua. Expresa el resultado en molaridad y en gramos por litro.

Datos: $M(H) = 1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(Cu) = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Según la estequiometría de la reacción:

	$Cu(OH)_2$	\rightleftharpoons	Cu^{2+}	+	$2OH^-$
Concentración ($mol \cdot L^{-1}$)			s		$2s$

Calcula la expresión de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [Cu^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Conocido el valor del producto de solubilidad, despeja, sustituye los datos y calcula la solubilidad:

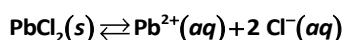
$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{2,1 \cdot 10^{-20}}{4}} = 1,74 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Para expresar la solubilidad en gramos por litro calcula primero la masa molar:

$$M(Cu(OH)_2) = 63,55 + (16,00 + 1,008) \cdot 2 = 97,566 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$s = 1,74 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{L} \cdot \frac{97,566 \text{ g}}{\text{mol}} = 1,70 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

- 49.** Una disolución saturada de cloruro de plomo(II) contiene, a 25 °C, una concentración de Pb^{2+} de $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.



- Calcula la concentración de Cl^- de esta disolución.
- Calcula su producto de solubilidad a dicha temperatura.
- Razona si aumenta o disminuye la solubilidad del cloruro de plomo al añadir NaCl.

a) Según la estequiometría de la reacción:

	$\text{PbCl}_2(s)$	\rightleftharpoons	$\text{Pb}^{2+}(aq)$	+	$2\text{Cl}^-(aq)$
Concentración ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)			s		$2s$

Conocida la concentración de Pb^{2+} en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituye el valor de s y opera:

$$[\text{Cl}^-] = 2s = 2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = \mathbf{3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

b) Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (1,6 \cdot 10^{-2})^3 = \mathbf{1,64 \cdot 10^{-5}}$$

c) Si se añade NaCl (sal soluble) aumentará la concentración del ion común, Cl^- , luego la reacción se desplazará hacia la izquierda para restablecer el equilibrio; es decir, hacia la formación de PbCl_2 . Disminuye así la solubilidad de cloruro de plomo.

Proceso Haber-Bosch

- 50.** La síntesis del amoníaco por el proceso de Haber-Bosch sigue esta reacción: $\text{N}_2(g) + 3\text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(g)$. En un recipiente de 2 L y a 400 K se encuentran en equilibrio 0,80 mol de NH_3 , 0,40 mol de N_2 y 0,50 mol de H_2 . Calcula la constante de equilibrio K_c de la reacción a 400 K.

Escribe la expresión de la constante de equilibrio, sustituye los datos conocidos y opera:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{\left(\frac{0,80 \text{ mol}}{2 \text{ L}}\right)^2}{\left(\frac{0,40 \text{ mol}}{2 \text{ L}}\right) \cdot \left(\frac{0,50 \text{ mol}}{2 \text{ L}}\right)^3} = \mathbf{51,2}$$

- 51.** Para sintetizar amoníaco se hacen pasar corrientes de nitrógeno e hidrógeno en proporción estequiométrica 1:3 sobre un catalizador. Si se realiza a 500 °C y 400 atm, se consume el 43 % de los reactivos. El valor de la constante de equilibrio a esa temperatura es $K_p = 1,55 \cdot 10^{-5}$. Determina, en las condiciones anteriores:

- El volumen (en litros) de hidrógeno necesario para la obtención de 1 tonelada de amoníaco puro.
- La fracción molar de amoníaco obtenido.
- La presión total necesaria para que se consuma el 60 % de los reactivos.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Calcula primero la cantidad de amoníaco que corresponde con una tonelada de amoníaco en el equilibrio:

$$M(\text{NH}_3) = 14,01 + 1,008 \cdot 3 = 17,034 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{NH}_3} = m_{\text{NH}_3} \cdot M(\text{NH}_3) = 1 \text{ t de NH}_3 \cdot \frac{10^6 \text{ g de NH}_3}{1 \text{ t de NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17,034 \text{ g de NH}_3} = 58706,12 \text{ mol de NH}_3$$

Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{N}_2(g)$	+	$3\text{H}_2(g)$	\rightleftharpoons	$2\text{NH}_3(g)$
Inicial	n_0		$3n_0$		0
En reacción	$-n_0 \cdot \alpha$		$-3n_0 \cdot \alpha$		$2n_0 \cdot \alpha$
En equilibrio	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$		$3n_0 \cdot (1 - \alpha)$		$2n_0 \cdot \alpha$

Como en la reacción se consume el 43% de los reactivos, $\alpha = 0,43$. Para calcular la cantidad inicial de hidrógeno, $n_{\text{H}_2} = 3n_0$, que se necesita para obtener una tonelada de amoníaco en el equilibrio, $n_{\text{NH}_3} = 2n_0 \cdot \alpha$. Despeja n_0 :

$$n_0 = \frac{n_{\text{NH}_3}}{2\alpha}$$

Sustituye en n_{H_2} y opera:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{3n_{\text{NH}_3}}{2\alpha} = \frac{3 \cdot 58706,12 \text{ mol}}{2 \cdot 0,43} = 204788,8 \text{ mol de H}_2$$

Calcula el volumen (en litros) que ocupa el gas hidrógeno que necesitamos. Para ello aplica la ecuación de estado de los gases ideales. Despeja, sustituye y opera:

$$p \cdot V_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \cdot R \cdot T \Rightarrow V_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2} \cdot R \cdot T}{p} = \frac{204788,8 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (500 + 273) \text{ K}}{400 \text{ atm}} = \mathbf{32451,85 \text{ L}}$$

b) Calcula la cantidad total de todas las especies en el equilibrio:

$$n_T = n_0 \cdot (1 - \alpha) + 3n_0 \cdot (1 - \alpha) + 2n_0 \cdot \alpha = 2n_0 \cdot (2 - \alpha)$$

Sustituye las expresiones en la fracción molar de gas amoníaco. Sustituye el grado de disociación y opera:

$$\chi_{\text{NH}_3} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{n_T} = \frac{2n_0 \cdot \alpha}{2n_0 \cdot (2 - \alpha)} = \frac{0,43}{2 - 0,43} = \mathbf{0,274}$$

c) Ordena la expresión de la constante de equilibrio, K_p , para que quede en función del grado de disociación y la presión total:

$$K_p = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} \cdot p_{\text{H}_2}^3} = \frac{(\chi_{\text{NH}_3} \cdot p_T)^2}{\chi_{\text{N}_2} \cdot p_T \cdot (\chi_{\text{H}_2} \cdot p_T)^3} = \frac{\chi_{\text{NH}_3}^2 \cdot p_T^2}{\chi_{\text{N}_2} \cdot \chi_{\text{H}_2}^3 \cdot p_T \cdot p_T^3} = \frac{\left(\frac{n_{\text{NH}_3}}{n_T}\right)^2 \cdot 1}{\frac{n_{\text{N}_2}}{n_T} \cdot \left(\frac{n_{\text{H}_2}}{n_T}\right)^3 \cdot p_T^2} = \frac{n_T^2 \cdot n_{\text{NH}_3}^2}{n_{\text{N}_2} \cdot n_{\text{H}_2}^3 \cdot p_T^2}$$

$$K_p = \frac{n_T^2 \cdot n_{\text{NH}_3}^2}{n_{\text{N}_2} \cdot n_{\text{H}_2}^3 \cdot p_T^2} = \frac{[2n_0 \cdot (2 - \alpha)]^2 \cdot (2n_0 \cdot \alpha)^2}{[n_0 \cdot (1 - \alpha)] \cdot [3n_0 \cdot (1 - \alpha)]^3 \cdot p_T^2} = \frac{16 \cdot (2 - \alpha)^2 \cdot \alpha^2}{27 \cdot (1 - \alpha)^4 \cdot p_T^2}$$

Despeja la presión total, sustituye los valores y opera:

$$p_T = \sqrt{\frac{16 \cdot (2 - \alpha)^2 \cdot \alpha^2}{27 \cdot (1 - \alpha)^4 \cdot K_p}} = \sqrt{\frac{16 \cdot (2 - 0,6)^2 \cdot 0,6^2}{27 \cdot (1 - 0,6)^4 \cdot 1,55 \cdot 10^{-5}}} = \mathbf{1027 \text{ atm}}$$

52. Razona qué efecto provocará en la síntesis del amoníaco:



a) Un aumento de la presión.

b) Un exceso de hidrógeno.

c) Un aumento de la temperatura.

d) El uso de un catalizador.

a) Al aumentar la presión, disminuye el volumen y aumentará la concentración de las especies reaccionantes. El equilibrio compensará el cambio evolucionando hacia donde se produzca un menor número de moles gaseosos. En este caso evolucionará de izquierda a derecha (menos moles gaseosos), **hacia la formación de amoníaco**.

b) Al aumentar la concentración de uno de los reactivos, el cociente de reacción disminuirá y el sistema evolucionará hacia la derecha para restablecer el equilibrio, **hacia la formación de amoníaco**.

- c) Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplazará en el sentido en que la reacción sea endotérmica. En este caso vemos que se trata de una reacción exotérmica en su sentido directo, ya que presenta una entalpía negativa. Así, al aumentar la temperatura, esto hará que el equilibrio evolucione de derecha a izquierda, hacia la formación de los reactivos, **hacia el consumo de amoníaco**.
- d) Un catalizador no afectará al equilibrio, pero sí **aumentará la velocidad de síntesis del amoníaco**. En la industria se usa como catalizador Fe_3O_4 mezclado con promotores de la catálisis, como KOH , SiO_2 , Al_2O_3 , etc.

QUÍMICA EN TU VIDA (página 206)

INTERPRETA

- 1. Si se consigue aumentar la cantidad de Hb en sangre, ¿hacia dónde se desplaza el equilibrio [2]?**

Al aumentar la concentración de uno de los reactivos, el cociente de reacción disminuirá y el sistema evolucionará hacia la derecha (formando oxi-hemoglobina) para restablecer el equilibrio.

- 2. Describe cómo se desplaza el equilibrio [1] si la presión parcial de O_2 en aire es 60 mm de Hg.**

Si la presión parcial del oxígeno en la atmósfera disminuye a 60 mm de Hg hace que el equilibrio [1] se desplace hacia la izquierda.

OPINA

- 3. La eritropoyetina (EPO) es una hormona que favorece la formación de los eritrocitos que contienen Hb. Ciertos pacientes de anemia deficiente en esta hormona son tratados con EPO. ¿Debe prohibirse su comercialización solo para evitar su uso como sustancia dopante en el deporte?**

Respuesta libre.

7

Reacciones ácido-base

Reacciones ácido-base

7

PARA COMENZAR (página 207)

- **Investiga qué sustancias químicas componen la tinta.**
 - Pigmentos. Es el elemento que da color a la tinta. Representa una proporción del 15 %.
 - Vehículo. Es un barniz que se prepara a altas temperaturas. Transporta el pigmento desde el tintero hasta el sustrato. Es donde residen las propiedades del secado, penetración, viscosidad, resistencia, etc. Pueden ser de base mineral o de base vegetal. Últimamente predomina el uso de bases vegetales.
 - Aditivos que supondrían el 10 % del compuesto. Catalizador para acelerar el secado, como el cobalto, el manganeso, o el calcio; ceras para evitar el rozamiento, como el polietileno...
- **¿Por qué la celulosa del papel se altera en un ambiente ácido?**

Porque el sulfato de aluminio, $Al_2(SO_4)_3$, que se usaba para la mejor fijación de la tinta, reaccionaba con la humedad ambiental en una reacción de hidrólisis. Al tratarse de una sal de ácido fuerte y base débil genera un pH ácido.

En este ambiente la celulosa del papel, que es un polisacárido formado por monosacáridos, se descompone en fragmentos menores hidrogenándose. La hidrogenación ocurre más fácilmente en ambientes de pH bajo (ácido).
- **Investiga qué tipo de sustancias se usan hoy en día en las imprentas para que la tinta quede fija en el papel.**

Las resinas fijan los pigmentos al soporte de impresión.

PRACTICA (página 208)

1. **Con 100 mL de una disolución de HNO_3 de concentración $0,3 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. ¿Qué volumen de agua hay que añadir para transformarla en otra de concentración $0,1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$?**

Calcula la masa de soluto que hay en 100 mL de disolución:

$$c_1 = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{Disolución, 1}}} \Rightarrow m_{\text{soluto}} = c_1 \cdot V_{\text{Disolución, 1}} = 0,3 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 100 \text{ mL} = 30 \text{ g}$$

Para que la concentración sea $0,1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, el volumen de la disolución ha de ser:

$$V_{\text{Disolución, 1}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{c_1} = \frac{30 \text{ g}}{0,1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 300 \text{ mL}$$

Como el volumen de la disolución inicial era de 100 mL, **se han de añadir 200 mL de agua** para obtener la disolución con la concentración deseada.

2. **Calcula la molalidad de 2,5 g de ácido acético en 400 mL de agua. La densidad final es $1,01 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.**

La definición de molalidad es:

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}}$$

Necesitas conocer la cantidad de soluto en mol y la masa de disolvente en kilogramos.

A partir del dato de la densidad, usa el volumen de disolvente (agua) para calcular la masa de disolvente:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,01 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 400 \text{ mL} = 404 \text{ g} = 0,404 \text{ kg}$$

Usa la masa molar del ácido acético para después calcular la cantidad de soluto:

$$M(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 12,01 \cdot 2 + 1,008 \cdot 4 + 16,00 \cdot 2 = 60,052 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{solutos}} = 2,5 \text{ g de } \text{CH}_3\text{-COOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{-COOH}}{60,052 \text{ g de } \text{CH}_3\text{-COOH}} = 0,0416 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{COOH}$$

Sustituye en la definición y opera:

$$m = \frac{n_{\text{solutos}}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} = \frac{0,0416 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{-COOH}}{0,404 \text{ kg de agua}} = \mathbf{0,103 \text{ M}}$$

PRACTICA (página 209)

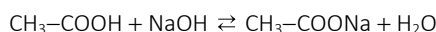
3. Con 9 mL de una disolución de hidróxido de sodio de concentración $20 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ se neutraliza el ácido acético presente en 5 mL de un vinagre comercial.

a) Determina la molaridad del ácido acético.

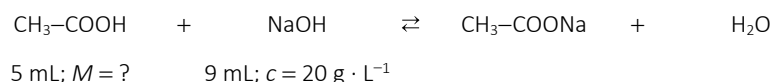
b) Calcula el porcentaje en masa de ácido acético en el vinagre.

Dato: $d_{\text{vinagre}} \approx 1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

a) Formula los compuestos y ajusta la reacción. Se trata de una reacción ácido-base en la que se obtiene sal más agua.



Los datos son:



Calcula ahora la concentración del ácido con la cantidad de NaOH consumida. Con el volumen y la concentración calcula la masa de NaOH:

$$c = \frac{m_{\text{solutos}}}{V_{\text{Disolución}}} \Rightarrow m_{\text{solutos}} = c \cdot V_{\text{Disolución}} = 20 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 9 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,18 \text{ g de NaOH}$$

Con la masa molar y la masa de NaOH, calcula la cantidad de NaOH:

$$M(\text{NaOH}) = 23,00 + 16,00 + 1,008 = 40,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} = 0,18 \text{ g de NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40,008 \text{ g de NaOH}} = 4,499 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NaOH}$$

Utiliza la estequiometría para calcular la cantidad de ácido acético:

$$n' = 4,499 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{-COOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} = 4,499 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{CH}_3\text{-COOH}$$

Calcula ahora la molaridad del vinagre:

$$M = \frac{n_{\text{solutos}}}{V_{\text{Disolución}} \text{ (L)}} = \frac{4,499 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{CH}_3\text{-COOH}}{5 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,8998 \text{ M} \approx \mathbf{0,9 \text{ M}}$$

b) Calcula la pureza. Teniendo en cuenta la densidad del vinagre, $d_{\text{vinagre}} \approx 1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, calcula la masa de vinagre:

$$d_{\text{vinagre}} = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d_{\text{vinagre}} \cdot V \approx 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 5 \text{ mL} = 5 \text{ g de vinagre}$$

Calcula ahora la masa de ácido acético puro con la cantidad hallada en el apartado anterior y la masa molar:

$$M(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 12,01 \cdot 2 + 1,008 \cdot 4 + 16,00 \cdot 2 = 60,052 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m = n \cdot M = 4,499 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \frac{60,052 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,27 \text{ g de } \text{CH}_3\text{-COOH}$$

Compara ahora ambas masas (ácido acético puro y vinagre) para conocer el porcentaje en masa:

$$\% \text{ masa} = \frac{m_{\text{ácido acético}}}{m_{\text{vinagre}}} \cdot 100 = \frac{0,27 \text{ g de ácido}}{5 \text{ g de vinagre}} \cdot 100 = \mathbf{5,4\%}$$

4. A temperatura ambiente, la densidad de una disolución de ácido sulfúrico del 30% de riqueza en masa es $1,25 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Calcula:

a) Su molaridad.

b) El volumen de disolución necesario para neutralizar 80 mL de disolución 2,25 M de KOH.

a) Calcula la masa de disolución empleando el dato de la densidad. Supón que disponemos de un volumen de litro:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,25 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1000 \text{ mL} = 1250 \text{ g de disolución}$$

A partir del dato de la riqueza calcula la masa de ácido (en gramos):

$$\% \text{ masa} = \frac{m_{\text{soluta}}}{m_{\text{Disolución}}} \cdot 100 \Rightarrow m_{\text{soluta}} = \frac{\% \text{ masa}}{100} \cdot m_{\text{Disolución}} = \frac{30}{100} \cdot 1250 \text{ g} = 375 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Calcula la cantidad del ácido (en mol) usando la relación entre la masa y la masa molar:

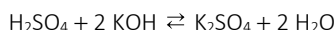
$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,076 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} = 375 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98,076 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 3,824 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

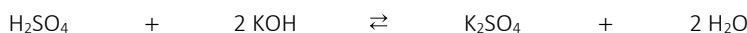
Por último, calcula la molaridad. Recuerda que supusimos inicialmente un litro de disolución:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{Disolución}} (\text{L})} = \frac{3,824 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L}} = \mathbf{3,82 \text{ M}}$$

b) Formula los compuestos y ajusta la reacción. Se trata de una reacción ácido-base en la que se obtiene la sal que proviene de la combinación de los iones K^+ y SO_4^{2-} más agua.



Los datos son:



$$V = ?; M = 3,82 \text{ M} \quad 80 \text{ mL}; M = 2,25 \text{ M}$$

Con el volumen y la molaridad, calcula la cantidad (en mol) de KOH:

$$[\text{KOH}] = \frac{n_{\text{KOH}}}{V_{\text{Disolución}} (\text{L})} \Rightarrow n_{\text{KOH}} = [\text{KOH}] \cdot V_{\text{Disolución}} (\text{L}) = 2,25 \text{ M} \cdot 0,08 \text{ L} = 0,18 \text{ mol de KOH}$$

Utiliza los coeficientes estequiométricos para encontrar la cantidad de ácido sulfúrico (en mol):

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,18 \text{ mol de KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de KOH}} = 0,09 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Calcula el volumen a partir de la molaridad:

$$M = [\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{Disolución}} (\text{L})} \Rightarrow V_{\text{Disolución}} (\text{L}) = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{[\text{H}_2\text{SO}_4]} = \frac{0,09 \text{ mol}}{3,82356 \text{ M}} = 0,02354 \text{ L} \approx \mathbf{23,5 \text{ mL}}$$

ACTIVIDAD (página 211)

5. ¿Cuál es el ácido conjugado de las siguientes especies cuando actúan como base en medio acuoso?

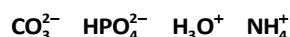


Como las especies se comportan como bases en medio acuoso, aceptan un protón del agua, generando los ácidos correspondientes:

- $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$. Su ácido conjugado es: H_2CO_3 .
- $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$. Su ácido conjugado es: H_3O^+ .
- $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$. Su ácido conjugado es: CH_3COOH .

ACTIVIDADES (página 212)

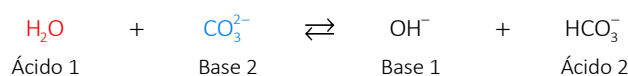
6. Empleando la teoría de Brönsted-Lowry, ¿cuál o cuáles de las siguientes especies pueden actuar solo como ácido, solo como base y como ácido o base? Escribe las reacciones ácido-base.



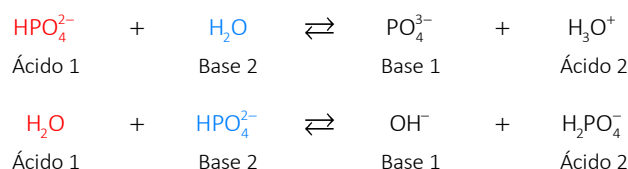
Según la teoría de Brönsted-Lowry:

- Un ácido es una especie química (molécula o ion) capaz de ceder iones H^+ a una base. En disolución acuosa, es la especie capaz de ceder H^+ al agua.
- Una base es una especie química (molécula o ion) capaz de captar iones H^+ de un ácido. En disolución acuosa, especie capaz de captar H^+ del agua.

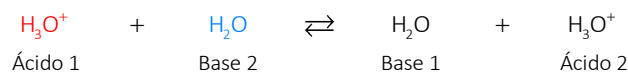
El ion carbonato, CO_3^{2-} , actúa como una **base**, ya que capta iones H^+ del agua:



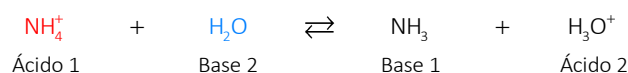
El ion hidrogenofosfato, HPO_4^{2-} , es un **anfótero**, ya que puede actuar como un ácido cediendo iones H^+ o como una base captándolos:



El ion oxonio, H_3O^+ , actúa como un **ácido**, ya que cede iones H^+ al agua:



El ion amonio, NH_4^+ , actúa como un **ácido**, ya que cede iones H^+ al agua:



7. Las siguientes reacciones se producen espontáneamente en el sentido de izquierda a derecha.



Con el uso de la teoría de Brönsted-Lowry, ordena de mayor a menor el carácter ácido de H_2SO_4 , HSO_4^- y H_2CO_3 .

Como las reacciones se producen espontáneamente hacia la derecha, la tendencia es que el H_2SO_4 cede un protón para formar el ion HSO_4^- . De la primera reacción se deduce que el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , es un ácido más fuerte que el ion hidrogenosulfato, HSO_4^- .

Como el equilibrio se desplaza hacia la derecha, la tendencia es que el ion HSO_4^- cede un protón al H_2CO_3 . De la segunda reacción se deduce que el ion hidrogenosulfato, HSO_4^- , es un ácido más fuerte que el ácido carbónico, H_2CO_3 .

El orden de mayor a menor carácter ácido es:



ACTIVIDADES (página 215)

8. Razona si las afirmaciones son ciertas o falsas:

a) Una disolución de pH trece es más básica que otra de pH ocho.

b) Cuanto menor es el pH de una disolución, mayor es su acidez.

a) Recuerda la definición de pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$. A una disolución de $\text{pH} = 13$ le corresponde una concentración de oxonio, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13}$ M. A una disolución de $\text{pH} = 8$ le corresponde $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8}$ M. Cuanto mayor es la concentración de oxonio, mayor es la acidez; y viceversa. Siendo que 10^{-8} M $>$ 10^{-13} M, entonces la afirmación es **verdadera**, la disolución de $\text{pH} = 13$ tiene menor concentración de protones y es más básica.

b) Esta afirmación es **verdadera**, ya que, según la definición, cuanto menor es el pH, mayor es la concentración de protones de una especie y, por tanto, mayor es su acidez.

9. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones sobre una disolución acuosa de un ácido son ciertas.

Razona tu respuesta:

a) El pH de la disolución es básico.

b) El producto $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ de la disolución es 10^{-14} M.

c) La concentración de protones en disolución es mayor que 10^{-7} M.

d) El pOH es menor que el pH.

a) Esta afirmación es **falsa**. Si se trata de una disolución ácida, el pH no puede ser básico. Deberá ser menor que 7 y, por tanto, ácido.

b) Esta afirmación es **verdadera**. En todas las disoluciones acuosas se cumple siempre que el producto de la concentración de iones oxonio multiplicado por la concentración de iones hidroxilo, a 25 °C, es 10^{-14} . Esta igualdad se conoce como «producto iónico del agua».

c) Esta afirmación es **verdadera**. Las disoluciones acuosas de un ácido tienen $\text{pH} < 7$ y, por tanto, $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$ M.

d) Esta afirmación es **falsa**. Siempre se cumple que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. Si en una disolución ácida el pH es menor que 7, el pOH debe ser mayor que 7. En estos casos el pOH es mayor que el pH.

10. De cuatro disoluciones, A, B, C y D, conocemos los siguientes datos:

A: $[\text{OH}^-] = 10^{-13}$

B: $\text{pH} = 3$

C: $\text{pH} = 10$

D: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$

a) Ordénalas de menor a mayor acidez.

b) Explica cuáles son ácidas, básicas o neutras.

Para poder compararlas es necesario que todos los datos estén en la misma escala. Pasamos todo a la escala de pH:

A: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 10^{-13} = 13$. Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, entonces: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 13 = 1$.

B: $\text{pH} = 3$.

C: $\text{pH} = 10$.

D: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = 7$.

a) Cuanto mayor es la acidez, mayor es $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y menor es el pH. El orden de menor a mayor acidez es:

$$\text{C (pH} = 10) < \text{D (pH} = 7) < \text{B (pH} = 3) < \text{A (pH} = 1)$$

b) El pH = 7 es el valor de las disoluciones neutras y separa las disoluciones ácidas, con pH < 7, de las básicas, con pH > 7. Por eso las disoluciones de este ejercicio son:

C (pH = 10) ⇒ básica

D (pH = 7) ⇒ neutra

B (pH = 3) y A (pH = 1) ⇒ ácidas

ACTIVIDAD (página 216)

11. El rojo de fenol es un indicador ácido-base cuya forma ácida es amarilla y su forma alcalina es roja. Sabiendo que el intervalo de viraje es 6-8, ¿de qué color serán una disolución de NaOH 0,1 M y una de HClO₄ 0,02 M a las que se ha añadido este indicador?

Lo primero es determinar el pH de las dos disoluciones conociendo el valor de la concentración.

La disolución de NaOH de concentración 0,1 M se disocia completamente, de tal manera que $[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,1 \text{ M}$. Luego:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,1 = 1$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13$$

El valor de pH indica que la disolución es alcalina. Según la información del indicador, la disolución es de **color rojo**.

Por otra parte, la disolución de HClO₄ de concentración 0,02 M se disocia completamente, de tal manera que $[\text{H}^+] = [\text{ClO}_4^-] = 0,02 \text{ M}$. Luego:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,02 = 1,699$$

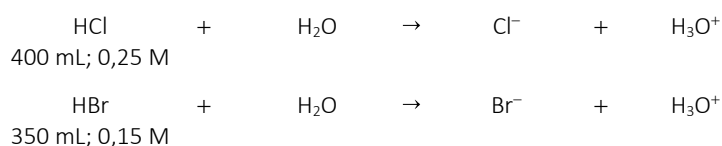
El valor de pH indica que la disolución es ácida. Según la información del indicador, la disolución es de **color amarillo**.

ACTIVIDADES (página 218)

12. Se toman 400 mL de una disolución de HCl 0,25 M. Por otra parte, se toman 350 mL de una disolución de HBr 0,15 M. Se mezclan ambas y se añade agua hasta 1 L. Calcula el pH de la disolución resultante.

Como se trata de dos ácidos fuertes, se disociarán por completo en disolución acuosa.

Los ácidos fuertes se expresan con reacciones irreversibles, pues en disolución acuosa se disocian completamente:



En la estequiometría de las reacciones se puede ver que la proporción es mol a mol.

Calcula la cantidad de cada uno de ellos en sus respectivas disoluciones y tendrás la cantidad de iones H₃O⁺ que aporta cada disolución:

$$[\text{HCl}] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{Disolución}} (\text{L})} \Rightarrow n_{\text{HCl}} = [\text{HCl}] \cdot V_{\text{Disolución}} (\text{L}) = 0,25 \text{ M} \cdot 0,4 \text{ L} = 0,1 \text{ mol de HCl}$$

Luego, por la estequiometría hay 0,1 mol de H₃O⁺ procedente de la primera disolución.

$$[\text{HBr}] = \frac{n_{\text{HBr}}}{V_{\text{Disolución}} (\text{L})} \Rightarrow n_{\text{HBr}} = [\text{HBr}] \cdot V_{\text{Disolución}} (\text{L}) = 0,15 \text{ M} \cdot 0,35 \text{ L} = 0,0525 \text{ mol de HBr}$$

Luego, por la estequiometría hay 0,0525 mol de H₃O⁺ procedente de la segunda disolución.

Al mezclar ambas disoluciones habrá en total:

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,1 \text{ mol} + 0,0525 \text{ mol} = 0,1525 \text{ mol de H}_3\text{O}^+$$

Calcula la concentración de la disolución resultante sabiendo que se completa con agua hasta 1 L:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V(\text{L})} = \frac{0,1525 \text{ mol de H}_3\text{O}^+}{1 \text{ L}} = 0,1525 \text{ M}$$

Calcula ahora el pH con su definición:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [0,1525] = \mathbf{0,82}$$

13. Contesta a las preguntas:

- a) **¿Cuál es la concentración en HNO_3 de una disolución cuyo pH es 1,5?**
 b) **¿Cómo preparar 150 mL de una disolución de HNO_3 10^{-2} M a partir de la anterior?**

a) Construye la tabla:

	HNO_3	+	H_2O	\rightarrow	NO_3^-	+	H_3O^+
Concentración inicial	M						
Concentración final					M		M

A partir del pH de la disolución puedes calcular la concentración de iones H_3O^+ :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,5} = 0,0316$$

Como se trata de un ácido fuerte que se disocia por completo en disolución acuosa.

$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \mathbf{0,032}$$

b) Al diluir una disolución se cumple:

$$n_{\text{solut}, \text{concentrada}} = n_{\text{solut}, \text{diluida}} \Rightarrow M_{\text{con}} \cdot V_{\text{con}} = M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}}$$

Por tanto:

$$V_{\text{con}} = \frac{M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}}}{M_{\text{con}}} = \frac{M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}}}{10^{-\text{pH}}} = \frac{0,01 \text{ M} \cdot 0,15 \text{ L}}{10^{-1,5} \text{ M}} = 0,0474 \text{ L} = \mathbf{47,4 \text{ mL}}$$

ACTIVIDADES (página 220)

- 14. El ácido fórmico (ácido metanoico) es un ácido débil que inyectan algunas especies de hormigas al morder (hormiga en latín es *formica*, de ahí su nombre). La constante de acidez del ácido fórmico es $1,8 \cdot 10^{-4}$. Si tenemos una disolución de ácido fórmico cuyo pH es 2,63, calcula:**

- a) **La concentración inicial de la disolución de ácido fórmico.**
 b) **La concentración de iones hidroxilo en el equilibrio.**
 c) **El grado de disociación del ácido.**

a) Construye la tabla:

	HCOOH	+	H_2O	\rightleftharpoons	HCOO^-	+	H_3O^+
Concentración inicial	C_i						
Concentración final	$C_i - x$				x		x

A partir del pH de la disolución puedes calcular el valor de x :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,63} = 2,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Para calcular la concentración inicial del ácido utilizamos la constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x^2}{C_i - x} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{(2,34 \cdot 10^{-3})^2}{C_i - 2,34 \cdot 10^{-3}}$$

Resuelve la ecuación y encuentras que la concentración inicial de ácido fórmico es: $C_i = \mathbf{0,033 \text{ M}}$.

b) La concentración de iones hidroxilo $[\text{OH}^-]$ en el equilibrio. Usando el producto iónico del agua, se obtiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{2,34 \cdot 10^{-3}} = \mathbf{4,27 \cdot 10^{-12} \text{ M}}$$

c) Para calcular el grado de disociación del ácido calcula el cociente entre la concentración de oxonio y la concentración inicial del ácido fórmico:

$$\alpha = \frac{x}{c_0} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_0} = \frac{2,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,033 \text{ M}} = \mathbf{0,071}$$

15. Dos disoluciones acuosas con la misma concentración, la primera de ácido acético, $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, y otra de ácido salicílico, $K_a = 1,0 \cdot 10^{-3}$. Contesta.

a) ¿Qué ácido es más débil?

b) ¿Qué disolución tiene menor pH?

a) El ácido más débil es el que tiene la constante de disociación más pequeña, ya que estará menos disociado y habrá menor cantidad de protones en disolución. Por tanto, **el más débil es el ácido acético.**

b) Como el $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, cuanto mayor sea la concentración de protones, y, por tanto, la constante de disociación del ácido, menor será su pH. En este caso, **el ácido salicílico tiene menor valor de pH.**

16. El fluoruro de hidrógeno tiene una constante de acidez $K_a = 6,3 \cdot 10^{-4}$. Al disolver 2,00 g de HF en cierta cantidad de agua el pH de la disolución es 2,5.

a) ¿Qué volumen tiene la disolución?

b) ¿Cuál sería el pH de esta disolución si se añade agua hasta llegar a un volumen de 10 L?

a) Calcula la cantidad de fluoruro de hidrógeno iniciales:

$$M(\text{HF}) = 1,008 + 19,00 = 20,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = 2,00 \text{ g de HF} \cdot \frac{1 \text{ mol de HF}}{20,008 \text{ g de HF}} = 0,10 \text{ mol de HF}$$

Construye la tabla:

	HF	+	H ₂ O	⇌	F ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración inicial	$\frac{0,10}{V}$						
Concentración final	$\frac{0,10-x}{V}$				$\frac{x}{V}$		$\frac{x}{V}$

Para calcular la concentración inicial del ácido utiliza el valor de la constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = \frac{\left(\frac{x}{V}\right)^2}{\frac{0,10-x}{V}} = \frac{x^2}{V \cdot (0,10-x)} = 6,3 \cdot 10^{-4} \quad [1]$$

A partir del pH de la disolución podemos calcular $[H_3O^+]$ en el equilibrio y relacionar el valor de x y el volumen:

$$pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow \frac{x}{V} = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,5} = 3,16 \cdot 10^{-3} \Rightarrow x = 3,16 \cdot 10^{-3} \cdot V$$

Sustituye en [1], simplifica y opera:

$$K_a = \frac{(3,16 \cdot 10^{-3})^2 \cdot V}{0,10 - (3,16 \cdot 10^{-3} \cdot V)} = 6,3 \cdot 10^{-4} \Rightarrow V = \mathbf{5,25 L}$$

b) Al diluir una disolución se cumple:

$$n_{concentrada} = n_{diluida} \Rightarrow M_{con} \cdot V_{con} = M_{dil} \cdot V_{dil}$$

Calcula a partir de la concentración de H_3O^+ para poder hallar a continuación el pH:

$$M_{dil} = \frac{M_{con} \cdot V_{con}}{V_{dil}} = \frac{3,16 \cdot 10^{-3} M \cdot 5,25 L}{10 L} = 1,66 \cdot 10^{-3} M$$

Luego, el pH de la concentración diluida es:

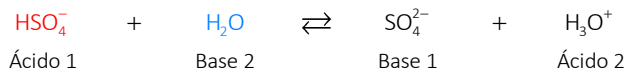
$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (1,66 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{2,78}$$

ACTIVIDAD (página 221)

- 17.** El ion hidrogenosulfato es anfótero. Escribe, con los nombres, todas las especies que participan en la reacción con agua cuando el ion actúa como ácido o como base. Identifica los pares ácido-base para las dos reacciones anteriores.

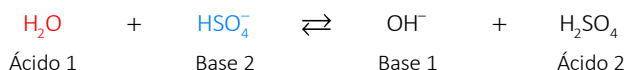
El ion hidrogenosulfato se puede comportar como una sustancia anfótera, ya que actúa como ácido o como base dependiendo de si cede el protón que todavía tiene o si acepta otro.

Su comportamiento es ácido cuando cede su protón al agua.



El par conjugado es: $\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$.

Su comportamiento es básico cuando acepta un protón del agua.



En este otro caso, el par conjugado es: $\text{HSO}_4^- / \text{H}_2\text{SO}_4$.

ACTIVIDAD (página 222)

- 18.** El pH de 1,5 L de disolución acuosa de hidróxido de litio es 13. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, calcula:

- Los gramos de hidróxido que se han utilizado para prepararla.
- El volumen de agua que hay que añadir a la disolución anterior para que su pH sea 12.

a) Construye la tabla:

	LiOH	\rightleftharpoons	Li ⁺	+	OH ⁻
Concentración inicial	M				
Concentración final			M		M

A partir del pH de la disolución calcula el pOH:

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 13 = 1$$

Calcula la concentración de OH^- :

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1} = 0,1 \text{ M}$$

Al ser una base fuerte la concentración de hidróxido de litio inicial coincide con la concentración de OH^- en el equilibrio. Por eso puedes calcular la cantidad inicial de LiOH :

$$[\text{LiOH}] = \frac{n}{V} \Rightarrow n = [\text{LiOH}] \cdot V = 0,1 \text{ M} \cdot 1,5 \text{ L} = 0,15 \text{ mol de LiOH}$$

Y a partir de la cantidad (en mol), usando la masa molar, calcula la masa (en gramos) de hidróxido de litio usada para preparar la disolución:

$$M(\text{LiOH}) = 6,94 + 1,008 + 16,00 = 23,948 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m = n \cdot M = 0,15 \text{ mol de LiOH} \cdot \frac{23,948 \text{ g de LiOH}}{1 \text{ mol de LiOH}} = \mathbf{3,59 \text{ g de LiOH}}$$

- b) Cuando diluimos una disolución, se cumple que la cantidad de soluto es la misma en la disolución concentrada, n_{con} , como en la diluida, n_{dil} :

$$n_{\text{con}} = n_{\text{dil}} \Rightarrow M_{\text{con}} \cdot V_{\text{con}} = M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}}$$

Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, para que el pH valga 12, el pOH debe ser 2. Por eso la concentración de hidróxido, OH^- , y la de hidróxido de litio, LiOH :

$$M = [\text{LiOH}] = [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2} = 0,01 \text{ M}$$

Sustituye los datos para calcular el volumen de la disolución diluida:

$$V_{\text{dil}} = \frac{M_{\text{con}} \cdot V_{\text{con}}}{M_{\text{dil}}} = \frac{0,1 \text{ M} \cdot 1,5 \text{ L}}{0,01 \text{ M}} = 15 \text{ L}$$

Como ya teníamos 1,5 L de disolución concentrada, suponiendo que los volúmenes son aditivos:

$$V_{\text{dil}} = V_{\text{con}} + V_{\text{agua}} \Rightarrow V_{\text{agua}} = V_{\text{dil}} - V_{\text{con}} = 15 \text{ L} - 1,5 \text{ L} = \mathbf{13,5 \text{ L}}$$

ACTIVIDADES (página 223)

- 19.** Se disuelven 20 L de $\text{NH}_3(\text{g})$ a 10 °C y 2 atm de presión en una cantidad de agua suficiente para alcanzar 4,5 L de disolución. Calcula el grado de disociación del amoníaco y su pH. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

A partir de la ecuación de estado de los gases ideales calcula la cantidad inicial (en mol) de amoníaco:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (10 + 273) \text{ K}} = 1,724 \text{ mol}$$

Teniendo en cuenta que se añade agua suficiente para que el volumen de la disolución sea de 4,5 L, la concentración inicial de amoníaco es:

$$[\text{NH}_3] = \frac{n}{V} = \frac{1,724 \text{ mol}}{4,5 \text{ L}} = 0,383 \text{ M}$$

Construye la tabla:

	NH_3	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	+	OH^-
Concentración inicial (M)	0,383						
En reacción (M)	$-0,383 \cdot \alpha$				$+0,383 \cdot \alpha$		$+0,383 \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio (M)	$0,383 \cdot (1 - \alpha)$				$0,383 \cdot \alpha$		$0,383 \cdot \alpha$

De la expresión de K_b :

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(0,383 \cdot \alpha)^2}{0,383 \cdot (1 - \alpha)} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Resuelve la ecuación: $\alpha = \mathbf{0,006832}$.

Conocida α , calcula la concentración de OH^- :

$$[\text{OH}^-] = 0,383 \cdot \alpha = 0,383 \cdot 6,832 \cdot 10^{-3} = 2,617 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Calcula el pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (2,617 \cdot 10^{-3}) = 2,58$$

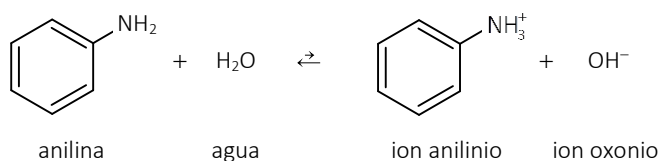
A partir del producto de solubilidad del agua, calcula el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,58 = 11,42 \approx \mathbf{11,4}$$

20. La anilina es una base muy débil que se disocia en agua resultando el ion $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_3^+$. Si la constante de ionización de la anilina en agua es $K_b = 4,3 \cdot 10^{-10}$, y se añaden 9,3 g de anilina en agua hasta obtener 250 mL de disolución, calcula:

- La ecuación ajustada.
- El grado de disociación.
- El pH de la disolución resultante.

a)



b) A partir de la masa molar, calcula la cantidad de anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$:

$$M(\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2) = 12,01 \cdot 6 + 1,008 \cdot 7 + 14,01 = 93,126 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = m \cdot M = 9,3 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2}{93,126 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2} = 0,0999 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$$

Luego, la concentración de la anilina en la disolución es:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2] = \frac{n}{V} = \frac{0,0999 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,3994 \text{ M}$$

Construye la tabla:

	$ \text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_3^+ + \text{OH}^- $			
Concentración inicial (M)	0,3994			
En reacción (M)	$-0,3994 \cdot \alpha$		$+0,3994 \cdot \alpha$	$+0,3994 \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio (M)	$0,3994 \cdot (1 - \alpha)$		$0,3994 \cdot \alpha$	$0,3994 \cdot \alpha$

De la expresión de K_b :

$$K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_3^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2]} = \frac{(0,3994 \cdot \alpha)^2}{0,3994 \cdot (1 - \alpha)} = 4,3 \cdot 10^{-10}$$

Resuelve la ecuación y queda que el grado de disociación: $\alpha = \mathbf{3,28 \cdot 10^{-5}}$.

Nota: Por las condiciones del problema, puedes hacer la aproximación $1 - \alpha \approx 1$ y simplificar los cálculos.

- c) Conocido α , calcula la concentración de OH^- .

$$[\text{OH}^-] = 0,3994 \cdot \alpha = 0,3994 \cdot 3,28 \cdot 10^{-5} = 1,31 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Calcula el pOH con su definición:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1,31 \cdot 10^{-5}) = 4,88$$

A partir del producto de solubilidad del agua, calcula el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,88 = \mathbf{9,12}$$

ACTIVIDAD (página 224)

- 21.** Los ácidos orgánicos monopróticos: **úrico, benzoico, láctico y butanoico**, tienen respectivamente K_a : $5,1 \cdot 10^{-6}$, $6,6 \cdot 10^{-5}$, $1,4 \cdot 10^{-4}$, $1,5 \cdot 10^{-5}$.

a) **Ordénalos en orden creciente de acidez en disolución acuosa.**

b) **¿Cuál de sus bases tiene menor valor de K_b ?**

c) **¿Cuál es la base conjugada más fuerte?**

Justifica tus respuestas.

Construye una tabla ordenada de mayor a menor de los valores de K_a :

Ácido	láctico	benzoico	butanoico	úrico
K_a	$1,4 \cdot 10^{-4}$	$6,6 \cdot 10^{-5}$	$1,5 \cdot 10^{-5}$	$5,1 \cdot 10^{-6}$

- a) Los ácidos se pueden ordenar en función de su K_a . Cuanto menor es K_a , el ácido es más débil:

$$5,1 \cdot 10^{-6} < 1,5 \cdot 10^{-5} < 6,6 \cdot 10^{-5} < 1,4 \cdot 10^{-4}$$

ácido úrico < ácido butanoico < ácido benzoico < ácido láctico

- b) Cuanto mayor es la constante de acidez (K_a) de un ácido, menor es la fuerza de su base conjugada, ya que la reacción inversa (protonación) tendrá poca tendencia a producirse. De esta manera, cuanto mayor sea K_a del ácido, menor basicidad de la especie conjugada, menor valor de K_b . Luego la base conjugada de menor K_b es la del **ácido láctico**.

- c) Análogamente, cuanto menor es la constante de acidez (K_a) de un ácido, mayor es la fuerza de su base conjugada. De esta manera, cuanto menor sea K_a del ácido, mayor basicidad de la especie conjugada. Luego la base conjugada más fuerte es la base conjugada del **ácido úrico**.

ACTIVIDAD (página 225)

- 22.** Dadas las siguientes bases orgánicas:

piridina, $K_b = 1,78 \cdot 10^{-9}$; **hidroxilamina**, $K_b = 1,07 \cdot 10^{-8}$; **hidracina**, $K_b = 1,70 \cdot 10^{-6}$.

a) **¿Cuál es la base más débil?**

b) **¿Qué valor tiene K_a del ácido conjugado de mayor fortaleza?**

c) **Si se preparan disoluciones de igual concentración de dichas bases, ¿cuál de ellas será la de mayor pH?**

- a) La base más débil es la que tenga menor valor de la constante de basicidad, la **piridina** es la base más débil.

- b) Cuanto menor es la fuerza de una base, mayor es la fuerza de su ácido conjugado. Luego, para calcular K_a del ácido con mayor fortaleza, usando K_w calcula el valor de K_a del ácido conjugado de la base más débil, la piridina:

$$K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,78 \cdot 10^{-9}} = \mathbf{5,62 \cdot 10^{-6}}$$

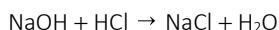
- c) Cuanto mayor sea el valor de K_b , más desplazado estará el equilibrio de disociación hacia la formación de iones, mayores serán la concentración de $[\text{OH}^-]$, el grado de disociación (α), la fuerza de la base y, por tanto,

mayor será el pH. Luego si se preparan disoluciones de igual concentración con dichas bases tendrá mayor pH la que tiene mayor valor de K_b : **hidracina**.

ACTIVIDAD (página 226)

- 23.** Se añaden 2 gramos de hidróxido de sodio a 500 mL de una disolución 0,15 M de ácido clorhídrico. Suponiendo que el volumen se mantiene constante, calcula el pH para la disolución resultante.

La ecuación correspondiente a la reacción de neutralización que se produce es:



Calcula la cantidad de HCl a partir del dato de la concentración:

$$[\text{HCl}] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{Disolución}} (\text{L})} \Rightarrow n_{\text{HCl}} = [\text{HCl}] \cdot V_{\text{Disolución}} (\text{L}) = 0,15 \text{ M} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,075 \text{ mol de HCl}$$

Calcula la cantidad de NaOH a partir de su masa molar:

$$M(\text{NaOH}) = 22,99 + 16,00 + 1,008 = 39,998 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m}{M} = 2 \text{ g de NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{39,998 \text{ g de NaOH}} = 0,05 \text{ mol de NaOH}$$

Construye la tabla:

	NaOH	+	HCl	→	NaCl	+	H ₂ O
Cantidad inicial (mol)	0,05		0,075		0		0
En reacción (mol)	-0,05		-0,05		+0,05		+0,05
Cantidad final (mol)	0		0,025		0,05		0,05

El ácido HCl es muy fuerte y se encuentra totalmente disociado en disolución acuosa.

	HCl	+	H ₂ O	→	Cl ⁻	+	H ₃ O ⁺
Cantidad inicial (mol)	0,025				0		0
Cantidad final (mol)	0				0,025		0,025

Al final hay 0,025 mol de H₃O⁺ disueltos en un volumen de 500 mL:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n}{V} = \frac{0,025 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$$

Calcula ahora el pH con la definición:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,05 = \mathbf{1,3}$$

ACTIVIDAD (página 227)

- 24.** Se preparan 400 mL de una disolución acuosa de ácido yódico que contiene 3,52 g de dicho compuesto. El pH de esta disolución es 1,39.

- Calcula la constante de acidez, K_a , del ácido yódico.
 - Si a 20 mL de la disolución anterior se le añaden 10 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,1 M, explica si la disolución resultante será ácida, básica o neutra.
- a) Calcula la cantidad de ácido yódico a partir de su masa molar:

$$M(\text{HIO}_3) = 1,008 + 126,9 + 16,00 \cdot 3 = 175,908 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{HIO}_3} = \frac{m}{M} = 3,52 \text{ g de HIO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de HIO}_3}{175,908 \text{ g de HIO}_3} = 0,02 \text{ mol de HIO}_3$$

Calcula la concentración inicial del ácido:

$$[\text{HIO}_3] = \frac{n}{V} = \frac{0,02 \text{ mol de HIO}_3}{0,400 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$$

Calcula ahora la concentración de H_3O^+ en el equilibrio a partir del dato del pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,39} = 0,041$$

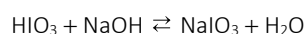
Construye la tabla:

	HIO_3	+	H_2O	\rightleftharpoons	IO_3^-	+	H_3O^+
Concentración inicial (M)	0,05				0		0
En reacción (M)	-0,041				+0,041		+0,041
Concentración equilibrio (M)	0,0093				0,041		0,041

Sustituye los valores en la expresión de la constante de acidez y opera:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{IO}_3^-]}{[\text{HIO}_3]} = \frac{(0,041)^2}{0,0093} = \mathbf{0,18}$$

b) Escribe la reacción de neutralización:



Calcula la cantidad de HIO_3 a partir del dato de la concentración:

$$[\text{HIO}_3] = \frac{n_{\text{HIO}_3}}{V_{\text{Disolución}} (\text{L})} \Rightarrow n_{\text{HIO}_3} = [\text{HIO}_3] \cdot V_{\text{Disolución}} (\text{L}) = 0,05 \text{ M} \cdot 0,02 \text{ L} = 0,001 \text{ mol de HIO}_3$$

Calcula la cantidad de NaOH a partir del dato de la concentración:

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Disolución}} (\text{L})} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V_{\text{Disolución}} (\text{L}) = 0,1 \text{ M} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,001 \text{ mol de NaOH}$$

Luego, como la reacción es 1:1 y hay el mismo número de moles de ácido que de base, se consume la misma cantidad de ácido que de base, por lo que la disolución **es de carácter neutro**; es decir, su pH = 7.

ACTIVIDAD (página 228)

25. Calcula el pH de una disolución de amoníaco 0,1 M sabiendo que $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Calcula también el volumen de esta disolución necesario para neutralizar 100 mL de ácido sulfúrico 0,2 M.

Construye la tabla donde se muestra el equilibrio iónico:

	NH_3	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	+	OH^-
Concentración inicial (M)	0,1						
En reacción (M)	$-0,1 \cdot \alpha$				$+0,1 \cdot \alpha$		$+0,1 \cdot \alpha$
Concentración equilibrio (M)	$0,1 \cdot (1 - \alpha)$				$0,1 \cdot \alpha$		$0,1 \cdot \alpha$

De la expresión de K_b :

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(0,1 \cdot \alpha)^2}{0,1 \cdot (1 - \alpha)} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Resuelve la ecuación y queda que el grado de disociación es: $\alpha = 0,013327$.

Conocido α , calcula la concentración de OH^- :

$$[\text{OH}^-] = 0,1 \alpha = 0,1 \cdot 0,013327 = 1,3327 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Calcula el pOH con su definición:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1,3327 \cdot 10^{-3}) = 2,88$$

A partir del producto de solubilidad del agua calcula el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,88 = \mathbf{11,12}$$

Escribe ahora la reacción ajustada de neutralización:



Calcula la cantidad de ácido sulfúrico usando el dato de la concentración:

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{Disolución}} \text{ (L)}} \Rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = [\text{H}_2\text{SO}_4] \cdot V_{\text{Disolución}} \text{ (L)} = 0,2 \text{ M} \cdot 0,100 \text{ L} = 0,02 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, calcula la cantidad necesaria de amoníaco:

$$n_{\text{NH}_3} = 0,02 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de NH}_3}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 0,04 \text{ mol de NH}_3$$

Con la definición de concentración, calcula el volumen de la disolución de amoníaco necesario para neutralizar la disolución anterior:

$$[\text{NH}_3] = \frac{n_{\text{NH}_3}}{V_{\text{Disolución}} \text{ (L)}} \Rightarrow V_{\text{Disolución}} \text{ (L)} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{[\text{NH}_3]} = \frac{0,04 \text{ mol de NH}_3}{0,1 \text{ M}} = 0,4 \text{ L} = \mathbf{400 \text{ mL}}$$

ACTIVIDADES (página 230)

26. La lactosa, el azúcar de la leche, se degrada en contacto con el aire y forma ácido láctico, $\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}$.

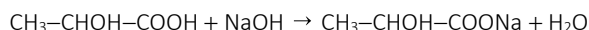
Si la concentración de ácido láctico es superior a $5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, se considera que la leche está cuajada. Para determinar la acidez de una muestra de leche, se valora el ácido láctico de la muestra con una disolución acuosa de hidróxido de sodio $0,100 \text{ M}$.

a) Escribe la reacción de valoración.

b) Se valoran $20,0 \text{ mL}$ de leche y se necesitan $8,5 \text{ mL}$ de disolución acuosa de hidróxido de sodio para llegar al punto final. Explica si la leche está o no cuajada.

Dato: K_a (ácido láctico, $25 \text{ }^\circ\text{C}$) = $3,2 \cdot 10^{-4}$.

a) Escribe la reacción de valoración:



b) Construye la tabla con los datos iniciales:

	$\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH} +$	NaOH	\rightarrow	$\text{CH}_3\text{-CHOH-COONa} +$	H_2O
Datos iniciales	$M = ?; V = 20 \text{ mL}$	$M = 0,1 \text{ M}; V = 8,5 \text{ mL}$			

Calcula la cantidad de hidróxido de sodio con el dato de la concentración:

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Disolución}} \text{ (L)}} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V_{\text{Disolución}} \text{ (L)} = 0,1 \text{ M} \cdot 0,0085 \text{ L} = 8,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de NaOH}$$

Aunque el ácido láctico es un ácido débil, se disocia completamente por la presencia del hidróxido de sodio, que es una base fuerte. Calcula la cantidad del ácido teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$n_{\text{ac. láctico}} = 8,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de ácido láctico}}{1 \text{ mol de NaOH}} = 8,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de ácido láctico}$$

Calcula la masa del ácido teniendo en cuenta su masa molar:

$$M(\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}) = 12,01 \cdot 3 + 1,008 \cdot 6 + 16,00 \cdot 3 = 90,078 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m = n \cdot M = 8,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de ácido láctico} \cdot \frac{90,078 \text{ g de ácido láctico}}{1 \text{ mol de ácido láctico}} = 0,0766 \text{ g de ácido láctico}$$

Ahora calcula la concentración del ácido:

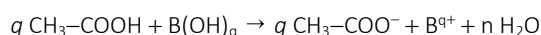
$$c = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{Disolución}}} = \frac{0,0766 \text{ g de ácido láctico}}{0,020 \text{ L}} = 3,828 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \approx \mathbf{3,83 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}$$

Como es inferior a 5 g/L, **no estará cuajada**.

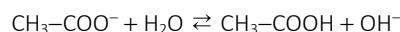
27. Elabora un dibujo-esquema del montaje necesario para un experimento de laboratorio que explique de modo aproximado cómo determinar la acidez de un vinagre. Dato: la acidez del vinagre se debe al contenido de ácido etanoico.

El ácido etanoico (ácido acético) es un ácido débil que se ha de neutralizar con una base fuerte dando como resultado un ambiente básico, $\text{pH} > 7$.

La reacción de neutralización es:



El ion acetato sí está provocando un ambiente básico:



Es necesario un indicador de viraje en ambiente básico.

Introduce al inicio en la bureta un volumen conocido, $V_{B,0}$, de la disolución básica valorante.

Prepara la disolución valorante, una disolución de una base fuerte de concentración conocida, [B].

Añade a un volumen conocido de vinagre, V_A , el indicador de viraje básico, por ejemplo fenolftaleína.

Deja caer la disolución básica valorante, gota a gota, desde la bureta sobre el vinagre.

Presta atención al cambio de color del indicador, en cuanto cambie de color cierra la válvula de la bureta y anota el volumen restante, $V_{B,R}$, de la disolución valorante.

Efectúa los cálculos:

1. Calcula el volumen de disolución básica, V_B , que interviene en la neutralización.

$$V_B = V_{B,0} - V_{B,R}$$

2. Calcula la cantidad de base con V_B y [B].

$$n_B = V_B \cdot [\text{B}]$$

3. Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción de neutralización, calcula los moles de ácido etanoico en el vinagre.

$$n_{\text{ác. etanoico}} = q \cdot n_B$$

4. Con la definición de molaridad, calcula la concentración de ácido etanoico en el vinagre.

$$[\text{ác. etanoico}] = \frac{n_{\text{ác. etanoico}}}{V_A}$$

ACTIVIDAD (página 231)

28. Para desinfectar las instalaciones donde ordeñar a los animales se utiliza una disolución acuosa de hidróxido de sodio preparada con 28,8 g disueltos en agua, hasta 10 L de disolución.

a) Calcula el pH de esta disolución limpiadora.

Usando una muestra de 5 mL se valora la disolución de hidróxido de sodio con una disolución acuosa de HCl 0,05 M, utilizando un sensor de pH.

b) Escribe la reacción de valoración.

c) Haz un dibujo aproximado de la curva de valoración indicando las coordenadas del punto de equivalencia.

a) Calcula la cantidad de hidróxido de sodio usando la masa molar:

$$M(\text{NaOH}) = 22,99 + 16,00 + 1,008 = 39,998 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m = \frac{n}{M} = 28,8 \text{ g de NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{39,998 \text{ g de NaOH}} = 0,72 \text{ mol de NaOH}$$

Calcula la concentración de la disolución:

$$[\text{NaOH}] = \frac{n}{V} = \frac{0,72 \text{ mol de NaOH}}{10 \text{ L}} = 0,072 \text{ M}$$

Como es una base fuerte, se disocia completamente. Construye la tabla:

	NaOH	→	Na ⁺	+	OH ⁻
Concentración inicial (M)	0,072				
Concentración final (M)			0,072		0,072

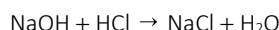
Luego $[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-]$. Así, calcula el pOH a partir de la concentración de iones OH⁻.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,072 = 1,14$$

A partir del producto de solubilidad del agua calcula el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,14 = \mathbf{12,85}$$

b) La reacción de valoración es:



c) Construye la tabla con los datos iniciales de los reactivos:

	NaOH	+	HCl	→	NaCl	+	H ₂ O
Datos iniciales	M = 0,072 M; V = 5 mL		M = 0,1 M; V = ?				

Calcula la cantidad de hidróxido de sodio usando la concentración y el volumen:

$$[\text{NaOH}] = \frac{n}{V} \Rightarrow n = [\text{NaOH}] \cdot V = 0,072 \text{ M} \cdot 0,005 \text{ L} = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol de NaOH}$$

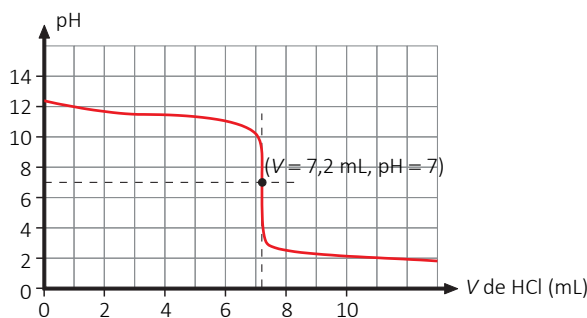
Según la estequiometría, los moles del hidróxido de sodio y de ácido clorhídrico reaccionan uno a uno, por tanto, se necesitan $3,6 \cdot 10^{-4}$ mol de HCl para neutralizar la reacción. Calcula el volumen de la disolución de HCl que se necesita usando la concentración:

$$[\text{HCl}] = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{[\text{HCl}]} = \frac{3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol de HCl}}{0,05 \text{ M}} = 0,0072 \text{ L} = \mathbf{7,2 \text{ mL}}$$

Debido a que la sal que se forma no se hidroliza, el NaCl está formado por:

- Na⁺. Ácido conjugado muy débil de una base fuerte (NaOH) que no tiene tendencia a reaccionar con el agua.
- Cl⁻. Base conjugada muy débil de un ácido fuerte (HCl) y tampoco tiene tendencia a reaccionar con el agua.

Los únicos iones hidroxilo y oxonio son los provenientes del agua, $\text{pH} = 7$. Gráficamente, la curva de valoración sería:



ACTIVIDAD (página 230)

29. Una disolución de nitrato de sodio, ¿es ácida, básica o neutra?

El nitrato de sodio se disocia completamente en sus iones y estos no se hidrolizan:



- Na^+ . Ácido conjugado muy débil de una base fuerte (hidróxido de sodio, NaOH). El catión Na^+ no tiene tendencia a reaccionar con el agua, porque tiende a estar completamente ionizado.



- NO_3^- . Base conjugada muy débil de un ácido fuerte (ácido nítrico, HNO_3). El anión nitrato NO_3^- tampoco tiene tendencia a reaccionar con el agua, porque tiende a estar completamente ionizado.



Como los únicos iones hidroxilo y oxonios son los provenientes del agua, $\text{pH} = 7$. Por eso, **la disolución de nitrato de sodio es neutra**.

ACTIVIDADES (página 233)

30. Tenemos nitrito de sodio, NaNO_2 , y el benzoato de sodio, $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COONa}$, en disolución acuosa. Si se compara el pH de las dos disoluciones acuosas, con la misma concentración molar y a la misma temperatura, ¿cuál tendrá el pH más alto? Datos: $K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{-COONa}) = 6,3 \cdot 10^{-10}$; $K_a(\text{NaNO}_2) = 7,2 \cdot 10^{-4}$.

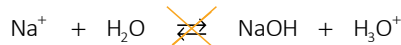
El nitrito de sodio es una sal que en agua está disociada en sus iones:



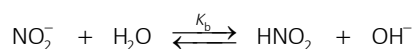
El benzoato de sodio en disolución acuosa está disociada en iones:



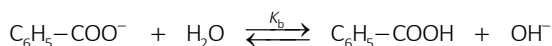
- Na^+ . Está presente en ambas disoluciones. Es ácido conjugado muy débil de una base fuerte (hidróxido de sodio, NaOH). El catión Na^+ no tiene tendencia a reaccionar con el agua, porque tiende a estar completamente ionizado.



- NO_2^- . Base conjugada débil de un ácido débil (ácido nítrico, HNO_2). El nitrito NO_2^- sí reacciona con el agua.



- $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^-$. Base conjugada débil de un ácido débil (ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$). El anión benzoato $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^-$ también reacciona con el agua.



Del producto iónico del agua sabemos que:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log[\text{OH}^-]$$

En general, para una base débil:

Concentración (M)	$\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{K_b} \text{HA} + \text{OH}^-$			
Concentración inicial	C_i		0	0
Concentración que reacciona	$-C_i \cdot \alpha$		$+C_i \cdot \alpha$	$+C_i \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio	$C_i \cdot (1 - \alpha)$		$C_i \cdot \alpha$	$C_i \cdot \alpha$

Escribe la expresión para K_b , sustituye las concentraciones y simplifica usando la aproximación $1 - \alpha \approx 1$.

$$K_b = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = \frac{(C_i \cdot \alpha)^2}{C_i \cdot (1 - \alpha)} = \frac{C_i \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \approx C_i \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_i}}$$

Por otra parte:

$$K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

Una expresión para $[\text{OH}^-]$ es:

$$[\text{OH}^-] = C_i \cdot \alpha = C_i \cdot \sqrt{\frac{K_b}{C_i}} = \sqrt{C_i \cdot K_b} = \sqrt{C_i \cdot \frac{K_w}{K_a}}$$

Así, sustituyendo en la expresión del pH:

$$\text{pH} = 14 + \log \sqrt{C_i \cdot \frac{K_w}{K_a}}$$

A igualdad de concentración inicial, c , el pH será mayor cuanto menor sea K_a . En nuestro problema, la disolución de benzoato de sodio era la que tiene menor K_a .

- $\text{pH}_{\text{C}_6\text{H}_5\text{-COONa}} = 14 + \log \sqrt{C_i \cdot \frac{K_w}{K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{-COONa})}} = 14 + \log \sqrt{C_i \cdot \frac{10^{-14}}{6,3 \cdot 10^{-10}}} = 11,6 + \log \sqrt{C_i}$
- $\text{pH}_{\text{NaNO}_2} = 14 + \log \sqrt{C_i \cdot \frac{K_w}{K_a(\text{NaNO}_2)}} = 14 + \log \sqrt{C_i \cdot \frac{10^{-14}}{7,2 \cdot 10^{-4}}} = 8,57 + \log \sqrt{C_i}$

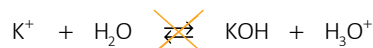
Luego **la disolución de benzoato de sodio tendrá un pH mayor** que la disolución de nitrito de sodio.

31. ¿Qué pH le corresponde a una disolución de fluoruro de potasio 1,0 M en agua? Dato: $K_a(\text{HF}) = 7,2 \cdot 10^{-4}$.

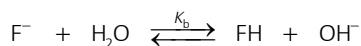
El fluoruro de potasio (KF) es la sal de un ácido débil y una base fuerte:



- K^+ . Es ácido conjugado muy débil de una base fuerte (hidróxido de potasio, KOH). El catión K^+ no tiene tendencia a reaccionar con el agua, porque tiende a estar completamente ionizado.



- F^- . Base conjugada débil de un ácido débil (ácido fluorhídrico, HF). El fluoruro F^- sí reacciona con el agua.



Para calcular su pH tendremos en cuenta el equilibrio de hidrólisis del ion fluoruro. Hallamos K_b :

$$K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3,5 \cdot 10^{-4}} = 2,86 \cdot 10^{-11}$$

Necesitas conocer la concentración inicial del ion F^- . Para eso observa en la reacción de disociación, se ve que ocurre mol a mol. Por eso $[F^-] = [HF] = 1,0 \text{ M}$:

Plantea el equilibrio de hidrólisis:

Concentración (M)	F^-	+	H_2O	$\xrightleftharpoons{K_b}$	HF	+	OH^-
Concentración inicial	1				0		0
Concentración que reacciona	$-\alpha$				$+\alpha$		$+\alpha$
Concentración en equilibrio	$1 - \alpha$				α		α

Usa la expresión de la constante de equilibrio. Como conoces $K_b = 2,86 \cdot 10^{-11}$ y por las condiciones del problema aproxima que $1 - \alpha \approx 1$ y simplifica los cálculos

$$K_b = \frac{[HF] \cdot [OH^-]}{[F^-]} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \approx \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{K_b} = \sqrt{2,86 \cdot 10^{-11}} = 5,35 \cdot 10^{-6}$$

Calcula el pOH con su definición:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log \alpha = -\log 5,35 \cdot 10^{-6} = 5,27$$

A partir del producto de solubilidad del agua calcula el pH de la disolución resultante:

$$pH = 14 - pOH = 14 - 5,27 = \mathbf{8,73}$$

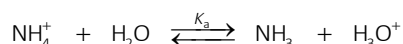
ACTIVIDADES (página 234)

32. ¿Qué pH tiene una disolución de cloruro de amonio 0,4 M? Dato: $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

El cloruro de amonio es la sal de una base débil y un ácido fuerte:



- NH_4^+ : Ácido conjugado débil de una base débil (amoníaco, NH_3). El amonio NH_4^+ sí reacciona con el agua.



- Cl^- : Base conjugada muy débil de un ácido fuerte (ácido clorhídrico, HCl). No reacciona con el agua.

Por tanto, para saber el pH de la disolución es necesario calcularlo con la hidrólisis del catión amonio, que es la reacción que tiene lugar. Como es un ácido débil, se hace como en un problema de este tipo. Calcula K_a a partir del dato de K_b del amonio y del producto iónico del agua K_w :

$$K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

La concentración inicial del amonio se deduce de la estequiometría de la disociación de la sal (mol a mol). Por eso:

$$[NH_4^+] = [NH_4Cl] = 0,4 \text{ M}$$

Se plantea el equilibrio de hidrólisis, siendo α la parte de catión amonio hidrolizado:

Concentración (M)	NH_4^+	+	H_2O	$\xrightleftharpoons{K_b}$	NH_3	+	H_3O^+
Concentración inicial	0,4				0		0
Concentración que reacciona	$-0,4 \cdot \alpha$				$+0,4 \cdot \alpha$		$+0,4 \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio	$0,4 \cdot (1 - \alpha)$				$0,4 \cdot \alpha$		$0,4 \cdot \alpha$

Sustituye en la expresión de la constante de equilibrio las expresiones de las concentraciones, ordena la expresión teniendo en cuenta la aproximación $1 - \alpha \approx 1$, y sustituye también el valor de la constante, $K_a = 5,5 \cdot 10^{-10}$, para resolver el valor de α :

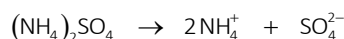
$$K_a = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{(0,4 \cdot \alpha)^2}{0,4 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,4 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \approx 0,4 \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{0,4}} = \sqrt{\frac{5,5 \cdot 10^{-10}}{0,4}} = 3,73 \cdot 10^{-5}$$

Calcula el pH con su definición y teniendo en cuenta la expresión de la concentración de oxonio. Sustituye y opera:

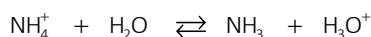
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,4 \alpha) = -\log(0,4 \cdot 3,73 \cdot 10^{-5}) = -\log 1,49 \cdot 10^{-5} = \mathbf{4,83}$$

33. ¿Por qué una disolución de sulfato de amonio genera un pH ácido? Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

El sulfato de amonio es la sal de una base débil y un ácido fuerte:



- NH_4^+ . Ácido conjugado débil de una base débil (amoníaco, NH_3). Se hidroliza según la reacción:



- SO_4^{2-} . Base conjugada muy débil de un ácido fuerte (ácido sulfúrico, H_2SO_4). No reacciona con el agua.

La presencia de protones liberados en la hidrólisis del catión amonio, NH_4^+ , incrementa la concentración de iones oxonio, $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$. Por esto la disolución será ácida, $\text{pH} < 7$.

ACTIVIDADES (página 237)

34. De entre la siguientes sustancias: HCl, HNO_3 , $\text{CH}_3\text{--COOH}$, H_2SO_4 , NaCl, KNO_3 , $\text{CH}_3\text{--COONa}$ y K_2SO_4 , indica qué par permite formar un tampón regulador del pH.

En principio, las disoluciones que mejor función tienen como reguladoras del pH son aquellas formadas por un ácido o base débil y su base o ácido conjugado correspondiente.

De todas las sustancias que nos dan, la mezcla de dos de ellas, ácido acético o etanoico ($\text{CH}_3\text{--COOH}$) y acetato de sodio ($\text{CH}_3\text{--COONa}$), cumple este requisito. El ácido acético es un ácido orgánico monoprótico débil y el acetato de sodio es una sal que contiene la base conjugada de dicho ácido ($\text{CH}_3\text{--COO}^-$).

Hay otras combinaciones pero exceden los objetivos de este curso.

35. ¿Cuál es el pH de una disolución reguladora que se prepara disolviendo 23,1 g de HCOONa en un volumen suficiente de HCOOH 0,432 M para obtener 500 mL de disolución? Dato: $\text{p}K_a(\text{HCOOH}) = 3,75$.

La capacidad amortiguadora y el pH que tiene una disolución tampón se pueden determinar con la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

Calcula la cantidad (en mol) de HCOONa usando la masa molar:

$$M(\text{HCOONa}) = 1,008 + 12,01 + 16,00 \cdot 2 + 22,99 = 68,098 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = 23,1 \text{ g de HCOONa} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCOONa}}{68,098 \text{ g de HCOONa}} = 0,339 \text{ mol de HCOONa}$$

Calcula la concentración de la sal en la disolución reguladora:

$$[\text{HCOONa}] = \frac{n_{\text{HCOONa}}}{V} = \frac{0,339 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,678 \text{ M}$$

Construye la tabla de los datos del equilibrio:

	HCOOH	+	H ₂ O	⇌	HCOO ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración (M)	0,432						0,678

Aplicando la ecuación:

$$\text{pH} = 3,75 + \log \frac{0,678 \text{ M}}{0,432 \text{ M}} = \mathbf{3,95}$$

ACTIVIDAD (página 238)

36. El residuo de una industria contiene un 0,2 % en peso de ácido sulfúrico. Al día se emiten 120 L de residuo ácido. Debe ser neutralizado mediante la adición de hidróxido de sodio, NaOH 2,5 M, antes de ser vertido. Calcula.

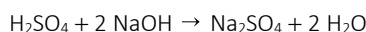
- El volumen de disolución básica que es preciso utilizar para la neutralización completa del residuo ácido.
- El pH de la disolución resultante si se añaden 25 mL más de los necesarios de la disolución básica.

Dato: densidad del residuo = 1 g/cm³.

- Calcula la cantidad (en mol) de ácido contenidos en los 120 L del residuo:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 120 \text{ L} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,2 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98,076 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 2,447 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Escribe la reacción de neutralización:



Utiliza los coeficientes estequiométricos para encontrar la cantidad de hidróxido de sodio:

$$n_{\text{NaOH}} = 2,447 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 4,894 \text{ mol de NaOH}$$

Calcula el volumen a partir de la concentración y la cantidad:

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Disolución}} (\text{L})} \Rightarrow V_{\text{Disolución}} (\text{L}) = \frac{n_{\text{NaOH}}}{[\text{NaOH}]} = \frac{4,9 \text{ mol de NaOH}}{2,5 \text{ M}} = \mathbf{1,96 \text{ L}}$$

- Si se añaden 25 mL más de los necesarios a la disolución resultante, habrá hidróxido de sodio en exceso. Calcula la cantidad de NaOH en exceso a partir de la definición de molaridad y el volumen añadido:

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Disolución}} (\text{L})} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V_{\text{Disolución}} (\text{L}) = 2,5 \text{ M} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,0625 \text{ mol de NaOH}$$

Calcula la concentración de hidróxido de sodio excedente disuelto en el volumen del residuo, 120 L, y la disolución neutralizadora, 1,96 L + 0,025 L, suponiendo los volúmenes aditivos:

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Disolución}} (\text{L})} = \frac{0,0625 \text{ mol de NaOH}}{(120 + 0,025 + 1,96) \text{ L}} = 5,12 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

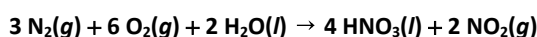
Al ser una base fuerte, se ioniza por completo, y $[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]$. A partir del producto de solubilidad del agua calcula el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log[\text{OH}^-]) = 14 + \log[\text{NaOH}] = 14 + \log(5,12 \cdot 10^{-4}) = \mathbf{10,7}$$

ACTIVIDAD (página 241)

37. Parte del ácido nítrico, ácido que participa en la lluvia ácida, se genera en los procesos de combustión en el interior de los motores. Los motores toman aire (78 % de N₂ y 21 % de O₂) y en su interior alcanzan elevadas presiones

y temperaturas. En esas condiciones se produce la oxidación del nitrógeno del aire hasta ácido nítrico, según una cadena de reacciones cuyo balance total es:



Suponiendo un rendimiento de transformación del N_2 del 0,05 % y un comportamiento ideal de los gases, calcula la masa de ácido que se producirá en un motor después de consumir 100 m³ de aire medido a 20 °C y 1008 hPa.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Calcula el volumen de N_2 en litros:

$$V_{\text{N}_2} = 100 \text{ m}^3 \text{ de aire} \cdot \frac{78 \text{ m}^3 \text{ de N}_2}{100 \text{ m}^3 \text{ de aire}} \cdot \frac{1000 \text{ L de N}_2}{1 \text{ m}^3 \text{ de N}_2} = 7,8 \cdot 10^4 \text{ L de N}_2$$

Convierte el valor de la presión de pascales a atmósferas.

$$p = 1008 \text{ hPa} \cdot \frac{100 \text{ Pa}}{1 \text{ hPa}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,995 \text{ atm}$$

Aplica la ecuación de estado de los gases ideales para calcular la cantidad de N_2 .

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Sustituye y opera.

$$n = \frac{0,995 \text{ atm} \cdot 7,8 \cdot 10^4 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (20 + 273) \text{ K}} = 3230,5 \text{ mol de N}_2$$

Calcula el volumen de ácido que se forma utilizando la estequiometría de la reacción y el rendimiento de la misma:

$$n_{\text{HNO}_3} = 3230,5 \text{ mol de N}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol de HNO}_3}{3 \text{ mol de N}_2} \cdot \frac{0,05}{100} = 2,15 \text{ mol de HNO}_3$$

Por último, calcula la masa empleando la masa molar:

$$M(\text{HNO}_3) = 1,008 + 14,01 + 16,00 \cdot 3 = 63,018 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m = n \cdot M = 2,15 \text{ mol de HNO}_3 \cdot \frac{63,018 \text{ g}}{1 \text{ mol de HNO}_3} = 135,72 \text{ g} \approx \mathbf{136 \text{ g}}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 246)

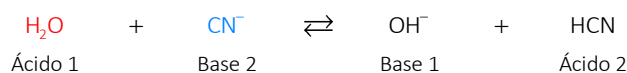
Teorías ácido-base

38. Razona si las siguientes especies químicas son ácidos o bases según la teoría de Brønsted-Lowry e indica la especie conjugada (en disolución acuosa) de cada una de ellas: CN^- , SO_4^{2-} , NH_4^+ .

Según la teoría de Brønsted-Lowry:

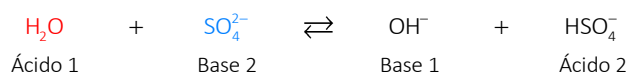
- Un ácido es una especie química (molécula o ion) capaz de ceder iones H^+ a una base. En disolución acuosa, es la especie capaz de ceder H^+ al agua.
- Una base es una especie química (molécula o ion) capaz de captar iones H^+ de un ácido. En disolución acuosa, especie capaz de captar H^+ del agua.

El ion cianuro, CN^- , actúa como una **base**, ya que capta iones H^+ del agua:

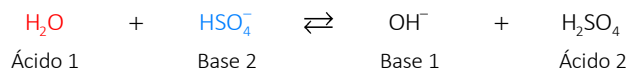


Su ácido conjugado es el ácido cianhídrico, HCN.

El ion sulfato, SO_4^{2-} , actúa como una **base**, ya que capta iones H^+ del agua. Puede captar hasta dos protones:

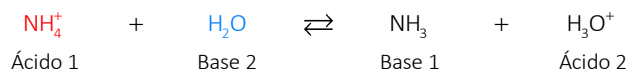


Su ácido conjugado es el ion hidrogenosulfato, HSO_4^- . El segundo paso en la captación de protones es:



Su ácido conjugado es el ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

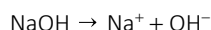
El ion amonio, NH_4^+ , actúa como un **ácido**, ya que cede iones H^+ al agua:



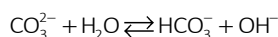
Su base conjugada es NH_3 .

39. Según la teoría de Brønsted-Lowry, ¿qué comportamiento (ácido, básico o ambos) tienen las siguientes especies químicas? NaOH , CO_3^{2-} , HCO_3^- , H_2S .

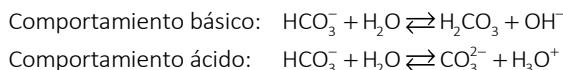
El hidróxido de sodio, NaOH , actúa como una **base** de Arrhenius, ya que libera iones hidroxilo OH^- en disolución acuosa:



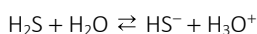
El anión carbonato, CO_3^{2-} , solo se puede comportar como **base**, ya que solo acepta protones:



El anión hidrogenocarbonato, HCO_3^- , es una sustancia **anfótera**, ya que puede aceptar protones, comportándose como base, o cederlos, comportándose como ácido:



El sulfuro de hidrógeno se comporta como **ácido**, cediendo protones:



Fortaleza de ácidos y bases

40. Una disolución 1 M de un ácido débil con $K_a = 10^{-5}$ a 25 °C. Explica si son falsas o verdaderas las siguientes afirmaciones.

- Su pH es mayor que 7.
 - El grado de disociación es aproximadamente 0,5.
 - El grado de disociación aumenta al diluir la disolución.
 - El pH aumenta si se diluye la disolución.
- Esta afirmación es **falsa**. Como se trata de la disolución de un ácido, aunque sea débil, el pH debe ser menor que 7. El producto iónico del agua es: $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$. En una disolución ácida se cumple que $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$, lo cual obliga a que $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$. Por tanto, $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] < 7$.
 - Un grado de disociación de valor 0,5 correspondería a un ácido disociado al 50%, lo que es imposible para una disolución de un ácido débil con una constante de orden 10^{-5} y una concentración 1 M. Como tienes todos los datos, se puede calcular el grado de disociación por aproximación: $\alpha \approx 0,3 \%$.
 - Esta afirmación es **verdadera**. Como la constante de equilibrio es constante, si la temperatura no varía, la relación entre la concentración inicial y el grado de disociación se debe mantener constante. Por tanto, si disminuye mucho la concentración de la disolución, c , el ácido estará más disociado, pues α debe aumentar:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(C_i \cdot \alpha)^2}{C_i \cdot (1 - \alpha)} = \frac{C_i \cdot \alpha^2}{\cancel{C_i} \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow K_a = C_i \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$$

d) Esta afirmación es **verdadera**, ya que al disminuir la concentración de ácido inicial lo hace también la de protones y, por tanto, la disolución será menos ácida, aumentando el pH. A partir de la definición de pH:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$([H_3O^+]_{final} < [H_3O^+]_{inicial}) \Rightarrow (\log [H_3O^+]_{final} < \log [H_3O^+]_{inicial})$$

$$(\log [H_3O^+]_{final} < \log [H_3O^+]_{inicial}) \Rightarrow (-\log [H_3O^+]_{final} > -\log [H_3O^+]_{inicial})$$

$$(-\log [H_3O^+]_{final} > -\log [H_3O^+]_{inicial}) \Rightarrow (pH_{final} > pH_{inicial})$$

41. Demuestra que el grado de disociación del ácido nitroso aumenta al diluir una disolución acuosa de este ácido desde 0,1 M hasta 0,01 M. Dato: $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$.

Construye la tabla de equilibrio:

Concentración (M)	$HNO_2 + H_2O \xrightleftharpoons{K_a} NO_2^- + H_3O^+$			
Concentración inicial	C_i		0	0
En reacción	$-C_i \cdot \alpha$		$+C_i \cdot \alpha$	$+C_i \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio	$C_i \cdot (1 - \alpha)$		$C_i \cdot \alpha$	$C_i \cdot \alpha$

Sustituye las expresiones de la concentración en la expresión de K_a :

$$K_a = \frac{[NO_2^-] \cdot [H_3O^+]}{[HNO_2]} = \frac{(C_i \cdot \alpha)^2}{C_i \cdot (1 - \alpha)} = \frac{C_i \cdot \alpha^2}{\cancel{C_i} \cdot (1 - \alpha)} = \frac{C_i \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

En este caso, como tenemos disoluciones muy diluidas, las aproximaciones dejan de ser válidas precisamente porque el grado de disociación aumenta mucho y deja de ser despreciable. Despeja el valor de α :

$$C_i \cdot \alpha^2 + K_a \cdot \alpha - K_a = 0 \Rightarrow \alpha = \frac{-K_a \pm \sqrt{(K_a)^2 + 4 \cdot C_i \cdot K_a}}{2 \cdot C_i}$$

Ten en cuenta que de las dos soluciones posibles solo tiene sentido la que da a α un valor positivo. Sustituye los dos valores de la concentración para comprobar con qué concentración se disocia más:

$$c = 0,1 \text{ M} \Rightarrow \alpha = \frac{-(4,5 \cdot 10^{-4}) + \sqrt{(4,5 \cdot 10^{-4})^2 + 4 \cdot 0,1 \cdot (4,5 \cdot 10^{-4})}}{2 \cdot 0,1} = 0,065$$

$$c = 0,01 \text{ M} \Rightarrow \alpha = \frac{-(4,5 \cdot 10^{-4}) + \sqrt{(4,5 \cdot 10^{-4})^2 + 4 \cdot 0,01 \cdot (4,5 \cdot 10^{-4})}}{2 \cdot 0,01} = 0,19$$

Se muestra así que: si disminuye la concentración inicial del ácido, el grado de disociación aumenta.

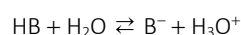
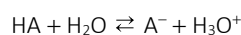
42. Estudiando dos disoluciones, de la misma concentración, de dos ácidos débiles, HA y HB, se comprueba que $[A^-]$ es mayor que $[B^-]$. Explica si son verdaderas o falsas las frases.

a) El ácido HB es más débil que HA.

b) El valor de la constante de disociación del ácido HB es mayor que el valor de la constante de disociación de HA.

c) El pH de la disolución del ácido HB es menor que el pH de la disolución del ácido HA.

Es necesario tener en cuenta los equilibrios de disociación de los ácidos:



- a) Si la concentración del ion A^- es mayor que la del B^- , quiere decir que el ácido HA está más disociado, el equilibrio está más desplazado hacia la derecha y, por tanto, es más fuerte que el ácido HB. Esta afirmación es **verdadera**.
- b) Si el primer equilibrio está más desplazado hacia la formación de iones, es porque la constante de disociación es mayor para el ácido HA que para el HB. Esta afirmación es **falsa**.
- c) Cuanto mayor es la concentración de protones de una disolución, mayor es su acidez y menor es su pH. Si el ácido HA es más fuerte que el HB, esto quiere decir que su concentración de protones es mayor y como consecuencia su pH es menor. Esta afirmación es **falsa**.

43. Explica la veracidad o falsedad de las siguientes frases:

- a) **A igual molaridad, cuanto más débil es un ácido menor es el pH de sus disoluciones.**
- b) **A un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil.**
- c) **No existen disoluciones diluidas de un ácido fuerte.**
- d) **El ácido sulfúrico es un ácido fuerte porque tiene dos hidrógenos en la estructura molecular.**
- a) Cuanto más débil es un ácido, menor es la concentración de protones en la disolución y mayor es el pH de la misma. Esta afirmación es **falsa**.
- b) Cuanto más fuerte es un ácido, más desplazado está el equilibrio hacia la formación de iones. Esta afirmación es **verdadera**.
- c) La concentración de la disolución de un ácido es independiente de su fuerza. La concentración puede ser mayor (concentrada) o menor (diluida) para el mismo ácido. Esta afirmación es **falsa**.
- d) El ácido sulfúrico es un ácido diprótico y se considera un ácido fuerte por el primer protón que se disocia con mucha facilidad ($K_{a1} = 0,0102$). El segundo protón se disocia del anión hidrogenosulfato que en realidad es un ácido algo más débil ($K_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-2}$). Ocurre que de la primera disociación se produce hidrogenosulfato en gran cantidad. Tanto que el equilibrio de la segunda disociación está desequilibrado por exceso de reactivo, y se desplaza hacia los productos. No es una cuestión de disponer de más protones para que el ácido sea fuerte. Esta afirmación es **falsa**.

44. Una disolución de amoníaco contiene 0,17 g de NH_3 en cada litro y está ionizado en un 4,24 %. Calcula:

- a) **La constante de ionización del amoníaco.**
- b) **El pH de la disolución.**
- a) Con la masa molar, calcula la cantidad de amoníaco presente en la disolución.

$$M(NH_3) = 14,01 + 1,008 \cdot 3 = 17,034 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \Rightarrow n_{NH_3} = \frac{0,17 \text{ g}}{17,034 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,00998 \text{ mol de } NH_3$$

Calcula la concentración inicial de amoníaco.

$$[NH_3] = \frac{n_{NH_3}}{V} = \frac{0,00998 \text{ mol de } NH_3}{1,0 \text{ L}} = 0,00998 \text{ M}$$

Plantea el equilibrio de ionización, sabiendo que $\alpha = 0,0424$, y construye la tabla:

Concentración (M)	NH_3	+	H_2O	$\xrightleftharpoons{K_b}$	NH_4^+	+	H_3O^+
Concentración inicial	C_i				0		0
Concentración que reacciona	$-C_i \cdot \alpha$				$+C_i \cdot \alpha$		$+C_i \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio	$C_i \cdot (1 - \alpha)$				$C_i \cdot \alpha$		$C_i \cdot \alpha$
Valor	$9,56 \cdot 10^{-3}$				$4,23 \cdot 10^{-4}$		$4,23 \cdot 10^{-4}$

Calcula la constante de ionización del amoníaco, K_b :

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(4,23 \cdot 10^{-4})^2}{9,56 \cdot 10^{-5}} = 1,8736 \cdot 10^{-5} \approx \mathbf{1,9 \cdot 10^{-5}}$$

- b) Para calcular el pH usa la concentración de iones hidroxilo obtenida en el apartado anterior, $[\text{OH}^-] = 4,23 \cdot 10^{-4} \text{ M}$. A partir del producto de solubilidad del agua ($\text{pH} + \text{pOH} = 14$) calcula el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log [\text{OH}^-]) = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log (4,23 \cdot 10^{-4}) = \mathbf{10,6}$$

45. El ácido butanoico es un ácido débil de $K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$. Si tenemos una disolución de este ácido 0,02 M, calcula.

- El grado de disociación.
- El pH de la disolución.
- Suponiendo que no varía el volumen, calcula el pH de la disolución que resulta de añadir 0,05 moles de HCl a 250 mL de la disolución de ácido butanoico 0,02 M.

- a) Para calcular el grado de disociación plantea el equilibrio, y con los datos conocidos, construye la tabla:

Concentración (M)	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COOH}$	$+$	H_2O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COO}^-$	$+$	H_3O^+
Concentración inicial	0,02				0		0
En reacción	$-0,02 \cdot \alpha$				$+0,02 \cdot \alpha$		$+0,02 \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio	$0,02 \cdot (1 - \alpha)$				$0,02 \cdot \alpha$		$0,02 \cdot \alpha$

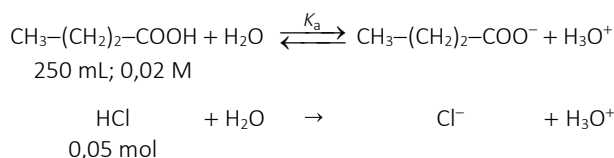
Como conoces el valor de K_a :

$$K_a = \frac{[\text{BuO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HBu}]} = \frac{(0,02 \cdot \alpha)^2}{0,02 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,02 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = 1,85 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \alpha = 0,03$$

- b) Calcula el pH a partir de la concentración de oxonio usando la definición:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,02 \cdot 0,03) = \mathbf{3,22}$$

- c) Se trata de un problema de efecto ion común en equilibrio ácido-base. Se plantea la disociación del ácido butanoico y la del clorhídrico. El H_3O^+ es el ion común.



Hay una gran presencia de oxonio procedente de la disociación del clorhídrico y el butanoico, que es un ácido débil, en su equilibrio estará desplazado hacia reactivos. Habrá menos oxonio en disolución procedente de butanoico de los que habría si estuviera él solo en la disolución. Como el HCl es un ácido fuerte, se disocia totalmente.

La cantidad de sustancia de cada uno antes del equilibrio:

- $n_{\text{butanoico}} = [\text{butanoico}] \cdot V = 0,02 \text{ M} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,005 \text{ mol}$
- $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{HCl}} = 0,05 \text{ mol}$

El equilibrio ácido-base tras la adición del HCl, llamando x al número de moles de butanoico que se disocian, es:

Cantidad (mol)	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COOH}$	$+$	H_2O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COO}^-$	$+$	H_3O^+
Cantidad inicial	0,005				0		0,05
En reacción	$-x$				$+x$		$+x$
Cantidad en equilibrio	$0,005 - x$				x		$0,05 + x$

Como conoces $K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$:

$$K_a = \frac{[\text{butanoato}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{butanoico}]} = \frac{\frac{x}{V} \cdot \frac{0,05 + x}{V}}{\frac{0,005 - x}{V}} = \frac{x \cdot (0,05 + x)}{V \cdot (0,005 - x)} = \frac{x \cdot (0,05 + x)}{0,25 \cdot (0,005 - x)} = \frac{4x \cdot (0,05 + x)}{0,005 - x} = 1,85 \cdot 10^{-5}$$

$$4x^2 + 0,2000185x - 9,25 \cdot 10^{-8} = 0 \Rightarrow x = \frac{-0,2000185 \pm \sqrt{0,2000185^2 + 4 \cdot 4 \cdot 9,25 \cdot 10^{-8}}}{8} = \begin{cases} 4,624 \cdot 10^{-7} \\ -0,05 \end{cases}$$

Solo tiene sentido la solución positiva. Así que, $x = 4,624 \cdot 10^{-7}$ mol.

Halla el pH a partir de la concentración total de oxonio en el nuevo equilibrio resultante de la mezcla de los dos ácidos:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{0,05 + x}{V} = -\log \frac{0,05 + 4,625 \cdot 10^{-7}}{0,250} = -\log 0,2000185 = 0,698965987 \approx \mathbf{0,699}$$

Como se puede ver, la concentración de protones procedentes del ácido butanoico es despreciable frente a la de protones procedentes del ácido clorhídrico. Pero esto se sabe después de haber hecho todos los cálculos y no antes, ya que en otras situaciones sí podría ser importante la aportación de la especie débil.

46. Una disolución acuosa de amoniaco tiene de densidad $0,85 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ y el 8% de NH_3 en masa.

- Calcula la concentración molar del amoniaco.
- Si la disolución anterior se diluye 10 veces, calcula el pH de la disolución resultante.
- ¿Qué concentración tienen el resto de las especies (NH_4^+ , OH^- y H_3O^+) en la disolución diluida 10 veces?

Dato: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

a) Para calcular la molaridad de la disolución inicial utiliza factores de conversión y los datos de la disolución comercial:

$$[\text{NH}_3] = \frac{0,85 \text{ g de Disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ de Disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ de Disolución}}{1 \text{ L de Disolución}} \cdot \frac{8 \text{ g de NH}_3}{100 \text{ g de Disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17,034 \text{ g de NH}_3} = 3,992 \text{ M} \approx \mathbf{4 \text{ M}}$$

b) Calcula la molaridad de la disolución diluida sabiendo que la cantidad de soluto es la misma en el concentrado y en el diluido, $n_{\text{dil}} = n_{\text{con}}$; y que el volumen final es 10 veces el volumen inicial, $V_{\text{dil}} = 10 \cdot V_{\text{con}}$:

$$n_{\text{con}} = n_{\text{dil}} \Rightarrow M_{\text{con}} \cdot V_{\text{con}} = M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}} \Rightarrow M_{\text{dil}} = M_{\text{con}} \cdot \frac{V_{\text{con}}}{V_{\text{dil}}} = M_{\text{con}} \cdot \frac{V_{\text{con}}}{10 \cdot V_{\text{con}}} = \frac{M_{\text{con}}}{10} = 0,4 \text{ M}$$

Construye la tabla del equilibrio para determinar la concentración de oxonio:

Concentración (M)	NH_3	+	H_2O	$\xrightleftharpoons{K_b}$	NH_4^+	+	H_3O^+
Concentración inicial	0,4				0		0
En reacción	$-0,4 \cdot \alpha$				$+0,4 \cdot \alpha$		$+0,4 \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio	$0,4 \cdot (1 - \alpha)$				$0,4 \cdot \alpha$		$0,4 \cdot \alpha$

A partir de la constante de ionización del amoniaco, K_b , calcula el grado de disociación:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(0,4 \cdot \alpha)^2}{0,4 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,4 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = 1,8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow 0,4 \cdot \alpha^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \alpha - 1,8 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = \frac{-1,8 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \cdot 0,4 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}}}{0,8} = \begin{cases} 6,686 \cdot 10^{-3} \\ -6,731 \cdot 10^{-3} \end{cases}$$

Solo tiene sentido la solución positiva: $\alpha = 6,686 \cdot 10^{-3}$. Para calcular el pH parte del producto de solubilidad del agua ($\text{pH} + \text{pOH} = 14$) y despeja el pH. Sustituye, ordena y opera:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log [\text{OH}^-]) = 14 + \log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = 14 + \log (0,4 \cdot \alpha) = 14 + \log (0,4 \cdot 6,686 \cdot 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 14 + \log 2,674 \cdot 10^{-3} = \mathbf{11,43}$$

c) Como piden la concentración de todas las especies en el equilibrio, además de las que aparecen en la tabla, no debes olvidar la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ proveniente del equilibrio iónico del agua.

De las expresiones de la concentración en la tabla:

$$[\text{NH}_3] = 0,4 \cdot (1 - \alpha) = 0,4 \cdot (1 - 6,686 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{0,397 \text{ M}}$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 0,4 \cdot \alpha = 0,4 \cdot 6,686 \cdot 10^{-3} = \mathbf{2,674 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$$

Del equilibrio iónico del agua, $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{2,674 \cdot 10^{-3}} = \mathbf{3,740 \cdot 10^{-12} \text{ M}}$$

47. Una disolución de ácido cianhídrico, HCN, 0,01 M tiene un pH de 5,6. Calcula.

a) La concentración del resto de las especies químicas presentes en la disolución.

b) El grado de disociación de HCN y el valor de su K_a .

a) A partir del valor del pH y del equilibrio calcula la concentración de todas las especies químicas presentes sin olvidar el ion hidroxilo. Construye la tabla:

Concentración (M)	HCN	+	H ₂ O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	CN ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración inicial	0,01				0		0
En reacción	- 0,01 · α				+ 0,01 · α		+ 0,01 · α
Concentración en equilibrio	0,01 · (1 - α)				0,01 · α		0,01 · α

A partir del pH calcula primero la concentración de oxonio:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,6} = \mathbf{2,51 \cdot 10^{-6} \text{ M}}$$

A partir de la concentración de oxonio calcula el grado de disociación (que sirve como respuesta en el apartado b):

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,01 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{0,01} = \frac{2,51 \cdot 10^{-6}}{0,01} = \mathbf{2,51 \cdot 10^{-4}}$$

De las expresiones de las concentraciones en la tabla:

$$[\text{HCN}] = 0,01 \cdot (1 - \alpha) = \mathbf{9,997 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$$

$$[\text{CN}^-] = 0,01 \cdot \alpha = \mathbf{2,51 \cdot 10^{-6} \text{ M}}$$

Del equilibrio iónico del agua, $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{2,51 \cdot 10^{-6}} = \mathbf{3,98 \cdot 10^{-9} \text{ M}}$$

b) Conocidas las concentraciones, sustituye en la expresión de la constante:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} = \frac{(2,51 \cdot 10^{-6})^2}{9,997 \cdot 10^{-3}} = \mathbf{6,30 \cdot 10^{-10}}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 247)

48. El pH de una disolución 0,01 M de ácido hipocloroso, HClO, es 4,75. Calcula la constante de disociación, K_a .

Para calcular la constante de disociación necesitas conocer las concentraciones de las especies en el equilibrio.

A partir del dato de pH y con la concentración inicial de ácido, esto es posible. Construye la tabla en la que intervienen estos datos:

Concentración (M)	HClO	+ H ₂ O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	ClO ⁻	+ H ₃ O ⁺
Concentración inicial	0,01			0	0
En reacción	-0,01 · α			+0,01 · α	+0,01 · α
Concentración en equilibrio	0,01 · (1 - α)			0,01 · α	0,01 · α

A partir del pH con la expresión de la concentración de oxonio calcula el grado de disociación, α:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 0,01 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-\text{pH}}}{0,01} = \frac{10^{-\text{pH}}}{10^{-2}} = 10^{2-\text{pH}} = 10^{2-4,75} = 1,778 \cdot 10^{-3}$$

Ahora, conocido α, puedes calcular la constante de disociación, K_a:

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{(0,01 \cdot \alpha)^2}{0,01 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,01 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,01 \cdot (1,778 \cdot 10^{-3})^2}{1 - 1,778 \cdot 10^{-3}} = 3,1679 \cdot 10^{-8} \approx \mathbf{3,17 \cdot 10^{-8}}$$

49. Se ha de preparar 0,50 L de disolución de ácido acético, CH₃-COOH, de concentración 1,2 M. Se dispone de ácido acético comercial del 96% de riqueza en masa y densidad 1,06 g · mL⁻¹. Sabiendo que K_a = 1,8 · 10⁻⁵, calcula:

- El volumen de disolución de ácido acético comercial necesario para preparar la disolución pedida.
- El pH de la nueva disolución.
- El grado de disociación del ácido acético en la nueva disolución.

- a) Calcula la molaridad de la disolución comercial usando la densidad, la riqueza en masa y la masa molar del ácido acético:

$$M(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 12,01 \cdot 2 + 1,008 \cdot 4 + 16,00 \cdot 2 = 60,052 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_{\text{comercial}} = \frac{1,06 \text{ g de Dis.}}{1 \text{ mL de Dis.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL de Dis.}}{1 \text{ L Dis.}} \cdot \frac{96 \text{ g de CH}_3\text{-COOH}}{100 \text{ g de Dis.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{-COOH}}{60,052 \text{ g de CH}_3\text{-COOH}} = 16,945 \text{ M}$$

Calcula la cantidad necesaria de la disolución comercial concentrada, n_{con}, para preparar la diluida:

$$n_{\text{con}} = n_{\text{dil}} \Rightarrow M_{\text{con}} \cdot V_{\text{con}} = M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}}$$

$$V_{\text{con.}} = \frac{M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}}}{M_{\text{con}}} = \frac{1,2 \text{ M} \cdot 0,5 \text{ L}}{16,945 \text{ M}} = 0,0354 \text{ L} \approx \mathbf{35 \text{ mL}}$$

- b) Plantea el equilibrio de disociación en una tabla:

Concentración (M)	CH ₃ -COOH	+ H ₂ O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	CH ₃ -COO ⁻	+ H ₃ O ⁺
Concentración inicial	1,2			0	0
En reacción	-1,2 · α			+1,2 · α	+1,2 · α
Concentración en equilibrio	1,2 · (1 - α)			1,2 · α	1,2 · α

Conociendo el valor de la constante de disociación, sustituye las expresiones de las concentraciones y halla el grado de disociación:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} = \frac{(1,2 \cdot \alpha)^2}{1,2 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{1,2 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = 1,8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow 1,2 \cdot \alpha^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \alpha - 1,8 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = \frac{-1,8 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot 1,2 \cdot (-1,8 \cdot 10^{-5})}}{2 \cdot 1,2} = \begin{cases} 3,8655 \cdot 10^{-3} \\ -3,8805 \cdot 10^{-3} \end{cases}$$

Solo tiene sentido la solución positiva. Ahora es posible calcular la concentración de oxonio y con ella el pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,2 \cdot \alpha) = -\log (1,2 \cdot 3,8655 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{2,33}$$

- c) Ver el apartado anterior: α ≈ **3,87 · 10⁻³**.

50. El ácido láctico, responsable de las «agujetas» que padecemos tras un ejercicio físico intenso, es un ácido débil que podemos abreviar como HLac. El pH de una disolución 0,05 M de este ácido es 2,59. Calcula:

a) La concentración de H_3O^+ en la disolución.

b) El valor de K_a .

c) La concentración de OH^- de la disolución.

a) A partir del valor del pH se despeja la concentración de oxonio:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,59} = 2,57 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

b) Construye la tabla de las concentraciones en el equilibrio:

Concentración (M)	HLac	+ H ₂ O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	Lac ⁻	+ H ₃ O ⁺
Concentración inicial	0,05			0	0
En reacción	- 0,05 · α			+ 0,05 · α	+ 0,05 · α
Concentración en equilibrio	0,05 · (1 - α)			0,05 · α	0,05 · α

Conocida la concentración de oxonio, es posible calcular el grado de disociación:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,05 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{0,05} = \frac{2,57 \cdot 10^{-3}}{0,05} = 0,0514$$

A partir de aquí, con la concentración inicial sustituye los valores y opera para calcular el valor de la constante de disociación:

$$K_a = \frac{[\text{Lac}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HLac}]} = \frac{(0,05 \cdot \alpha)^2}{0,05 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,05 \cdot (0,0514)^2}{1 - 0,0514} = 1,39 \cdot 10^{-4}$$

c) Del equilibrio iónico del agua:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{2,57 \cdot 10^{-3}} = 3,89 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

51. En una disolución 0,2 M de ácido fórmico, HCOOH, su constante K_a es $1,0 \cdot 10^{-4}$.

a) Calcula el pH inicial.

A 40 mL de esta disolución de ácido fórmico se le añaden 10 mL de HNO_3 0,05 M.

b) ¿Cuál es el nuevo pH?

c) ¿Cuál es el grado de disociación del ácido fórmico?

a) Construye la tabla:

Concentración (M)	HCOOH	+ H ₂ O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	HCOO ⁻	+ H ₃ O ⁺
Concentración inicial	0,2			0	0
En reacción	- 0,2 · α			+ 0,2 · α	+ 0,2 · α
Concentración en equilibrio	0,2 · (1 - α)			0,2 · α	0,2 · α

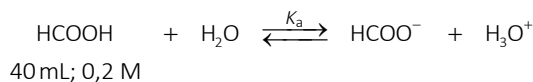
Como conoces $K_a = 1,0 \cdot 10^{-4}$, calcula el grado de disociación:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(0,2 \cdot \alpha)^2}{0,2 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,2 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = 1,0 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \alpha = 2,235 \cdot 10^{-2}$$

Conocido el grado de disociación, es posible calcular el pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,2 \cdot \alpha) = -\log (0,2 \cdot 2,235 \cdot 10^{-2}) = -\log 4,47 \cdot 10^{-3} = \mathbf{2,35}$$

- b) La segunda parte corresponde a una mezcla de ácido fuerte (nitrógeno) y débil (fórmico), donde hay que tener en cuenta el efecto ion común en equilibrio ácido-base. Se plantea la disociación del ácido fórmico y la del ácido nítrico, HNO_3 . Al ser el H_3O^+ un ion común, el equilibrio del ácido fórmico está desplazado hacia la izquierda y habrá menos protones (procedentes del ácido fórmico) de los que había antes de añadir el ácido nítrico.



La cantidad inicial de ácido fórmico es: $n_{\text{HCOOH}} = [\text{HCOOH}] \cdot V = 0,2 \text{ M} \cdot 0,040 \text{ L} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$. En el equilibrio antes de mezclar con ácido nítrico es:

Cantidad de sustancia (mol)	HCOOH	+ H ₂ O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	HCOO ⁻	+ H ₃ O ⁺
Cantidad inicial	$8 \cdot 10^{-3}$			0	0
En reacción	$-x_0$			$+x_0$	$+x_0$
Cantidad en equilibrio	$8 \cdot 10^{-3} - x_0$			x_0	x_0

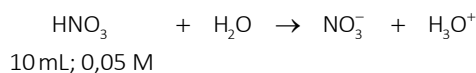
La expresión de la constante de disociación queda:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{\frac{n_{\text{HCOO}^-}}{V} \cdot \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V}}{\frac{n_{\text{HCOOH}}}{V}} = \frac{n_{\text{HCOO}^-} \cdot n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V \cdot n_{\text{HCOOH}}} = \frac{x_0^2}{V \cdot (8 \cdot 10^{-3} - x)}$$

Plantea la ecuación de 2.º grado con la incógnita en x_0 , ordena la expresión, sustituye los valores conocidos ($K_a = 1,0 \cdot 10^{-4}$ y $V_{\text{fórmico}} = 0,04 \text{ L}$) y resuelve:

$$\begin{aligned} x_0^2 + K_a \cdot V \cdot x_0 - K_a \cdot V \cdot 8 \cdot 10^{-3} &= 0 \\ x_0^2 + 4 \cdot 10^{-6} \cdot x_0 - 3,2 \cdot 10^{-8} &= 0 \\ x_0 &= \frac{-4 \cdot 10^{-6} \pm \sqrt{(4 \cdot 10^{-6})^2 - 4 \cdot 1 \cdot 3,2 \cdot 10^{-8}}}{2 \cdot 1} = \begin{cases} 1,749 \cdot 10^{-4} \\ -1,829 \cdot 10^{-4} \end{cases} \end{aligned}$$

Solo tiene sentido la solución positiva, $x_0 = 1,749 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$. Por otra parte, la disociación de ácido nítrico es:



Como el HNO_3 es un ácido fuerte y se disocia totalmente: $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{HNO}_3} = [\text{HNO}_3] \cdot V = 0,05 \text{ M} \cdot 0,010 \text{ L} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

El equilibrio ácido-base tras la adición del HNO_3 , llamando x al número de moles de HCOOH que se disocian, es:

Cantidad de sustancia (mol)	HCOOH	+ H ₂ O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	HCOO ⁻	+ H ₃ O ⁺
Cantidad inicial	$8 \cdot 10^{-3}$			0	$5 \cdot 10^{-4}$
En reacción	$-x$			$+x$	$+x$
Cantidad en equilibrio	$8 \cdot 10^{-3} - x$			x	$5 \cdot 10^{-4} + x$

La expresión de la constante de disociación queda:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{\frac{n_{\text{HCOO}^-}}{V} \cdot \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V}}{\frac{n_{\text{HCOOH}}}{V}} = \frac{n_{\text{HCOO}^-} \cdot n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V \cdot n_{\text{HCOOH}}} = \frac{x \cdot (5 \cdot 10^{-4} + x)}{V \cdot (8 \cdot 10^{-3} - x)}$$

Plantea la ecuación de 2.º grado con la incógnita en x , sustituye los valores conocidos ($K_a = 1,0 \cdot 10^{-4}$, y suponiendo que los volúmenes son aditivos, $V = V_{\text{fórmico}} + V_{\text{nitrógeno}} = 0,04 \text{ L} + 0,01 \text{ L} = 0,05 \text{ L}$) y resuelve:

$$x^2 - (K_a \cdot V + 5 \cdot 10^{-4}) \cdot x + K_a \cdot V \cdot 8 \cdot 10^{-3} = 0$$

$$x^2 - 5,05 \cdot 10^{-4} \cdot x + 4 \cdot 10^{-8} = 0$$

$$x = \frac{-(-5,05 \cdot 10^{-4}) \pm \sqrt{(-5,05 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot 1 \cdot 4 \cdot 10^{-8}}}{2 \cdot 1} = \begin{cases} 4,066 \cdot 10^{-4} \\ 0,984 \cdot 10^{-4} \end{cases}$$

Como los iones oxonio procedentes del fórmico deben ser menos que sin ácido nítrico, solo tiene sentido la solución menor que $x_0 = 1,749 \cdot 10^{-4}$ mol. Por eso, $x = 0,984 \cdot 10^{-4}$ mol.

Calcula el pH a partir de la concentración total de oxonio en el equilibrio de la mezcla de ambas disoluciones ácidas:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V} = \frac{5 \cdot 10^{-4} + x}{V} = \frac{(5 \cdot 10^{-4} + 0,984 \cdot 10^{-4}) \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} = 0,011698 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,011698 = \mathbf{1,92}$$

c) El grado de disociación del ácido metanoico tras la adición de ácido nítrico será:

$$\alpha = \frac{x}{n_{\text{HCOOH}}} = \frac{0,984 \cdot 10^{-4}}{8 \cdot 10^{-3}} = \mathbf{0,0123}$$

Como se indica en el apartado b), el ácido fórmico está menos disociado. Puedes comparar el valor que acabas de calcular con el valor que calculaste para α en el apartado a).

52. Cuando se disuelven 23 g de ácido fórmico, HCOOH, en agua hasta obtener 10 L de disolución, la concentración de H_3O^+ es 0,003 M.

a) ¿Cuál es el grado de disociación del ácido en disolución?

b) ¿Cuánto vale la constante K_a ?

a) Calcula la concentración de ácido fórmico usando la masa molar:

$$M(\text{HCOOH}) = 12,01 + 1,008 \cdot 2 + 16,00 \cdot 2 = 46,26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$[\text{HCOOH}] = \frac{n_{\text{HCOOH}}}{V} = \frac{m}{V} = \frac{23 \text{ g}}{46,26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 10 \text{ L}} \approx 0,05 \text{ M}$$

Construye la tabla:

Concentración (M)	HCOOH	+	H ₂ O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	HCOO ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración inicial	0,05				0		0
En reacción	-0,05 · α				+0,05 · α		+0,05 · α
Concentración en equilibrio	0,05 · (1 - α)				0,05 · α		0,05 · α

Como dispones del dato de la concentración de H_3O^+ , calcula el grado de disociación:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,05 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{0,05} = \frac{0,003 \text{ M}}{0,05 \text{ M}} = \mathbf{0,06}$$

b) Calcula el valor de K_a sustituyendo y operando en su expresión:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(0,05 \cdot \alpha)^2}{0,05 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,05 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,05 \cdot 0,06^2}{1 - 0,06} = \mathbf{1,91 \cdot 10^{-4}}$$

53. Se prepara una disolución disolviendo 0,3 mol de ácido acético, $\text{CH}_3\text{-COOH}$, en agua hasta un volumen total de 50 mL. La disolución resultante tiene un $\text{pH} = 2$.

a) ¿Cuál es la concentración molar de los iones oxonio?

b) ¿Cuánto vale la constante K_a ?

a) Con la definición de pH es posible encontrar la concentración de oxonio:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} = \mathbf{0,01 \text{ M}}$$

b) Calcula la concentración de ácido acético con los datos disponibles de cantidad y volumen:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{V} = \frac{0,3 \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} = 6 \text{ M}$$

Construye la tabla:

Concentración (M)	$\text{CH}_3\text{-COOH}$	$+$	H_2O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$	$+$	H_3O^+
Concentración inicial	6				0		0
En reacción	$-6 \cdot \alpha$				$+6 \cdot \alpha$		$+6 \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio	$6 \cdot (1 - \alpha)$				$6 \cdot \alpha$		$6 \cdot \alpha$

Con el valor calculado de la concentración de oxonio puedes calcular el grado de disociación:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{6 \text{ M}} = \frac{0,01 \text{ M}}{6 \text{ M}} = \frac{1}{600}$$

Calcula el valor de K_a a partir de la expresión:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(6 \cdot \alpha)^2}{6 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{6 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{6 \cdot \left(\frac{1}{600}\right)^2}{1 - \frac{1}{600}} = \frac{6}{\frac{600^2}{599}} = \frac{1}{59900} = 1,669 \cdot 10^{-5} = \mathbf{1,67 \cdot 10^{-5}}$$

54. Una disolución comercial de ácido fluorhídrico, HF, concentrado indica 49 % en masa y una densidad $d = 1,17 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

a) ¿Cuál es su molaridad?

b) ¿Cuál es su pH? Dato: $K_a = 3,55 \cdot 10^{-4}$.

Se mezclan 450 mL de esta disolución con 750 mL de otra disolución de ácido fluorhídrico 2,5 M.

c) ¿Cuál es la molaridad de la disolución resultante?

a) La molaridad de la disolución comercial se calcula con el dato de la densidad, la riqueza en masa y la masa molar. Emplea los factores de conversión adecuados:

$$M(\text{HF}) = 1,008 + 19,00 = 20,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$[\text{HF}]_{\text{comercial}} = \frac{1,17 \text{ g de Dis.}}{1 \text{ mL de Dis.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL de Dis.}}{1 \text{ L de Dis.}} \cdot \frac{49 \text{ g de HF}}{100 \text{ g de Dis.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de HF}}{20,008 \text{ g de HF}} = \mathbf{28,65 \text{ M}}$$

b) Conociendo la constante, plantea el equilibrio de disociación:

Concentración (M)	HF	$+$	H_2O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	F^-	$+$	H_3O^+
Concentración inicial	28,65				0		0
En reacción	$-28,65 \cdot \alpha$				$+28,65 \cdot \alpha$		$+28,65 \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio	$28,65 \cdot (1 - \alpha)$				$28,65 \cdot \alpha$		$28,65 \cdot \alpha$

Conocidos el valor de la constante de disociación y su expresión, calcula el grado de disociación:

$$K_a = \frac{[F^-] \cdot [H_3O^+]}{[HF]} = \frac{C_i \cdot \alpha \cdot C_i \cdot \alpha}{C_i \cdot (1-\alpha)} = \frac{C_i \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow C_i \cdot \alpha^2 + K_a \cdot \alpha - K_a = 0$$

$$\alpha = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 - 4 \cdot C_i \cdot (-K_a)}}{2C_i} = \frac{-3,55 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(3,55 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot 28,65 \cdot (-3,55 \cdot 10^{-4})}}{2 \cdot 28,65} = \begin{cases} 0,00351 \\ -0,00353 \end{cases}$$

Solo tiene sentido la solución positiva, $\alpha = 0,00351$. El pH será:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (28,65 \cdot \alpha) = -\log (28,65 \cdot 0,00351) = \mathbf{0,997 \approx 1}$$

c) Calcula ahora la molaridad de la mezcla, siendo el soluto la misma especie en ambas:

$$n_{HF_1} = [HF]_1 \cdot V_1 = 28,65 \text{ M} \cdot 0,450 \text{ L} = 12,894 \text{ mol}$$

$$n_{HF_2} = [HF]_2 \cdot V_2 = 2,5 \text{ M} \cdot 0,750 \text{ L} = 1,875 \text{ mol}$$

Y queda:

$$[HF]_{\text{mezcla}} = \frac{n_{HF_1} + n_{HF_2}}{V_1 + V_2} = \frac{12,894 + 1,875 \text{ mol}}{0,450 + 0,750 \text{ L}} = \mathbf{12,31 \text{ M}}$$

55. Tenemos 0,50 L de una disolución de KOH 0,1 M.

a) Calcula el pH.

Calcula el pH final si a la disolución anterior se le realizan las siguientes acciones.

b) Sumar 0,10 L de agua destilada a la disolución.

c) Evaporar el disolvente hasta reducir el volumen a la mitad.

d) Añadir 500 mL de una disolución de HCl 0,1 M.

e) Añadir 0,05 mol de KOH en medio litro de agua.

a) Al ser una base fuerte, se ioniza por completo, luego: $[KOH] = [OH^-] = 0,1 \text{ M}$. Por tanto, el pOH de la concentración diluida, será:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,1 = 1$$

A partir del producto de solubilidad del agua calcula el pH de la disolución resultante:

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 1 = \mathbf{13}$$

b) Al diluir una disolución se cumple que:

$$n_{\text{concentrada}} = n_{\text{diluida}} \Rightarrow M_{\text{con}} \cdot V_{\text{con}} = M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}} \Rightarrow M_{\text{dil}} = M_{\text{con}} \cdot \frac{V_{\text{con}}}{V_{\text{dil}}} = 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,50 \text{ L}}{(0,50 + 0,10) \text{ L}} = 0,083 \text{ M}$$

De nuevo al ser una base fuerte: $[KOH] = [OH^-] = 0,083 \text{ M}$. Luego, el pOH y el pH de la concentración diluida será:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,083 = 1,079$$

A partir del producto de solubilidad del agua calcula el pH de la disolución resultante:

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 1,079 = \mathbf{12,92}$$

c) Si se evapora parte del disolvente de una disolución, habrá una nueva disolución más concentrada que la primera. Y se cumple:

$$n_{\text{concentrada}} = n_{\text{diluida}} \Rightarrow M_{\text{con}} \cdot V_{\text{con}} = M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}} \Rightarrow M_{\text{con}} = M_{\text{dil}} \cdot \frac{V_{\text{dil}}}{V_{\text{con}}} = M_{\text{dil}} \cdot \frac{\frac{V_{\text{dil}}}{2}}{\frac{V_{\text{dil}}}{2}} = 2M_{\text{dil}} = 2 \cdot 0,1 \text{ M} = 0,2 \text{ M}$$

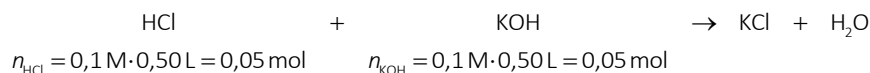
De nuevo al ser una base fuerte: $[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M}$. Luego, el pOH y el pH de la concentración diluida será:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,2 = 0,699$$

A partir del producto de solubilidad del agua calcula el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,699 = \mathbf{13,30}$$

- d) Al ser una base fuerte y un ácido fuerte se ionizan por completo, luego: $[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M}$; y $[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M}$. Además, ocurre una reacción de neutralización entre ácido y base:



Por tanto, los únicos protones o iones hidroxilo que existen en la disolución son los procedentes del agua. Esto implica que: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$. Como tenemos el mismo volumen y la misma concentración de ambas disoluciones y atendiendo a la estequiometría de la reacción, la neutralización alcanza un $\text{pH} = 7$.

- e) Calcula la concentración resultante:

$$[\text{KOH}] = \frac{n_{\text{KOH}}}{V(\text{L})} = \frac{0,05 \text{ mol de KOH}}{0,5 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$$

Como la concentración es la misma que la de la disolución inicial, el pH no varía, luego $\text{pH} = 13$.

- 56.** La anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$, se disocia según el equilibrio: $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_3^+ + \text{OH}^-$. Su constante $K_b = 4,3 \cdot 10^{-10}$. Calcula:

- a) El grado de disociación y el valor de pH, para una disolución acuosa 5 M de anilina.
 b) Si 2 mL de esta disolución se diluyen con agua hasta 1 L, calcula la nueva concentración molar de anilina, su grado de disociación y el valor de pH.
- a) Construye la tabla:

Concentración (M)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$	+	H_2O	$\xrightleftharpoons{K_b}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_3^+$	+	OH^-
Concentración inicial	5				0		0
En reacción	$-5 \cdot \alpha$				$+5 \cdot \alpha$		$+5 \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio	$5 \cdot (1 - \alpha)$				$5 \cdot \alpha$		$5 \cdot \alpha$

A partir de K_b calcula el grado de disociación (Nota: Por las condiciones, puedes aproximar que $1 - \alpha \approx 1$):

$$K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_3^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2]} = \frac{(5 \cdot \alpha)^2}{5 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{5 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = 4,3 \cdot 10^{-10} \Rightarrow \alpha = \mathbf{9,27 \cdot 10^{-6}}$$

Para averiguar el pH inicia el cálculo buscando la concentración de iones hidroxilo:

$$[\text{OH}^-] = 5 \cdot \alpha = 5 \cdot 9,27 \cdot 10^{-6} = 4,64 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Calcula el pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 4,64 \cdot 10^{-5} = 4,33$$

A partir del producto de solubilidad del agua calcula el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,33 = \mathbf{9,67}$$

- b) Calcula la molaridad de la disolución diluida:

$$n_{\text{concentrada}} = n_{\text{diluida}} \Rightarrow M_{\text{con}} \cdot V_{\text{con}} = M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}} \Rightarrow M_{\text{dil}} = M_{\text{con}} \cdot \frac{V_{\text{con}}}{V_{\text{dil}}} = 5 \text{ M} \cdot \frac{0,002 \text{ L}}{1 \text{ L}} = \mathbf{0,01 \text{ M}}$$

Repite los cálculos del apartado anterior para la disolución diluida. Calcula el grado de disociación (Nota: Por las condiciones, puedes aproximar que $1 - \alpha \approx 1$):

$$K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2]} = \frac{0,01 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = 4,3 \cdot 10^{-10} \Rightarrow \alpha = 2,07 \cdot 10^{-4}$$

Para calcular el pH parte de la concentración de iones hidroxilo:

$$[\text{OH}^-] = 0,01 \cdot \alpha = 0,01 \cdot 2,07 \cdot 10^{-4} = 2,07 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Calcula el pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 2,07 \cdot 10^{-6} = 5,68$$

A partir del producto de solubilidad del agua calcula el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,68 = \mathbf{8,32}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 248)

57. La codeína es una base de carácter débil cuya constante K_b es $9 \cdot 10^{-7}$. Calcula:

- a) ¿Cuál es el pH de una disolución 0,02 M de codeína?
 b) ¿Cuál es el valor de la constante de acidez del ácido conjugado de la codeína?

La codeína es un alcaloide que se extrae del opio con aplicación farmacológica. Se emplea como analgésico y antitusivo entre otras cosas. Su estructura es compleja e incluye una amina terciaria. En el nitrógeno de la amina hay un par libre de electrones que puede recibir un protón proporcionando así el carácter básico a la codeína.

a) Construye la tabla:

Concentración (M)	Cod	+ H ₂ O	$\xrightleftharpoons{K_b}$	CodH ⁺	+ OH ⁻
Concentración inicial	0,02			0	0
En reacción	-0,02 · α			+0,02 · α	+0,02 · α
Concentración en equilibrio	0,02 · (1 - α)			0,02 · α	0,02 · α

A partir de K_b calcula el grado de disociación (Nota: Por las condiciones, puedes aproximar que $1 - \alpha \approx 1$):

$$K_b = \frac{[\text{CodH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Cod}]} = \frac{(0,02 \cdot \alpha)^2}{0,02 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,02 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow 0,02 \cdot \alpha^2 \approx K_b \Rightarrow \alpha \approx \sqrt{\frac{K_b}{0,02}} = \sqrt{\frac{9 \cdot 10^{-7}}{0,02}} = 6,71 \cdot 10^{-3}$$

Para calcular el pH parte de la concentración de iones hidroxilo:

$$[\text{OH}^-] = 0,02 \cdot \alpha = 0,02 \cdot 6,71 \cdot 10^{-3} = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Calcula el pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,34 \cdot 10^{-4} = 3,87$$

A partir del producto de solubilidad del agua calcula el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,87 = \mathbf{10,13}$$

b) Teniendo en cuenta la relación entre K_a y K_b de pares conjugados, calcula K_a :

$$K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{9 \cdot 10^{-7}} = \mathbf{1,11 \cdot 10^{-8}}$$

Neutralización

58. Las disoluciones de ácido metanoico (fórmico) pueden producir dolorosas quemaduras en la piel. Algunas hormigas utilizan este ácido en sus mecanismos de defensa. Tenemos 250 mL con 1,15 g de ácido metanoico disueltos. Dato: $K_a = 2 \cdot 10^{-4}$.

a) Calcula el pH de esta disolución.

b) A 9 mL de la disolución anterior se le añaden 6 mL de una disolución de NaOH 0,15 M. Explica si la disolución resultante será ácida, neutra o básica.

a) Calcula la concentración de ácido metanoico usando la masa molar del ácido:

$$M(\text{HCOOH}) = 12,01 + 1,008 \cdot 2 + 16,00 \cdot 2 = 46,026 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$[\text{HCOOH}] = \frac{n_{\text{HCOOH}}}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{\frac{1,15 \text{ g}}{46,026 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{0,25 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$$

Construye la tabla:

Concentración (M)	HCOOH	+	H ₂ O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	HCOO ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración inicial	0,1				0		0
En reacción	-0,1 · α				+0,1 · α		+0,1 · α
Concentración en equilibrio	0,1 · (1 - α)				0,1 · α		0,1 · α

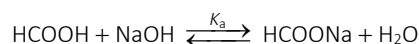
Conocido $K_a = 2 \cdot 10^{-4}$, calcula el grado de disociación:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(0,1 \cdot \alpha)^2}{0,1 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,1 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow 0,1 \cdot \alpha^2 \approx K_a \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{0,1}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 10^{-4}}{0,1}} = 4,47 \cdot 10^{-2}$$

Calcula el pH a partir de la concentración de oxonio:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,1 \cdot \alpha) = -\log (0,1 \cdot 4,47 \cdot 10^{-2}) = -\log 4,47 \cdot 10^{-3} = \mathbf{2,35}$$

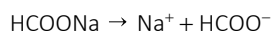
b) Se trata de una reacción de neutralización ácido-base.



Como la reacción es mol a mol, calcula la cantidad de sustancia de cada reactivo para valorar cuál está en exceso. La cantidad de sustancia de cada reactivo es:

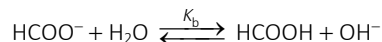
- $n_{\text{HCOOH}} = [\text{HCOOH}] \cdot V_{\text{HCOOH}} = 0,1 \text{ M} \cdot 0,009 \text{ L} = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.
- $n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,15 \text{ M} \cdot 0,006 \text{ L} = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

Como la cantidad de sustancia de ambas especies es la misma y reaccionan mol a mol, para conocer el pH final recurrimos a la hidrólisis de la sal:



Na⁺: ácido conjugado muy débil de una base fuerte (NaOH) que no reacciona con el agua.

HCOO⁻: base conjugada débil de un ácido débil (HCOOH); se hidroliza según la reacción:



Como en esta hidrólisis se producen iones hidroxilo, $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ y $\text{pH} > 7$; **la disolución es básica.**

59. El pH de una disolución de ácido nítrico, HNO₃, es 2,30.

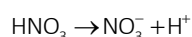
a) Determina la cantidad (en mol) de ion nitrato en disolución sabiendo que el volumen de la misma es de 250 mL.

b) Calcula la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 25 mL de la disolución anterior.

Se suman 25 mL de hidróxido de sodio 0,001 M a 25 mL de la primera disolución de ácido nítrico, suponiendo que los volúmenes son aditivos.

c) Determina el pH de la disolución obtenida.

a) Como el ácido nítrico es fuerte, se disocia por completo según la reacción:



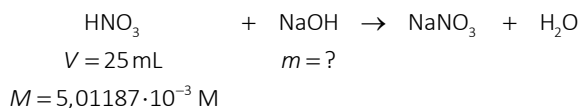
De la disociación y de la estequiometría de la reacción se deduce que:

$$[\text{NO}_3^-] = [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,3} = 5,01187 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Calcula la cantidad de nitrato usando el volumen y la concentración:

$$n_{\text{NO}_3^-} = 0,250 \text{ L de Dis.} \cdot \frac{5,01187 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NO}_3^-}{1 \text{ L de Dis.}} = 1,2530 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NO}_3^- \approx \mathbf{1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NO}_3^-}$$

b) Se trata de una reacción de neutralización ácido fuerte-base fuerte:

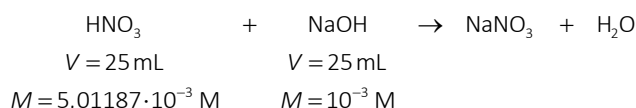


Calcula la masa usando la masa molar y factores de conversión:

$$m_{\text{NaOH}} = 0,025 \text{ L de Dis.} \cdot \frac{5,01187 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HNO}_3}{1 \text{ L de Dis.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de HNO}_3} \cdot \frac{39,998 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} = 5,0116 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaOH}$$

$$m_{\text{NaOH}} \approx \mathbf{5,01 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaOH}}$$

c) También es una neutralización, pero en este caso para saber el pH final necesitas calcular la cantidad de sustancia de cada reactivo para comprobar si alguno está en exceso. Escribe la reacción de neutralización:



La cantidad de sustancia de cada uno es:

$$n_{\text{HNO}_3} = [\text{HNO}_3] \cdot V = 5,01187 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot 0,025 \text{ L} = 1,2530 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V = 0,001 \text{ M} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

El HNO₃ está en exceso y, por tanto, el pH de la disolución será ácido:

$$n_{\text{HNO}_3 \text{ finales}} = n_{\text{HNO}_3 \text{ iniciales}} - n_{\text{HNO}_3 \text{ neutralizados}} = 1,2530 \cdot 10^{-4} \text{ mol} - 0,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 1,0030 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Para calcular el pH hallamos la concentración [H⁺] que hay en exceso. Como el HNO₃ es un ácido fuerte, se disocia totalmente y [HNO₃] = [H⁺].

$$[\text{H}^+] = \frac{n_{\text{HNO}_3}}{V_{\text{Disolución}} \text{ (L)}} = \frac{1,0030 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{(0,025 + 0,025) \text{ L}} = 2,006 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Luego, el pH será:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 2,006 \cdot 10^{-3} = 2,697 \approx \mathbf{2,7}$$

60. Se preparan dos disoluciones. La primera con 1,61 g de ácido fórmico, HCOOH, en agua hasta un volumen de 100 cm³. La segunda de ácido clorhídrico, HCl, de igual volumen y concentración. Dato: K_a(HCOOH) = 1,85 · 10⁻⁴.

- ¿Cuál es el grado de disociación del ácido fórmico?
- ¿Cuál es el pH de cada disolución?
- El volumen de hidróxido de potasio 0,15 M necesario para alcanzar el punto de equivalencia, en una neutralización ácido-base, de la primera disolución.
- ¿Qué masa de NaOH hay que añadir sobre la segunda disolución para que el pH sea 1? Considera que no hay variación en el volumen de la disolución.

a) Calcula la concentración de ácido metanoico usando la masa molar:

$$M(\text{HCOOH}) = 12,01 + 1,008 \cdot 2 + 16,00 \cdot 2 = 46,026 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$[\text{HCOOH}] = \frac{n_{\text{HCOOH}}}{V} = \frac{m}{M(\text{HCOOH}) \cdot V} = \frac{1,61 \text{ g}}{46,026 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L}} = 0,3498 \text{ M} \approx 0,35 \text{ M}$$

Construye la tabla:

Concentración (M)	HCOOH	+ H ₂ O	$\xrightleftharpoons{K_a}$	HCOO ⁻	+ H ₃ O ⁺
Concentración inicial	0,35			0	0
En reacción	-0,35 · α			+0,35 · α	+0,35 · α
Concentración en equilibrio	0,35 · (1 - α)			0,35 · α	0,35 · α

Conocido $K_a = 1,85 \cdot 10^{-4}$, calcula el grado de disociación:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(0,35 \cdot \alpha)^2}{0,35 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,35 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow 0,35 \cdot \alpha^2 + K_a \cdot \alpha - K_a = 0$$

$$\alpha = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 - 4 \cdot 0,35 \cdot (-K_a)}}{2 \cdot 0,35} = \frac{-1,85 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(1,85 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot 0,35 \cdot (-1,85 \cdot 10^{-4})}}{2 \cdot 0,35} = \begin{cases} 0,02273 \\ -0,02326 \end{cases}$$

Solo tiene sentido la solución positiva: $\alpha = 0,02273 \approx \mathbf{0,023}$.

b) Calcula el pH de la disolución de ácido fórmico usando la expresión de la concentración de oxonio de la tabla:

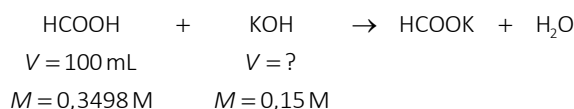
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,3498 \cdot \alpha = 0,3498 \cdot 0,02273 = 7,95 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 7,95 \cdot 10^{-3} = 2,0996 \approx \mathbf{2,1}$$

Como el HCl es un ácido fuerte, está completamente disociado y $[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,3498 \text{ M}$:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,3498 = 0,4562 \approx \mathbf{0,46}$$

c) Escribe la reacción de neutralización y calcula la concentración con la estequiometría:



$$V_{\text{KOH}} = 0,1 \text{ L de HCOOH} \cdot \frac{0,35 \text{ mol de HCOOH}}{1 \text{ L de HCOOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de KOH}}{1 \text{ mol de HCOOH}} \cdot \frac{1 \text{ L de KOH}}{0,15 \text{ mol de KOH}} = 0,233 \text{ L de KOH}$$

$$V_{\text{KOH}} = \mathbf{233 \text{ mL}}$$

d) Sigue teniendo pH ácido, porque la reacción de neutralización no es completa. Con el valor de pH, calcula la concentración final de HCl:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} = 0,1 \text{ M}$$

Como es ácido fuerte, está completamente disociado, $[\text{HCl}]_{\text{final}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}} = 0,1 \text{ M}$. Y la cantidad de ácido en exceso que queda al final de la neutralización es:

$$n_{\text{final}} = [\text{HCl}]_{\text{final}} \cdot V = 0,1 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ mol de HCl}$$

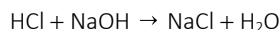
La cantidad inicial de ácido clorhídrico es:

$$n_{\text{inicial}} = [\text{HCl}]_{\text{inicial}} \cdot V = 0,3498 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,03498 \text{ mol de HCl}$$

Han reaccionado en la neutralización:

$$n_{\text{neutralizados}} = n_{\text{inicial}} - n_{\text{final}} = 0,02498 \text{ mol de HCl}$$

Como la reacción de neutralización es mol a mol:



Usando la masa molar y los coeficientes estequiométricos de las sustancias que intervienen en la reacción averiguamos la masa de NaOH que se debe añadir:

$$M(\text{NaOH}) = 22,99 + 1,008 + 16,00 = 39,998 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 0,02498 \text{ mol de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de HCl}} \cdot \frac{39,998 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} = 0,999 \text{ g de NaOH} \approx \mathbf{1 \text{ g NaOH}}$$

61. En una disolución acuosa de ácido benzoico 0,05 M, este se encuentra ionizado en un 3,49%. Calcula:

- ¿Cuál es la constante K_a de dicho ácido?
 - Al diluir con agua 3 mL del ácido 0,05 M hasta un volumen de 10 mL, ¿cuál es el nuevo pH?
 - ¿Qué volumen de KOH 0,1 M es necesario para neutralizar 20 mL del ácido benzoico 0,05 M?
- a) Para calcular la constante tenemos en cuenta que el grado de ionización es 3,49% ($\alpha = 0,0349$):

Concentración (M)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$	+	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^-$	+	H_3O^+
Concentración inicial	0,05						
Concentración final	$0,05 \cdot (1 - \alpha)$				$0,05 \cdot \alpha$		$0,05 \cdot \alpha$
Valor con $\alpha = 0,0349$	0,048255				0,001745		0,001745

A partir de la expresión del grado de disociación calcula K_a :

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}]} = \frac{(0,001745)^2}{0,048255} = \mathbf{6,31 \cdot 10^{-5}}$$

- b) Calcula la concentración de la disolución diluida teniendo en cuenta que se conserva la cantidad de soluto:

$$n_{\text{con}} = n_{\text{dil}} \Rightarrow M_{\text{con}} \cdot V_{\text{con}} = M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}} \Rightarrow M_{\text{dil}} = \frac{M_{\text{con}} \cdot V_{\text{con}}}{V_{\text{dil}}} = \frac{0,05 \text{ M} \cdot 3 \text{ mL}}{10 \text{ mL}} = 0,015 \text{ M}$$

Por tanto:

Concentración (M)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$	+	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^-$	+	H_3O^+
Concentración inicial	0,015						
Concentración final	$0,015 \cdot (1 - \alpha)$				$0,015 \cdot \alpha$		$0,015 \cdot \alpha$

Conocido el valor de K_a , calcula el grado de disociación

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = \frac{(0,015 \cdot \alpha)^2}{0,015 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,015 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = 6,31 \cdot 10^{-5}$$

$$0,015 \cdot \alpha^2 + 6,31 \cdot 10^{-5} \cdot \alpha - 6,31 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = \frac{-6,31 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(6,31 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot 0,015 \cdot (-6,31 \cdot 10^{-5})}}{2 \cdot 0,015} = \begin{cases} 0,06279 \\ -0,06700 \end{cases}$$

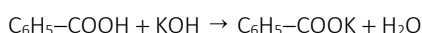
Solo tiene sentido la solución positiva y con ella se calcula la concentración de oxonio:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,015 \cdot \alpha = 0,015 \cdot 0,06279 = 9,418 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Calcula el pH con su definición:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 9,418 \cdot 10^{-4} = 3,026 \approx \mathbf{3,0}$$

- c) Calcula el volumen de KOH necesario para neutralizar el volumen de ácido:



Emplea los datos del enunciado y los coeficientes estequiométricos como factores de conversión para calcular la respuesta:

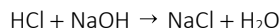
$$V_{\text{KOH}} = 0,02 \text{ L de } \text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH} \cdot \frac{0,05 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}}{1 \text{ L de } \text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de KOH}}{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}} \cdot \frac{1 \text{ L de KOH}}{0,1 \text{ mol de KOH}} = \mathbf{0,01 \text{ L de KOH}}$$

62. Disponemos de 200 mL una de disolución de ácido clorhídrico 0,4 M. Suponiendo que los volúmenes son aditivos.

a) ¿Cuál es el pH al añadir 15 mL de hidróxido de sodio 0,15 M a 5 mL de ácido clorhídrico 0,4 M?

b) ¿Qué volumen de hidróxido de sodio 0,15 M neutralizan a 5 mL de ácido clorhídrico 0,4 M?

La reacción de neutralización ajustada es:



a) La reacción ocurre mol a mol. Calcula la cantidad de cada reactivo para averiguar cuál queda en exceso. Este determinará el pH de la mezcla final. La cantidad de sustancia de cada uno es:

$$n_{\text{HCl}} = [\text{HCl}] \cdot V_{\text{HCl}} = 0,4 \text{ M} \cdot 0,005 \text{ L} = 0,002 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,15 \text{ M} \cdot 0,015 \text{ L} = 0,00225 \text{ mol}$$

Hay exceso de la base, por lo que el pH final de la mezcla será básico.

Calcula la cantidad de sustancia en exceso:

$$n_{\text{exceso}} = n_{\text{iniciales}} - n_{\text{neutralizados}} = 0,00225 \text{ mol} - 0,002 \text{ mol} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de NaOH}$$

Como la NaOH es una base fuerte, se disocia totalmente:



Como consecuencia, $[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]$. El volumen final se considera aditivo:

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Disolución}} (\text{L})} = \frac{2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{(0,005 + 0,015) \text{ L}} = 0,0125 \text{ M}$$

A partir del producto de solubilidad del agua calcula el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log [\text{OH}^-]) = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log 0,0125 \approx \mathbf{12,1}$$

b) La neutralización completa tiene lugar cuando la reacción se lleva a cabo mol a mol. Usa los datos y los coeficientes estequiométricos de la reacción como factores de conversión para encontrar la respuesta.

$$V_{\text{NaOH}} = 0,005 \text{ L de HCl} \cdot \frac{0,4 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ L de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ L de NaOH}}{0,15 \text{ mol de NaOH}} = 0,01\bar{3} \text{ L} \approx \mathbf{13,33 \text{ mL de NaOH}}$$

63. Justifica, suponiendo volúmenes aditivos, si la disolución resultante de cada una de las siguientes mezclas será ácida, básica o neutra.

a) 50 mL de HCl 0,1 M + 10 mL de NaOH 0,2 M.

b) 20 mL de HAc 0,1 M + 10 mL de NaOH 0,2 M.

c) 30 mL de NaCl 0,2 M + 30 mL de NaOH 0,1 M.

d) 10 mL de HCl 0,1 M + 10 mL de HCN 0,1 M.

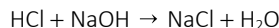
Datos: $\text{p}K_{\text{a}}(\text{HAc}) = 5$; $\text{p}K_{\text{a}}(\text{HCN}) = 9$.

a) Es una neutralización de ácido fuerte con base fuerte. El pH resultante dependerá de qué reactivo quede en exceso. Calcula la cantidad de cada uno de ellos y atendiendo a la estequiometría de la reacción de neutralización justifica:

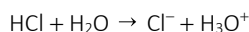
$$n_{\text{HCl}} = [\text{HCl}] \cdot V_{\text{HCl}} = 0,1 \text{ M} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,005 \text{ mol de HCl}$$

$$n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,2 \text{ M} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,002 \text{ mol de NaOH}$$

La reacción de neutralización es:



La reacción ocurre mol a mol y se detiene cuando se agota el NaOH. Al final de la reacción quedará NaCl (sal neutra) y el exceso de HCl sin neutralizar. El HCl al ser un ácido fuerte se disocia por completo:



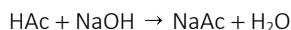
Por eso el pH final de la mezcla es **ácido** ($\text{pH} < 7$).

b) Es una neutralización de ácido fuerte con base fuerte. Calcula la cantidad de sustancia de cada uno inicialmente:

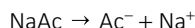
$$n_{\text{HAc}} = [\text{HAc}] \cdot V_{\text{HAc}} = 0,1 \text{ M} \cdot 0,020 \text{ L} = 0,002 \text{ mol de HAc}$$

$$n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,2 \text{ M} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,002 \text{ mol de NaOH}$$

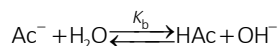
La reacción de neutralización es:



La reacción ocurre mol a mol y se consumen completamente ambos reactivos. En los productos queda una sal, NaAc, que se disocia en sus iones:



- Na^+ . Es ácido conjugado muy débil de una base fuerte (NaOH). No tiene tendencia a reaccionar con el agua, no se hidroliza.
- Ac^- . Es base conjugada débil de un ácido débil (NaAc) que sí reaccionará con el agua:



La presencia de aniones hidroxilo indica que el pH de la hidrólisis es **básico** ($\text{pH} > 7$).

c) Es una mezcla de sal neutra con base fuerte. No se produce reacción:

- El NaCl se disocia completamente en sus iones ($\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$). Estos son ácido y base conjugados muy débiles de una base y un ácido fuerte respectivamente y no se hidrolizan.
- El NaOH al ser una base fuerte se disocia por completo: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$.

La presencia de aniones hidroxilo de la disociación del NaOH indica que el pH es **básico** ($\text{pH} > 7$).

d) Será **ácida**, ya que se mezclan dos ácidos.

64. Una mezcla de 46,3 g de hidróxido de potasio, KOH, con 27,6 g de hidróxido de sodio, NaOH, puros, se disuelven en agua hasta alcanzar 500 mL. Calcula el volumen de una disolución 0,5 M de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , que se necesitará para neutralizar 30 mL de la mezcla alcalina anterior.

Como se trata de dos bases fuertes, se disociarán por completo en disolución acuosa. Calcula la cantidad de cada uno de ellos en sus respectivas disoluciones usando la masa molar de cada una de las bases:

$$M(\text{KOH}) = 39,10 + 1,008 + 16,00 = 56,108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M(\text{NaOH}) = 22,99 + 1,008 + 16,00 = 39,998 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{KOH}} = 46,3 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{56,108 \text{ g}} = 0,825 \text{ mol de NaOH} \quad n_{\text{NaOH}} = 27,6 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{39,998 \text{ g}} = 0,690 \text{ mol de NaOH}$$

Construye las tablas de las reacciones:

Cantidad (mol)	KOH	+	H ₂ O	⇌	K ⁺	+	OH ⁻	NaOH	+	H ₂ O	⇌	Na ⁺	+	OH ⁻
Inicial	0,825							0,690						
Final					0,825		0,825					0,690		0,690

La cantidad total de iones OH^- que se obtienen al mezclar ambas disoluciones:

$$n_{\text{total}} = 0,825 \text{ mol} + 0,690 \text{ mol} = 1,515 \text{ mol de OH}^-$$

Calcula ahora la concentración de la mezcla alcalina teniendo en cuenta que los volúmenes son aditivos:

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V} = \frac{1,515 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 3,03 \text{ M}$$

El ácido sulfúrico es un ácido fuerte que cuando se disocia libera dos protones:

Concentración (M)	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_3\text{O}^+$			
Inicial	0,5			
Final			0,5	1,0

Cuando se produce la neutralización completa de los hidróxidos con el ácido sulfúrico, se obtienen:

$$[\text{OH}^-]_{\text{equilibrio}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{equilibrio}} \Rightarrow \frac{n_{\text{OH}^-}}{V_T} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V_T} \Rightarrow [\text{OH}^-] \cdot V_{\text{Base}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

Despeja el volumen pedido y sustituye los datos conocidos:

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \cdot V_{\text{Base}} = \frac{3,03 \text{ M}}{1 \text{ M}} \cdot 0,030 \text{ L} = 0,0909 \text{ L} = \mathbf{90,9 \text{ mL}}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 249)

Volumetrías ácido-base

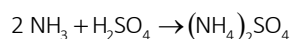
65. En la valoración del NH_3 contenido en 50 mL de un producto de limpieza se gastaron 20 mL de H_2SO_4 0,1 M.

- Dibuja un esquema del montaje experimental para llevar a cabo esta volumetría, indicando los materiales y las sustancias utilizadas.
- En el laboratorio se dispone de fenolftaleína (intervalo de viraje 8,3-10) y anaranjado de metilo (intervalo de viraje 3,1-4,4). ¿Cuál es el indicador más adecuado para esta valoración? Escribe las reacciones químicas que justifican la elección.
- Calcula la concentración molar de amoníaco en el producto de limpieza.

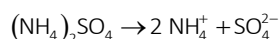
a) El montaje experimental de una volumetría ácido-base se puede ver en la figura 7.5 en la página 229 del libro.

Para este ejercicio sería necesario poner los 50 mL del producto de limpieza en el matraz Erlenmeyer, y abundante volumen de la disolución valorante de H_2SO_4 en la bureta (es la disolución de la conocemos la concentración y se debe controlar el volumen que se añade).

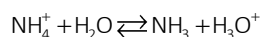
b) Se trata de una valoración de una base débil (NH_3) con un ácido fuerte (H_2SO_4), cuya reacción es:



La sal que se produce está disociada en la disolución:



El catión amonio proviene de una base débil y sí se hidroliza:



Como en esta hidrólisis se producen iones oxonio, $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ y $\text{pH} < 7$. La disolución resultante es ácida en el punto de equivalencia.

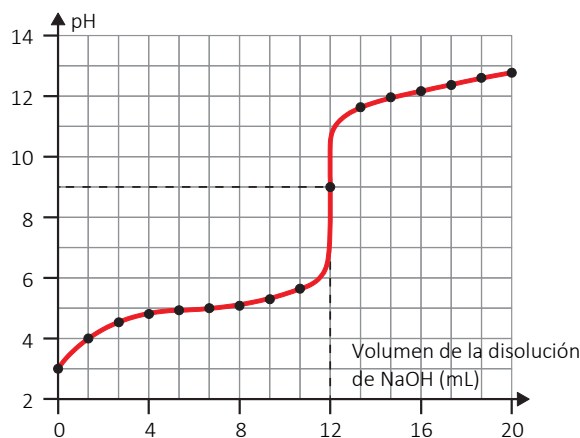
Por esta razón no se podría utilizar fenolftaleína para detectar el punto de equivalencia, ya que su intervalo de viraje se sitúa a pH básico. Sería mejor usar el **anaranjado de metilo**, ya que sí tiene un intervalo de viraje situado en la zona de pH ácido (3,1-4,4).

c) Teniendo en cuenta la reacción de neutralización y los datos del ejercicio, calcula la concentración de amoníaco:

$$[\text{NH}_3] = 0,020 \text{ L de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0,1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol de NH}_3}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1}{0,050 \text{ L de NH}_3} = \mathbf{0,08 \text{ M}}$$

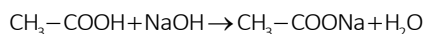
66. El ácido acético es un ácido débil que proviene de la oxidación del etanol (alcohol etílico) y se encuentra en el vinagre del vino. Valoramos 15 mL de vinagre con una disolución de NaOH 0,860 M, y la curva de valoración obtenida es la que se representa en la figura.

- Calcula la molaridad del ácido acético en el vinagre
- ¿Qué pH tiene el vinagre? Calcula el grado de ionización del ácido acético en el vinagre.
- ¿Cuánto vale la constante K_a ?



a) De la gráfica tomamos la lectura del volumen de NaOH gastado en la neutralización del ácido acético. Se puede ver que la curva efectúa su viraje cuando el volumen de disolución de NaOH utilizado es 12 mL.

La reacción de neutralización ajustada es:



Viendo que la reacción es mol a mol, utiliza los datos conocidos para calcular la concentración del ácido:

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}] = 0,012 \text{ L de NaOH} \cdot \frac{0,860 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ L de NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{-COOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} \cdot \frac{1}{0,015 \text{ L de CH}_3\text{-COOH}} = \mathbf{0,688 \text{ M}}$$

b) En la curva se observa que el pH en el equilibrio del ácido acético antes de iniciar la neutralización es 3. Con el equilibrio de ionización, calcula el grado de ionización del ácido:

Concentración (M)	CH ₃ -COOH	+	H ₂ O	⇌	CH ₃ -COO ⁻	+	H ₃ O ⁺
Inicial	0,688						
En el equilibrio	0,688 · (1 - α)				0,688 · α		0,688 · α

Utiliza la definición de pH para calcular el grado de disociación, α:

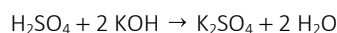
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,688 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-\text{pH}}}{0,688} = \frac{10^{-3}}{0,688} = \mathbf{1,45 \cdot 10^{-3}}$$

c) La constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} = \frac{(0,688 \cdot \alpha)^2}{0,688 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,688 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,688 \cdot (1,45 \cdot 10^{-3})^2}{1 - 1,45 \cdot 10^{-3}} = \mathbf{1,46 \cdot 10^{-6}}$$

67. Al valorar 36 mL de una disolución de hidróxido de potasio, KOH, se necesitaron 10 mL de ácido sulfúrico, H₂SO₄, del 98 % en masa y densidad 1,8 g · mL⁻¹. ¿Qué concentración, expresada en g · L⁻¹, tenía la disolución del hidróxido de potasio?

Ajusta la reacción de neutralización:



Calcula la cantidad de ácido sulfúrico (en mol) usando los datos de la disolución de ácido sulfúrico y la masa molar:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,076 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 10 \text{ mL de Dis. H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1,8 \text{ g de Dis. H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL de Dis. H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g de Dis. H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98,076 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 0,180 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Calcula la cantidad de KOH usando como factores de conversión los coeficientes estequiométricos:

$$n_{\text{KOH}} = 0,180 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de KOH}}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 0,360 \text{ mol de KOH}$$

Calcula la masa de KOH que le corresponde usando la masa molar:

$$M(\text{KOH}) = 39,10 + 16,00 + 1,008 = 56,108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{KOH}} = 0,360 \text{ mol de KOH} \cdot \frac{56,108 \text{ g de KOH}}{1 \text{ mol de KOH}} = 20,2 \text{ g de KOH}$$

Calcula ahora la concentración de KOH en las unidades pedidas:

$$c_{\text{KOH}} = \frac{20,2 \text{ g de KOH}}{0,036 \text{ L de Dis. KOH}} = \mathbf{561 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}$$

68. Se necesitaron 32,6 mL de una disolución de hidróxido de sodio, NaOH, de concentración desconocida, para valorar 50 mL de una disolución de ácido acético, CH₃-COOH, 0,112 M. Sabiendo que $K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$:

a) ¿Cuál es el pH de la disolución de ácido acético?

b) ¿Cuál es la concentración de la disolución de hidróxido de sodio?

a) Para calcular el pH del ácido acético plantea el equilibrio y calcula [H₃O⁺]:

Concentración (M)	CH ₃ -COOH	+	H ₂ O	⇌	CH ₃ -COO ⁻	+	H ₃ O ⁺
Inicial	0,112						
En el equilibrio	0,112 · (1 - α)				0,112 · α		0,112 · α

Conociendo la constante, plantea el equilibrio de disociación y calcula el grado de disociación teniendo en cuenta que es válida la aproximación $1 - \alpha = 1$:

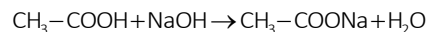
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} = \frac{(0,112 \cdot \alpha)^2}{0,112 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,112 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \approx 0,112 \cdot \alpha^2$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{0,112}} = \sqrt{\frac{1,85 \cdot 10^{-5}}{0,112}} = 1,28 \cdot 10^{-2}$$

Calcula el pH con la expresión de la concentración de oxonio:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,112 \cdot \alpha) = -\log (0,112 \cdot 1,28 \cdot 10^{-2}) = \mathbf{2,84}$$

b) La reacción de neutralización ajustada es:



Para calcular la concentración de NaOH que ha neutralizado al ácido acético utiliza factores de conversión, como la concentración de ácido acético y los coeficientes estequiométricos:

$$[\text{NaOH}] = 0,050 \text{ L de Dis. de CH}_3\text{-COOH} \cdot \frac{0,112 \text{ mol de CH}_3\text{-COOH}}{1 \text{ L de Dis. de CH}_3\text{-COOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol de CH}_3\text{-COOH}} \cdot \frac{1}{0,0326 \text{ L de NaOH}} = \mathbf{0,17 \text{ M}}$$

69. Se prepara una disolución de 100 mL disolviendo en agua 10 mL de un HCl comercial, de densidad es $1,19 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ y riqueza 36% en masa. Esta disolución se valora, utilizando como indicador fenolftaleína, con otra disolución de NaOH preparada disolviendo 4,0 g de la base hasta 200 mL de disolución. Calcula, justificando tus respuestas.

a) Las concentraciones molares de ambas disoluciones.

b) El volumen de disolución del NaOH necesario para valorar 20 mL de la disolución del HCl preparada.

a) Calcula la cantidad de HCl usando los datos de los que disponemos y la masa molar:

$$m_{\text{HCl}} = 10 \text{ mL de HCl comercial} \cdot \frac{1,19 \text{ g de HCl comercial}}{1 \text{ cm}^3 \text{ de HCl comercial}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{36 \text{ g de HCl puro}}{100 \text{ g de HCl comercial}} = 4,284 \text{ g de HCl}$$

$$n_{\text{HCl}} = 4,284 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,458 \text{ g de HCl}} = 0,1175 \text{ mol de HCl}$$

Y con este valor de cantidad en mol, su concentración:

$$[\text{HCl}] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{0,1175 \text{ mol de HCl}}{0,1 \text{ L}} = 1,175 \text{ M} \approx \mathbf{1,2 \text{ M}}$$

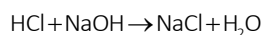
Calcula la cantidad del NaOH usando los datos de los que disponemos y la masa molar:

$$n_{\text{NaOH}} = 4,0 \text{ g de NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{39,998 \text{ g de NaOH}} = 0,100 \text{ mol de NaOH}$$

Y con este valor de cantidad en mol, su concentración:

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} = \frac{0,100 \text{ mol de NaOH}}{0,2 \text{ L}} = \mathbf{0,5 \text{ M}}$$

b) La reacción de neutralización ajustada es:



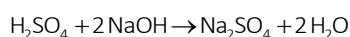
Calcula el volumen de disolución de NaOH necesario para valorar 20 mL de la disolución de HCl usando como factores de conversión las concentraciones y los coeficientes estequiométricos:

$$V_{\text{NaOH}} = 0,020 \text{ L de Dis. de HCl} \cdot \frac{1,175 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ L de Dis. de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ L de Dis. de NaOH}}{0,50 \text{ mol de NaOH}} = 0,047 \text{ L de Dis. de NaOH}$$

$$V_{\text{NaOH}} = \mathbf{47 \text{ mL}}$$

70. Se dispone de una disolución de ácido sulfúrico 2 M. Calcula el volumen de ácido necesario para neutralizar 50 mL de una disolución acuosa que contiene 2,4 g de hidróxido de sodio.

La reacción de neutralización ajustada es:



Calcula la cantidad del NaOH usando los datos de los que disponemos y la masa molar:

$$n_{\text{NaOH}} = 2,4 \text{ g de NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{39,998 \text{ g de NaOH}} = 0,060 \text{ mol de NaOH}$$

Y con este valor de cantidad en mol, su concentración:

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} = \frac{0,060 \text{ mol de NaOH}}{0,050 \text{ L}} = 1,2 \text{ M}$$

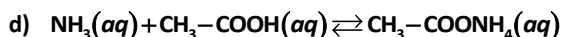
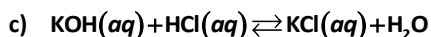
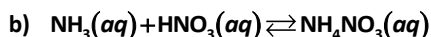
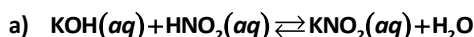
Calcula el volumen de disolución de ácido sulfúrico necesario para valorar 50 mL de la disolución de NaOH usando como factores de conversión las concentraciones y los coeficientes estequiométricos:

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,050 \text{ L de Dis. de NaOH} \cdot \frac{1,2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ L de Dis. de NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ L de Dis. de H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 0,015 \text{ L de Dis. de H}_2\text{SO}_4$$

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \mathbf{15 \text{ mL}}$$

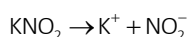
Hidrólisis

71. Explica cualitativamente cuál de los siguientes indicadores: azul de bromofenol, azul de bromotimol o fenolftaleína, sería el más adecuado en las valoraciones:

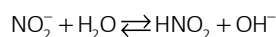


Datos: $K_a(\text{HNO}_2) = 7,2 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-3}$; $K_w = 10^{-14}$. Intervalos de viraje: azul de bromofenol pH = 3,0-4,6; azul de bromotimol pH = 6,0-7,6; fenolftaleína pH = 8,3-10,00.

a) Se trata de una valoración de una base fuerte (KOH) con un ácido débil (HNO_2). La sal que se produce se disocia en los iones:

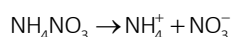


El ion NO_2^- , al provenir de un ácido débil, sí se hidroliza:

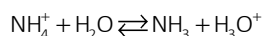


Como en esta hidrólisis se producen iones OH^- , $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ y $\text{pH} > 7$; la disolución resultante será básica en el punto de equivalencia. Por esta razón utilizaríamos la **fenolftaleína** para detectar el punto de equivalencia, ya que su intervalo de viraje se sitúa a pH básico.

b) Se trata de una valoración de una base débil (NH_3) con un ácido fuerte (HNO_3). La sal que se produce se disocia en los iones:

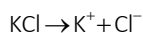


El ion amonio, al provenir de una base débil, sí se hidroliza:



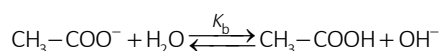
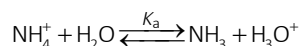
Como en esta hidrólisis se producen iones oxonio, $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ y $\text{pH} < 7$; la disolución resultante será ácida en el punto de equivalencia. Por esta razón es mejor utilizar el **azul de bromofenol** que tiene un intervalo de viraje situado en la zona de pH ácido (3,0-4,6).

c) Se trata de una valoración de una base fuerte (KOH) con un ácido fuerte (HCl). La sal que se produce se disocia en los iones:



Ninguno de estos iones se hidroliza por ser conjugados de ácido y base fuertes ambos. El punto de equivalencia de una neutralización se produce a $\text{pH} = 7$. Como los únicos iones hidroxilo y oxonio son los provenientes del agua, la disolución será neutra. Por esta razón sería mejor utilizar el **azul de bromotimol** que tiene un intervalo de viraje situado en la zona de pH neutra (6,0-7,6).

d) Se trata de una valoración de una base débil con un ácido débil. Se hidrolizan ambos iones de la sal producida:



Al haber iones hidroxilo y oxonio en la disolución, el pH final depende ahora de las constantes de acidez y basicidad de los iones. Calcula K_a a partir del dato de K_b del amoníaco (su base conjugada) y del producto iónico del agua K_w :

$$K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,5 \cdot 10^{-10} \Rightarrow K_a(\text{NH}_4^+) = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

Análogamente:

$$K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-3}} = 5,5 \cdot 10^{-12} \Rightarrow K_b(\text{CH}_3\text{-COO}^-) = 5,5 \cdot 10^{-12}$$

Como $K_b(\text{CH}_3\text{-COO}^-) < K_a(\text{NH}_4^+)$, entonces $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$. Lo que hace que $\text{pH} < 7$. Por esta razón es mejor utilizar el **azul de bromofenol**, que tiene un intervalo de viraje situado en la zona de pH ácido (3,0-4,6).

72. Disponemos de cuatro disoluciones salinas en agua. Sus características son:

- **Disolución A:** $\text{pH} = 2,6$.
- **Disolución B:** $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$.
- **Disolución C:** $[\text{OH}^-] = 10^{-10} \text{ M}$.
- **Disolución D:** $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} \text{ M}$.

Contesta, justificando tu respuesta.

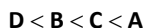
- El orden de las cuatro disoluciones por acidez creciente.
- ¿Cuál o cuáles de ellas pueden corresponder a una disolución de KNO_3 ?
- ¿Cuál o cuáles de ellas pueden corresponder a una disolución de NaNO_2 ?
- ¿Cuál o cuáles de ellas pueden corresponder a una disolución de NH_4Br ?

Datos: $K_a(\text{HNO}_2) = 7,2 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

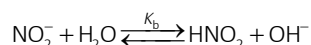
Para poder ordenarlas es necesario que todos los datos estén en la misma escala. Convierte todo a la escala pH:

- Disolución A: $\text{pH} = 2,6$.
- Disolución B: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log [\text{OH}^-]) = 14 + \log 10^{-7} = 14 - 7 = 7$
- Disolución C: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log [\text{OH}^-]) = 14 + \log 10^{-10} = 14 - 10 = 4$
- Disolución D: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-10} = 10$

- Cuanto mayor es la acidez, menor es el pH; por tanto, el orden pedido de menor a mayor acidez es el mismo que de mayor a menor pH:



- La **disolución B**. Ya que KNO_3 es una sal neutra que procede de ácido fuerte y base fuerte, y que en disolución resulta $\text{pH} = 7$.
- La **disolución D**. Ya que NaNO_2 es una sal que procede de ácido débil y base fuerte. En agua está disociada en sus iones: $\text{NaNO}_2 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$. El catión Na^+ es ácido conjugado muy débil de una base fuerte (NaOH) que no tiene tendencia a reaccionar con el agua, porque tiende a estar completamente ionizado. El anión NO_2^- es base conjugada débil de un ácido débil (HNO_2) que sí reaccionará con el agua:



La presencia de aniones hidroxilo indica que el pH de la hidrólisis es básico, $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$. Luego el $\text{pH} > 7$.

- Las **disoluciones A o C**. Ya que NH_4Br es la sal de una base débil y un ácido fuerte. En agua está disociada en sus iones: $\text{NH}_4\text{Br} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Br}^-$. El catión NH_4^+ es ácido conjugado débil de una base débil (NH_3) que se hidroliza según la reacción: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{K_a} \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$. El anión Cl^- es base conjugada muy débil de un ácido fuerte (HCl) que no reacciona con el agua. La presencia de iones H_3O^+ indica que el pH de la hidrólisis será ácido, $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$. Luego el $\text{pH} < 7$.

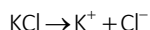
73. Justifica tu respuesta a las siguientes cuestiones:

- Ordena, de menor a mayor pH, las disoluciones acuosas de igual concentración de KCl , HF y HNO_3 .
- Ordena, de menor a mayor pH, las disoluciones acuosas de igual concentración de NaClO_2 , HCOONa y NaIO_4 .

Datos: $K_a(\text{HF}) = 10^{-3}$; $K_a(\text{HClO}_2) = 10^{-2}$; $K_a(\text{HCOOH}) = 10^{-4}$; $K_a(\text{HIO}_4) = 10^{-8}$.

a) Estudia uno por uno el pH de las disoluciones y luego ordena:

- KCl: es sal de ácido y base fuerte. No se hidroliza.

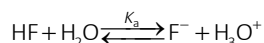


El catión K^+ es ácido conjugado débil de una base fuerte (KOH); no se hidroliza.

El anión Cl^- es base conjugada muy débil de un ácido fuerte (HCl); no reacciona con el agua.

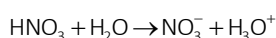
Como en esta hidrólisis no se producen iones hidroxilo ni oxonio, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ y $\text{pH} = 7$; la disolución es neutra.

- HF: es ácido débil que se disocia parcialmente en disolución acuosa.



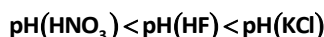
Su pH será ácido ($\text{pH} < 7$), aunque siempre menos ácido que el de un ácido fuerte.

- HNO_3 : es un ácido fuerte, que se disocia completamente en disolución acuosa.



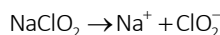
Su pH será ácido ($\text{pH} < 7$).

Por tanto, el orden de menor a mayor pH será:



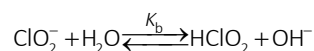
b) Estudiamos la hidrólisis de las sales propuestas y su pH en disolución:

- NaClO_2 : es sal de ácido débil y base fuerte.



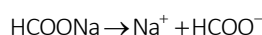
Na^+ : es ácido conjugado muy débil de una base fuerte (NaOH) que no tiene tendencia a reaccionar con el agua.

ClO_2^- : es base conjugada débil de un ácido débil (HClO_2); sí se hidroliza según la reacción:



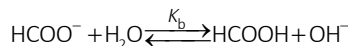
Como en esta hidrólisis se producen iones hidroxilo, $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ y $\text{pH} > 7$; la disolución es básica.

- HCOONa : es sal de ácido débil y base fuerte:



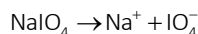
Na^+ : es ácido conjugado muy débil de una base fuerte (NaOH) que no tiene tendencia a reaccionar con el agua.

HCOO^- : es base conjugada débil de un ácido débil (HCOOH); sí se hidroliza según la reacción:



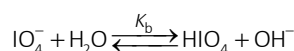
Como en esta hidrólisis se producen iones hidroxilo, $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ y $\text{pH} > 7$; la disolución es básica.

- NaIO_4 : es sal de ácido débil y base fuerte:



Na^+ : ácido conjugado muy débil de una base fuerte (NaOH) que no tiene tendencia a reaccionar con el agua.

IO_4^- : base conjugada débil de un ácido débil (HIO_4); sí se hidroliza según la reacción:



Como en esta hidrólisis se producen iones hidroxilo, $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ y $\text{pH} > 7$; la disolución es básica.

Las tres disoluciones de las sales son básicas, así que para saber cuál de ellas tiene menor pH y poder ordenarlas necesitamos recurrir a sus constantes de basicidad. Cuanto mayor es la constante del ácido, menor es la de la base

conjugada. Por tanto, será menos básica y tendrá menor pH la disolución cuyo ácido conjugado sea más ácido, el que tenga mayor valor de K_a .

$$\left(\begin{array}{c} K_a(\text{HClO}_2) \\ 10^{-2} \end{array} \right) > \left(\begin{array}{c} K_a(\text{HCOOH}) \\ 10^{-4} \end{array} \right) > \left(\begin{array}{c} K_a(\text{HIO}_4) \\ 10^{-8} \end{array} \right)$$

$$\left(\begin{array}{c} K_b(\text{ClO}_2^-) \\ 10^{-12} \end{array} \right) < \left(\begin{array}{c} K_b(\text{COOH}^-) \\ 10^{-10} \end{array} \right) < \left(\begin{array}{c} K_b(\text{IO}_4^-) \\ 10^{-6} \end{array} \right)$$

Luego:

$$\text{pH}(\text{ClO}_2^-) < \text{pH}(\text{COOH}^-) < \text{pH}(\text{IO}_4^-)$$

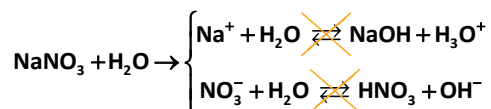
ACTIVIDADES (página 249)

74. Escribe la ecuación química correspondiente al proceso químico que tiene lugar al disolver en agua cada una de las siguientes sustancias: nitrato de sodio, cianuro de potasio, bromuro de litio, cloruro de amonio y acetato de sodio. Indica si su pH será ácido, básico o neutro.

Datos: $K_a(\text{HCN}) = 4,0 \cdot 10^{-10}$; $K_a(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

El nitrato de sodio se disocia completamente en sus iones y estos no se hidrolizan:

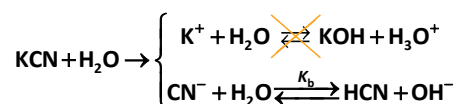
- Na^+ . Ácido conjugado muy débil de una base fuerte (NaOH) que no tiene tendencia a reaccionar con el agua, porque tiende a estar completamente ionizado.
- NO_3^- . Base conjugada muy débil de un ácido fuerte (HNO_3) y tampoco tiene tendencia a reaccionar con el agua, porque tiende a estar completamente ionizado.



Como los únicos iones hidroxilo e hidronios son los provenientes del agua, $\text{pH} = 7$; la disolución es **neutra**.

El cianuro de potasio (KCN) es una sal de un ácido débil y una base fuerte:

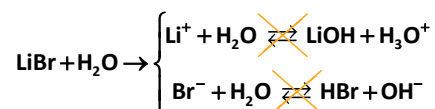
- K^+ . Ácido conjugado muy débil de una base fuerte (KOH) que no tiene tendencia a reaccionar con el agua, porque tiende a estar completamente ionizado.
- CN^- . Base conjugada débil de un ácido débil (HCN); sí se hidroliza.



Como en esta hidrólisis se producen iones hidroxilo, $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ y $\text{pH} > 7$; la disolución es **básica**.

El bromuro de litio (LiBr) es una sal proveniente de ácido y base fuertes:

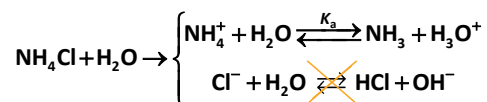
- Li^+ . Ácido conjugado débil de una base fuerte (LiOH); no se hidroliza.
- Br^- . Base conjugada muy débil de un ácido fuerte (HBr); no reacciona con el agua.



Como los únicos iones hidroxilo e hidronios son los provenientes del agua, $\text{pH} = 7$; la disolución es **neutra**.

El cloruro de amonio (NH_4Cl) es la sal de una base débil y un ácido fuerte:

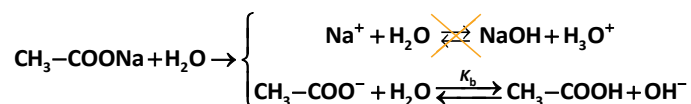
- NH_4^+ . Ácido conjugado débil de una base débil (NH_3); se hidroliza según la reacción:
- Cl^- . Base conjugada muy débil de un ácido fuerte (HCl); no reacciona con el agua.



Como en esta hidrólisis se producen iones hidronio, $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ y $\text{pH} < 7$; la disolución es **ácida**.

El acetato de sodio ($\text{CH}_3\text{-COONa}$) es una sal de ácido débil y base fuerte:

- Na^+ . Ácido conjugado muy débil de una base fuerte (NaOH) que no tiene tendencia a reaccionar con el agua, porque tiende a estar completamente ionizado.
- $\text{CH}_3\text{-COO}^-$. Base conjugada débil de un ácido débil ($\text{CH}_3\text{-COOH}$); sí se hidroliza según la reacción:



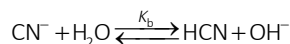
Como en esta hidrólisis se producen iones hidroxilo, $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ y $\text{pH} > 7$; la disolución es **básica**.

75. Tenemos una disolución de la sal cianuro de potasio, KCN, de concentración 0,5 M. Sabiendo que le corresponde la constante $K_a = 7,25 \cdot 10^{-10}$, y que $K_w = 10^{-14}$.

a) Calcula el pH y el grado de hidrólisis de esa disolución.

b) ¿Cuál debería ser el valor de la constante K_b de una base de concentración 0,5 M para que nos diera el mismo pH que la disolución anterior?

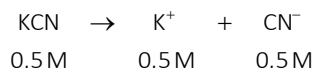
a) El KCN es una sal de ácido débil y base fuerte. Solo sufre hidrólisis el ion cianuro:



Para calcular el pH y el grado de disociación ten en cuenta este equilibrio. Halla primero K_b :

$$K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{7,25 \cdot 10^{-10}} = 1,38 \cdot 10^{-5}$$

La concentración inicial del ion cianuro:



Plantea el equilibrio de la hidrólisis:

Concentración (M)	CN^-	+	H_2O	$\xrightleftharpoons{K_b}$	HCN	+	OH^-
Concentración inicial	0,5				0		0
Concentración que reacciona	$-0,5 \cdot \alpha$				$+0,5 \cdot \alpha$		$+0,5 \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio	$0,5 \cdot (1 - \alpha)$				$0,5 \cdot \alpha$		$0,5 \cdot \alpha$

De la expresión de K_b , considerando la aproximación $1 - \alpha = 1$:

$$K_b = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{(0,5 \cdot \alpha)^2}{0,5 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,5 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \approx 0,5 \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{0,5}} = \sqrt{\frac{1,38 \cdot 10^{-5}}{0,5}} = 5,25 \cdot 10^{-3}$$

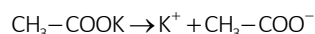
A partir del producto de solubilidad del agua calcula el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log (0,5 \cdot \alpha) = 14 + \log (0,5 \cdot 5,25 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{11,4}$$

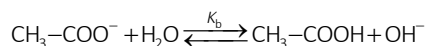
b) Como la concentración de la base, BOH, es la misma que la del ion cianuro, la concentración inicial también, así como el valor de pH de la disolución, el valor de la constante será también el mismo de la K_b ya calculada para el ion cianuro, $K_b = \mathbf{1,38 \cdot 10^{-5}}$.

76. Calcula el pOH de una disolución de acetato de potasio 0,1 M. Dato: $K_a(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

El acetato de potasio ($\text{CH}_3\text{-COOK}$) es una sal de ácido débil y base fuerte:



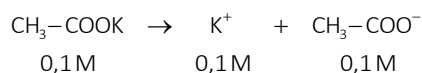
- K^+ . Ácido conjugado muy débil de una base fuerte (KOH) que no tiene tendencia a reaccionar con el agua, porque tiende a estar completamente ionizado.
- $\text{CH}_3\text{-COO}^-$. Base conjugada débil de un ácido débil ($\text{CH}_3\text{-COOH}$); sí se hidroliza según la reacción:



Para calcular el pH y el grado de disociación ten en cuenta este equilibrio. Halla primero K_b :

$$K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

La concentración inicial de la base será:



Plantea el equilibrio de la hidrólisis:

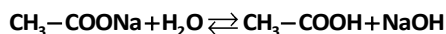
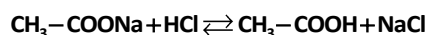
Concentración (M)	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$	+	H_2O	$\xrightleftharpoons{K_b}$	$\text{CH}_3\text{-COOH}$	+	OH^-
Concentración inicial	0,1				0		0
Concentración que reacciona	$-0,1 \cdot \alpha$				$+0,1 \cdot \alpha$		$+0,1 \cdot \alpha$
Concentración en equilibrio	$0,1 \cdot (1 - \alpha)$				$0,1 \cdot \alpha$		$0,1 \cdot \alpha$

De la expresión de K_b , considerando la aproximación $1 - \alpha = 1$:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{(0,1 \cdot \alpha)^2}{0,1 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,1 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \approx 0,1 \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{0,1}} = \sqrt{\frac{5,5 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7,45 \cdot 10^{-5}$$

Calcula el pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,1 \cdot \alpha) = -\log (0,1 \cdot 7,45 \cdot 10^{-5}) = 5,1$$

77. ¿Hacia qué lado (reactivos o productos) estarán desplazados los siguientes equilibrios?


Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HCl}) \approx 10^8$; $K_a(\text{Na}^+) \approx 10^{-15}$.

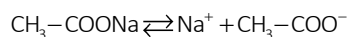
Cuanto mayor sea el valor de K_a de un ácido, más desplazado estará hacia la formación de iones.

- Para el primer equilibrio $K_a(\text{HCl})$ es muy grande, la reacción se desplazará **hacia la formación de productos**.
- Para el segundo equilibrio $K_a(\text{CH}_3\text{-COOH})$ es mayor, la reacción se desplazará **hacia la formación de reactivos**.

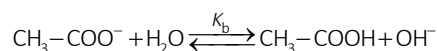
78. Para impedir la hidrólisis que puede ocurrir después de disolver acetato de sodio en agua, ¿cuál de los siguientes métodos será más eficaz? Justifica cada respuesta.

- Añadir ácido acético a la disolución.
- Añadir NaCl a la disolución.
- Añadir HCl a la disolución.
- Ninguno, no es posible impedirla.

HCOONa es sal de ácido débil y base fuerte. En disolución acuosa se da el equilibrio:



- Na^+ . Ácido conjugado muy débil de una base fuerte (NaOH) que no tiene tendencia a reaccionar con el agua.
- HCOO^- . Base conjugada de un ácido débil (HCOOH); sí se hidroliza según la reacción:



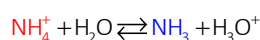
- Si se añade ácido acético (ácido débil), aumenta la concentración de este ácido. Por el principio de Le Châtelier el equilibrio de hidrólisis del acetato se desplazará hacia los reactivos. Va en contra de la hidrólisis pero no la impide.
- Si se añade NaCl (sal neutra) a la disolución, la sal se descompondría en sus iones Na^+ y Cl^- . Tiene un ion común (Na^+) con la disociación del acetato de sodio, por eso este equilibrio se desplaza hacia reactivos. Afecta al equilibrio de hidrólisis indirectamente, pues consume iones acetato. Disminuye la presencia de acetato pero no impide su hidrólisis.
- Si se añade HCl (ácido fuerte) a la disolución, se produce la reacción: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. Los H_3O^+ generados reaccionarán con los OH^- provenientes de la hidrólisis. Se consume este ion y por el principio de Le Châtelier el equilibrio de hidrólisis del acetato se desplazará hacia los productos. Se potencia la hidrólisis.
- Ninguno de los anteriores** es la respuesta correcta.

Disoluciones reguladoras

79. Dispones de una disolución reguladora de amoníaco, NH_3 , y cloruro de amonio, NH_4Cl . Escribe la ecuación química que muestre cómo reacciona la disolución reguladora preparada cuando:

- Se le añade una pequeña cantidad de ácido fuerte.
- Se le añade una pequeña cantidad de base fuerte.

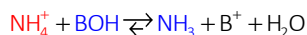
En la disolución reguladora están presentes el amoníaco y el amonio. Par conjugado de la base débil amoníaco, NH_3 , y el ácido débil amonio procedente de la sal cloruro de amonio, NH_4^+ .



- Un ácido fuerte se disocia totalmente: $\text{HA} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}^+$. Al añadir poca cantidad de ácido fuerte se incorporan a la disolución iones oxonio, H_3O^+ . Aumenta su concentración desplazando el equilibrio de la disolución reguladora hacia la izquierda. Aunque el pH de la disolución final apenas varía.



- Una base fuerte se disocia totalmente: $\text{BOH} \rightarrow \text{B}^- + \text{OH}^-$. Si se añade un poco de base entran en juego los iones hidroxilo, OH^- . Estos reaccionan con los iones oxonio, H_3O^+ , haciendo que disminuya su concentración. El equilibrio de la disolución reguladora se desplaza hacia la derecha para compensar la pérdida de concentración de oxonio.

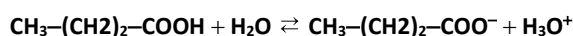


80. El ácido butanoico, de nombre común ácido butírico, se utiliza en la obtención de compuestos que se sirven en forma de jarabe. Hemos preparado en el laboratorio una disolución acuosa de este ácido y el pH medido experimentalmente ha sido de 2,72.

- Escribe la reacción del ácido butírico en agua.
- ¿Cuál era la concentración inicial de la disolución acuosa de ácido butírico?
- ¿Qué habría que añadir a la disolución de ácido butírico para tener una disolución amortiguadora de pH?

Justifica tus respuestas. Dato: $K_a(\text{ác. butírico}) = 1,5 \cdot 10^{-5}$.

- Escribe la reacción:



- Calcula la concentración de H_3O^+ de la disolución a partir del pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,72} = 1,91 \cdot 10^{-3}$$

Construye la tabla con las concentraciones inicial y en el equilibrio:

Concentración (M)	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$		
Inicial	C_i		
En el equilibrio	$C_i \cdot (1 - \alpha)$		$C_i \cdot \alpha$

Calcula la concentración inicial usando la constante de disociación ($K_a = 1,5 \cdot 10^{-5}$) y la concentración de H_3O^+ de la disolución en el equilibrio ($[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,91 \cdot 10^{-3}$):

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_i \cdot (1 - \alpha)} \approx \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_i} \Rightarrow C_i = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_a} = \frac{(1,91 \cdot 10^{-3})^2}{1,5 \cdot 10^{-5}} = \mathbf{0,24 \text{ M}}$$

Nota: Por las condiciones del problema, podemos aproximar que $1 - \alpha \approx 1$ y simplificar los cálculos.

- c) Las disoluciones reguladoras o amortiguadoras se caracterizan porque en ellas solo se producen pequeñas variaciones en el pH a pesar de la adición de un ácido o una base. Suelen estar formadas por un ácido o base débil y su conjugado correspondiente.

Hay que añadir ion butanoato (base conjugada del ácido butírico) en la solución acuosa de ácido butírico. Hay que tener en la solución una mezcla de un ácido débil y su base conjugada en concentraciones similares. Esto nos permitirá neutralizar, y mantener el pH.

También es correcto: añadir un poco de una base fuerte, por ejemplo NaOH, para convertir una parte del ácido butírico en ion butanoato, y que en la solución haya al final ácido butírico y su base conjugada en concentraciones similares, que nos permitirá neutralizar (y mantener el pH).

QUÍMICA EN TU VIDA (página 252)

INTERPRETA

1. ¿Por qué es necesario buscar nuevos materiales que sean capaces de eliminar la contaminación?

Porque la contaminación ambiental es un problema grave asociado a las emisiones de gases de efecto invernadero.

2. ¿Cuál es la función de la luz del sol en este proceso? ¿Y la del TiO_2 ?

Las emisiones que se realizan a la atmósfera desde las industrias químicas y, también, desde los vehículos a motor llevan en su composición los denominados NO_x , óxidos de nitrógeno NO_2 y NO , que especialmente en la troposfera y por acción de la luz solar reaccionan con el oxígeno molecular, O_2 , produciendo ozono, O_3 , que es un gas tóxico.

Para paliar este problema, desde hace unos años, se están desarrollando diferentes tipos de pavimentos y asfaltos que llevan en su composición dióxido de titanio, TiO_2 , un compuesto que actúa como fotocatalizador heterogéneo de una reacción y transforma los NO_x , por acción de la luz solar, en sales de nitrato, NO_3^- en lugar de en ozono.

REFLEXIONA

3. ¿En qué época del año será más eficaz la acción del TiO_2 ? ¿Serán efectivas en los parking subterráneos?

La acción del TiO_2 será más eficaz en la época del año en que mayor insolación haya.

No, necesita la acción de la luz solar.

USA LAS TIC

4. Investiga en la web el proyecto Life+ EQUINOX, su objetivo es comprobar la duración de las capas asfálticas que contienen TiO_2 antes de perder eficacia.

Respuesta abierta.

8

Reacciones de transferencia de electrones

Reacciones de transferencia de electrones

8

PARA COMENZAR (página 253)

¿Qué otros ejemplos conoces del uso de las baterías de litio?

Además de en el vehículo eléctrico, las baterías de ion litio se pueden emplear en dispositivos como los siguientes:

- Teléfonos móviles, ordenadores portátiles, *tablets*, etc.
- Equipos industriales, como carretillas elevadoras, gatos de plataforma, etc.
- Carros de golf, carros para transportar maletas en aeropuertos, etc.
- Dispositivos personales de movilidad, como sillas de ruedas eléctricas.
- Herramientas industriales.
- Satélites espaciales.

¿Dónde se fabrican estas baterías?

Las baterías de ion litio se fabrican países como Japón, EE. UU., China, Argentina... Como su uso se está generalizando, podemos hablar ya de una fabricación a nivel global.

Investiga dónde se sitúan los principales yacimientos de litio en el mundo.

Bolivia, Chile y Argentina concentran más de la mitad de las reservas de litio que hay en el planeta, estimado en unos 40 millones de toneladas.

PRACTICA (página 254)

1. Calcula la masa molar de un gas si 32 g del mismo ocupan un volumen de 6,756 L a una presión de 3040 mm de Hg cuando la temperatura es de 57 °C. Dato: 1 atm = 760 mm de Hg.

Para calcular la masa molar del gas utiliza la ecuación de los gases ideales. En ella sustituye la cantidad, n , por el cociente entre la masa, m , y la masa molar, M :

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V}$$

Convierte los datos de presión y temperatura:

$$T = (57 + 273) = 330 \text{ K}$$

$$p = 3040 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 4,0 \text{ atm}$$

Sustituye los datos y opera:

$$M = \frac{32 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 330 \text{ K}}{4,0 \text{ atm} \cdot 6,756 \text{ L}} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

ACTIVIDADES (página 257)

2. Calcula el número de oxidación de cada elemento en los compuestos: LiAlH_4 y Na_2SnO_2 .

- En la molécula de LiAlH_4 tenemos:

El **Li**, al ser un alcalino, tendrá número de oxidación **+1**.

El **Al**, al ser un térreo, presenta número de oxidación **+3**.

Como la molécula LiAlH_4 es neutra, la suma de los números de oxidación será cero, luego:

$$n.^{\circ} \text{ ox. (Li)} + n.^{\circ} \text{ ox. (Al)} + n.^{\circ} \text{ ox. (H)} \cdot 4 = 0$$

$$(+1) + (+3) + n.^{\circ} \text{ ox. (H)} \cdot 4 = 0$$

$$n.^{\circ} \text{ ox. (H)} = -1$$

Por tanto, el **H** tiene número de oxidación **-1**.

- En la molécula de Na_2SnO_2 tenemos:

El **Na**, al ser un alcalino, tendrá número de oxidación **+1**.

El **O** presenta número de oxidación **-2**.

Como la molécula Na_2SnO_2 es neutra, la suma de los números de oxidación será cero, luego:

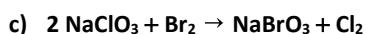
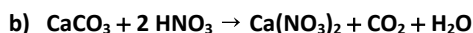
$$n.^{\circ} \text{ ox. (Na)} \cdot 2 + n.^{\circ} \text{ ox. (Sn)} + n.^{\circ} \text{ ox. (O)} \cdot 2 = 0$$

$$(+1) \cdot 2 + n.^{\circ} \text{ ox. (Sn)} + (-2) \cdot 2 = 0$$

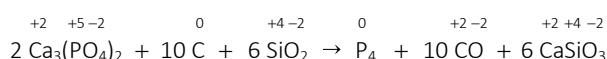
$$n.^{\circ} \text{ ox. (Sn)} = +2$$

Por tanto, el **Sn** tiene número de oxidación **+2**.

3. ¿Cuáles de las siguientes reacciones corresponden con procesos de oxidación-reducción? Identifica en cada caso el oxidante y el reductor, la especie formada por oxidación y la obtenida por reducción. Escribe las semirreacciones de oxidación y reducción.



- a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



Hay elementos que cambian su número de oxidación, así que **sí es un proceso de oxidación-reducción**.

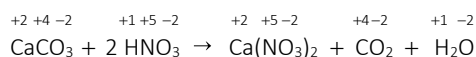
El elemento que se reduce (baja su número de oxidación) es el oxidante. El elemento que se oxida (aumenta su número de oxidación) es el reductor. Así:

- El fósforo se reduce oxidando al carbono. Luego, el PO_4^{3-} es el agente **oxidante**. La especie formada por oxidación es **CO**.
- El carbono se oxida reduciendo al fósforo. Luego, el **C** es el agente **reductor**. La especie formada por reducción es **P₄**.

Las semirreacciones de oxidación y reducción son:

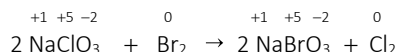
- Oxidación: $\text{C} \rightarrow \text{CO}$
- Reducción: $\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{P}_4$

- b) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



No hay elementos que cambien su número de oxidación, así que **no es un proceso de oxidación-reducción**.

c) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



Hay elementos que cambian su número de oxidación, así que **sí es un proceso de oxidación-reducción**.

El elemento que se reduce (baja su número de oxidación) es el oxidante. El elemento que se oxida (aumenta su número de oxidación) es el reductor. Así:

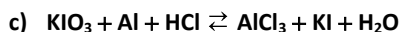
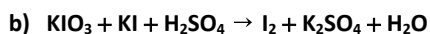
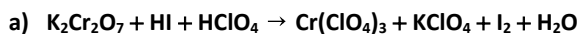
- El cloro se reduce oxidando al bromo.
Luego, el **ClO₃⁻** es el agente **oxidante**.
La especie formada por oxidación es **BrO₃⁻**.
- El bromo se oxida reduciendo al cloro.
Luego, el **Br₂** es el agente **reductor**.
La especie formada por reducción es **Cl₂**.

Las semirreacciones de oxidación y reducción son:

- Oxidación: **Br₂ → BrO₃⁻**
- Reducción: **ClO₃⁻ → Cl₂**

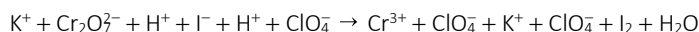
ACTIVIDADES (página 260)

4. Ajusta las siguientes reacciones por el método del ion-electrón:

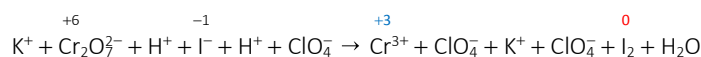


En los tres casos se trata de una reacción en medio ácido.

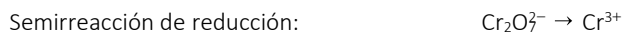
a) 1. Escribe la ecuación en forma iónica:



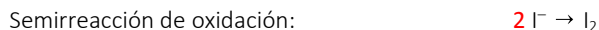
2. Asigna números de oxidación a las especies que sufren cambio en la reacción:



3. Identifica las semirreacciones de oxidación y reducción, escribiéndolas por separado:



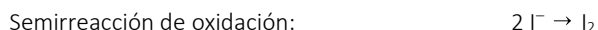
4. Ajusta los átomos de cada elemento, excepto oxígeno e hidrógeno:



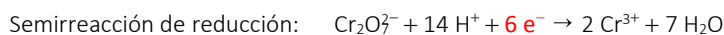
5. Ajusta los átomos de oxígeno añadiendo H₂O donde falte oxígeno:



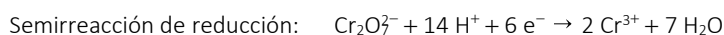
6. Ajusta los átomos de hidrógeno añadiendo H⁺ donde falte hidrógeno:



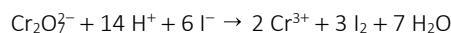
7. Ajusta la carga eléctrica con electrones, e⁻:



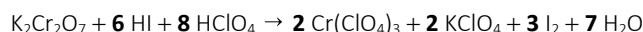
8. Multiplica cada semirreacción por un número tal que haga que el número de electrones cedidos sea igual al número de electrones ganados:



9. Suma las dos semirreacciones, eliminando los electrones, y obtenemos la ecuación iónica:



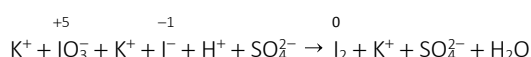
10. Por último, escribe la ecuación en su forma molecular añadiendo los iones necesarios según le ecuación inicial:



- b) 1. Escribe la ecuación en forma iónica:



2. Asigna números de oxidación a las especies que sufren cambio en la reacción:



Estamos ante una reacción de dismutación, en la que el yodo es el elemento que se oxida y se reduce.

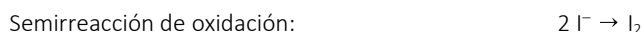
3. Identifica las semirreacciones de oxidación y reducción, escribiéndolas por separado:



4. Ajusta los átomos de cada elemento, excepto oxígeno e hidrógeno:



5. Ajusta los átomos de oxígeno añadiendo H_2O donde falte oxígeno:



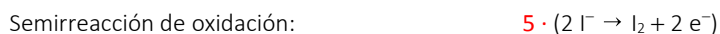
6. Ajusta los átomos de hidrógeno añadiendo H^+ donde falte hidrógeno:



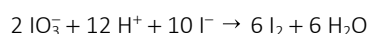
7. Ajusta la carga eléctrica con electrones, e^- :



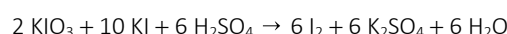
8. Multiplica cada semirreacción por un número tal que haga que el número de electrones cedidos sea igual al número de electrones ganados:



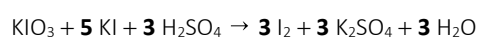
9. Suma las dos semirreacciones, eliminando los electrones, y obtenemos la ecuación iónica:



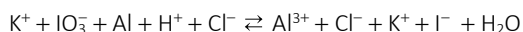
10. Por último, escribe la ecuación en su forma molecular añadiendo los iones necesarios según le ecuación inicial:



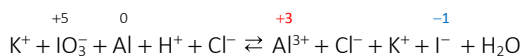
Simplifícala dividiendo todos los coeficientes entre 2:



c) 1. Escribe la ecuación en forma iónica:



2. Asigna números de oxidación a las especies que sufren cambio en la reacción:



3. Identifica las semirreacciones de oxidación y reducción, escribiéndolas por separado:



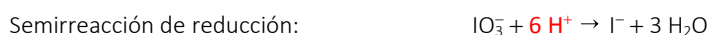
4. Ajusta los átomos de cada elemento, excepto oxígeno e hidrógeno:

No es necesario.

5. Ajusta los átomos de oxígeno añadiendo H_2O donde falte oxígeno:



6. Ajusta los átomos de hidrógeno añadiendo H^+ donde falte hidrógeno:



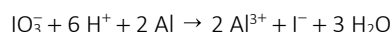
7. Ajusta la carga eléctrica con electrones, e^- :



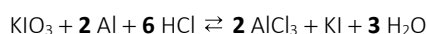
8. Multiplica cada semirreacción por un número tal que haga que el número de electrones cedidos sea igual al número de electrones ganados:



9. Suma las dos semirreacciones, eliminando los electrones, y obtenemos la ecuación iónica:



10. Por último, escribe la ecuación en su forma molecular añadiendo los iones necesarios según la ecuación inicial:

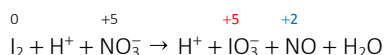


5. Dada la reacción de oxidación-reducción:



Escribe la reacción molecular ajustada por el método del ion-electrón. Indica cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor.

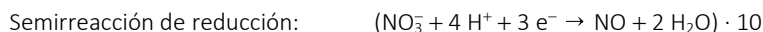
Se trata de una reacción en medio ácido:



El elemento que se reduce (disminuye su número de oxidación) es el agente oxidante. El elemento que se oxida (aumenta su número de oxidación) es el agente reductor. Así:

- El yodo se oxida reduciendo al nitrógeno, luego el I_2 es el **agente reductor**.
- El nitrógeno se reduce oxidando al yodo, luego el HNO_3 es el **agente oxidante**.

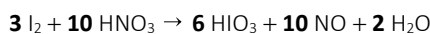
Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones (simplificando electrones, moléculas de agua y protones en común) para obtener la ecuación iónica:

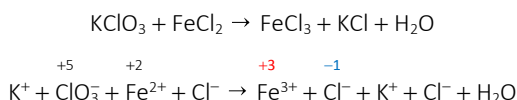


Por último, escribe la ecuación en su forma molecular ya ajustada:



6. En disolución ácida el clorato de potasio, KClO_3 , oxida al cloruro de hierro(II) a cloruro de hierro(III), quedando reducido a cloruro de potasio y agua. Ajusta la reacción por el método del ion-electrón.

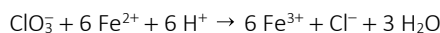
Se trata de una reacción en medio ácido:



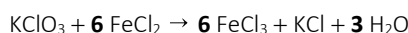
Escribe las semirreacciones y ajusta oxígenos, hidrógenos y cargas:



Suma las dos semirreacciones (simplificando los electrones) para obtener la ecuación iónica:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular después de añadir los iones que la completan:



ACTIVIDADES (página 262)

7. Se sabe que el ion permanganato oxida el hierro(II) a hierro(III), en presencia de ácido sulfúrico, reduciéndose él a Mn(II).

a) Ajusta la reacción iónica global.

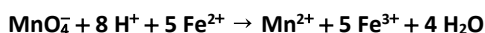
b) ¿Qué volumen de permanganato de potasio 0,2 M se requiere para oxidar 40 mL de disolución 0,01 M de sulfato de hierro(II) en disolución de ácido sulfúrico?

a) Se trata de una reacción en medio ácido.

Escribe las semirreacciones y ajusta oxígenos, hidrógenos y cargas:



Suma las dos semirreacciones (simplificando los electrones) para obtener la ecuación iónica:

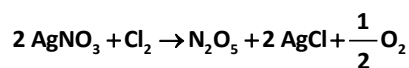


b) Usando los datos de concentración y la estequiometría de la reacción como factores de conversión, calcula el volumen de permanganato de potasio 0,2 M que se requiere para oxidar 40 mL de disolución 0,01 M de sulfato de hierro(II):

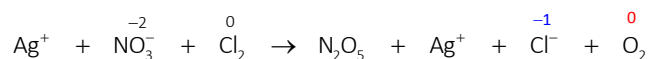
$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 40 \text{ mL disolución FeSO}_4 \cdot \frac{0,01 \text{ mol FeSO}_4}{1 \cdot 10^3 \text{ mL disolución FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol FeSO}_4} = 0,0004 \text{ mol Fe}^{2+}$$

$$V(\text{KMnO}_4) = 0,0004 \text{ mol Fe}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_4^-}{5 \text{ mol Fe}^{2+}} \cdot \frac{1 \cdot 10^3 \text{ mL disolución KMnO}_4}{0,2 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_4^-}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 0,4 \text{ mL disolución KMnO}_4$$

8. Dada la siguiente reacción química ya ajustada:



- a) Identifica al oxidante y al reductor.
 b) Calcula la cantidad de N_2O_5 que se obtiene a partir de 40 g de AgNO_3 suponiendo un rendimiento del 100 %.
 c) Calcula el volumen de oxígeno que se obtiene medido a 20 °C y 310 mm de Hg.
- a) El elemento que se oxida (pierde electrones) es el reductor. El elemento que se reduce (gana electrones) es el oxidante.



Por tanto, el oxígeno se oxida y el AgNO_3 es el agente **reductor**. El cloro se reduce y el Cl_2 es el **oxidante**.

- b) Usa los factores de conversión y la estequiometría de la reacción para calcular la cantidad de N_2O_5 que se obtiene a partir de 40 g de AgNO_3 suponiendo un rendimiento del 100 %:

$$M(\text{AgNO}_3) = 107,9 + 14,01 + 16,00 \cdot 3 = 169,91 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{N}_2\text{O}_5} = 40 \text{ g de AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de AgNO}_3}{169,91 \text{ g de AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de N}_2\text{O}_5}{2 \text{ mol de AgNO}_3} = \mathbf{0,118 \text{ mol de N}_2\text{O}_5}$$

- c) Determina los moles de oxígeno formados a partir de la cantidad de N_2O_5 :

$$n_{\text{O}_2} = 0,118 \text{ mol de N}_2\text{O}_5 \cdot \frac{\frac{1}{2} \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de N}_2\text{O}_5} = 0,059 \text{ mol de O}_2$$

Para calcular el volumen de oxígeno obtenido utiliza la ecuación de estado de los gases ideales:

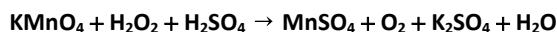
$$T = (20 + 273) = 293 \text{ K}$$

$$p = 310 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 0,408 \text{ atm}$$

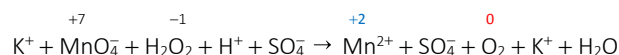
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,059 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}}{0,408 \text{ atm}} = \mathbf{3,47 \text{ L}}$$

ACTIVIDAD (página 263)

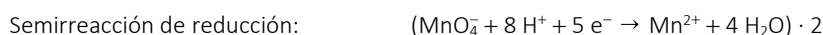
9. Para conocer la concentración de una disolución de agua oxigenada, realizamos una valoración redox que puede resumirse en la siguiente reacción:



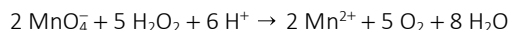
- a) Ajusta la ecuación por el método del ion-electrón.
 b) Para la valoración de 10 mL de la muestra de H_2O_2 gastamos 100 mL de disolución 0,01 M de KMnO_4 . Calcula la concentración de la disolución de H_2O_2 .
- a) Se trata de una reacción en medio ácido. Escribe la ecuación química con los iones disociados indicando el número de oxidación de las especies que se oxidan y reducen:



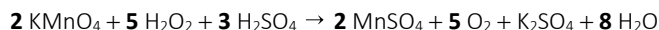
Escribe las semirreacciones y ajusta masas, oxígenos, hidrógenos y cargas:



Suma las dos semirreacciones (simplifica electrones y protones) para obtener la ecuación iónica:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular añadiendo los iones potasio y sulfato que faltan:



- b) A partir de los 100 mL de KMnO_4 0,01 M empleados en la valoración, calcula la cantidad de H_2O_2 que reacciona teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 100 \text{ mL de } \text{KMnO}_4 \cdot \frac{0,01 \text{ mol de } \text{KMnO}_4}{1000 \text{ mL de } \text{KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mol de } \text{KMnO}_4} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}_2$$

Calcula ahora la concentración de la disolución de agua oxigenada:

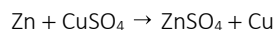
$$M = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{V} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,010 \text{ L}} = \mathbf{0,25 \text{ M}}$$

ACTIVIDAD (página 267)

10. Explica razonando, en una pila Daniell:

- ¿En qué consiste el puente salino? ¿Para qué sirve?
- ¿En qué electrodo se ha producido la oxidación y en cuál la reducción?
- Representa simbólicamente la pila.

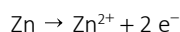
La reacción que se produce en una pila Daniell es:



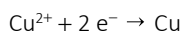
- a) Un puente salino es un dispositivo de laboratorio utilizado para conectar las semiceldas de oxidación y reducción. En la pila Daniell expuesta en la página 265 del libro de texto es una disolución de cloruro de potasio conectada con ambas semiceldas.

El puente salino sirve para aislar los contenidos de las dos semiceldas, manteniendo la electroneutralidad mediante el movimiento interno de iones y cerrando el circuito. Los cationes potasio sustituyen a los cationes cobre(II) que desaparecen en la reducción que se produce en el cátodo. Los iones cloruro equilibran con su carga negativa la llegada de los cationes cinc en el ánodo.

- b) En el ánodo tiene lugar la oxidación:



En el cátodo, la reducción:



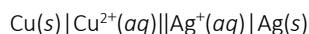
- c) La representación simbólica de una pila Daniell es:



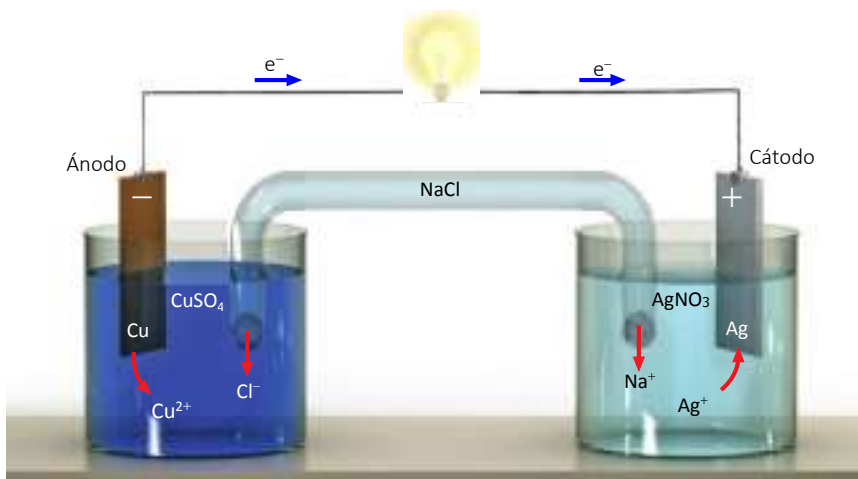
ACTIVIDADES (página 270)

11. Dibuja una pila construida con electrodos de cobre y plata sumergidos, respectivamente, en disoluciones 1 M de sulfato de cobre(II) y nitrato de plata. Indica qué electrodo será el ánodo, cuál será el cátodo, la dirección del flujo de electrones, el potencial de la pila y las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo. Datos en la tabla 8.1.

El esquema simbólico de la pila sería el siguiente:



El dibujo pedido:

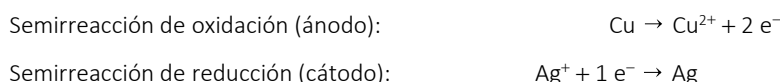


Los electrones se desplazan desde el ánodo de cobre hasta el cátodo de plata, como se puede ver con la orientación de las flechas en la figura.

Calcula el potencial de la pila:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = +0,80 \text{ V} - (+0,34) \text{ V} = \mathbf{0,46 \text{ V}}$$

Las semirreacciones son:



12. Disponemos de Zn metálico, Cu metálico y disoluciones 1 M de nitrato de cinc y 1 M de nitrato de cobre(I).

Explica cuál o cuáles de las sustancias anteriores se podrían utilizar y escribe las semirreacciones redox correspondientes para que:

- a) Los iones Fe^{3+} de una disolución se reduzcan a iones Fe^{2+} .
- b) Los iones Fe^{3+} de una disolución se reduzcan a iones Fe^{2+} y estos se reduzcan a Fe metálico.

Datos en la tabla 8.1.

Busca en la tabla 8.1 los potenciales estándar de reducción de los materiales disponibles:

- Cinc: $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,763 \text{ V}$.
- Cobre: $E^0(\text{Cu}^+/\text{Cu}) = +0,521 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,340 \text{ V}$.

Buscamos que las reducciones propuestas sean espontáneas. Para ello, $E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 > 0 \text{ V} \Rightarrow E_{\text{cátodo}}^0 > E_{\text{ánodo}}^0$.

- a) Busca en la tabla 8.1 el potencial estándar de reducción de la reducción propuesta: $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,771 \text{ V}$.

Si el Fe^{3+} se reduce a Fe^{2+} , en el cátodo de una hipotética pila ($\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$). Para ello, su potencial ha de ser mayor que la especie que se oxida en el ánodo.

Observa que: $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) > E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$; y $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) > E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$. Por tanto, se puede usar como ánodo tanto el electrodo de cobre como el de cinc.

Las semirreacciones redox serían:

Oxidación (ánodo): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	Oxidación (ánodo): $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$
Reducción (cátodo): $\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	Reducción (cátodo): $\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$

El potencial estándar de cada pila:

$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = +0,771 \text{ V} - (-0,763 \text{ V}) = 1,534 \text{ V}$	$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = +0,771 \text{ V} - (+0,340 \text{ V}) = 0,431 \text{ V}$
--	--

Ambos son mayores que cero y serán procesos espontáneos.

b) Busca en la tabla 8.1 el potencial estándar de reducción de la nueva reducción propuesta: $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,440 \text{ V}$.

Si el Fe^{3+} se reduce a Fe, en el cátodo de la pila se concatenan dos reducciones ($\text{Fe}^{3+} + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Fe}$). Para ello, el menor potencial de reducción ha de ser mayor que el de la especie que se oxida en el ánodo.

Observa que aquí solo se cumple que $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) > E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$. Por tanto, solo se puede usar como ánodo el electrodo de cinc.

Las semirreacciones redox serían:

Oxidación (ánodo): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{ e}^-$	Oxidación (ánodo): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{ e}^-$
Reducción (cátodo): $\text{Fe}^{3+} + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	Reducción (cátodo): $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Fe}$

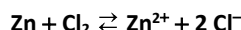
El potencial estándar de cada pila:

$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = +0,771 \text{ V} - (-0,763 \text{ V}) = 1,534 \text{ V}$	$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = -0,440 \text{ V} - (-0,763 \text{ V}) = 0,323 \text{ V}$
--	--

Ambos son mayores que cero y tanto la primera reducción como la segunda tendrían lugar.

ACTIVIDAD (página 274)

13. Una posible batería para vehículos eléctricos es la de cinc-cloro. La reacción que produciría electricidad se puede expresar así:



Calcula el potencial E^0 de esta célula. Datos: $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$.

Las semirreacciones redox son:



En una pila o batería, el par de potencial de reducción más negativo, siempre actúa de ánodo, mientras que el par de potencial de reducción más positivo actúa de cátodo. Calcula entonces el potencial de la célula:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 1,36 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = \mathbf{2,12 \text{ V}}$$

ACTIVIDAD (página 278)

14. Explica qué material de laboratorio es necesario para realizar la deposición electrolítica de cobre a partir de una disolución acuosa de sulfato de cobre(II). Dibuja un esquema de la cuba electrolítica.

La cuba electrolítica consiste en dos electrodos sumergidos en una disolución acuosa de sulfato de cobre(II) y conectados a una fuente de alimentación que suministra corriente continua.

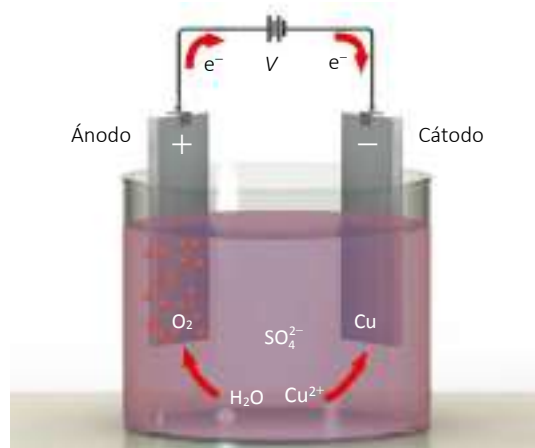
Por tanto, el material de laboratorio necesario para realizar la deposición electrolítica de cobre a partir de una disolución acuosa de sulfato de cobre(II) será:

- Una cubeta.
- La disolución acuosa de sulfato de cobre(II). Para prepararla necesitaremos un vaso de precipitados, un vidrio de reloj, una balanza, sulfato de cobre, agua destilada y un agitador.
- Dos electrodos. Cobre en el cátodo y grafito en el ánodo.
- Una fuente de alimentación de corriente continua.

El esquema de la cuba electrolítica es el siguiente:



Un dibujo de la cuba está a la derecha.



ACTIVIDADES (página 280)

15. Justifica si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones relativas a la electrolisis.

- La masa de sustancia obtenida en un electrodo durante la electrolisis es directamente proporcional a la intensidad de corriente eléctrica que circula por la cuba electrolítica.
- La masa de sustancia obtenida en un electrodo durante la electrolisis es directamente proporcional al tiempo durante el cual ha circulado la corriente eléctrica.
- Para una misma cantidad de corriente circulante por la disolución, la cantidad de sustancia obtenida en un electrodo depende exclusivamente de la carga del ion que se deposita.

a) Según la primera ley de Faraday:

$$m = E \cdot I \cdot t$$

Vemos que la masa, m , es directamente proporcional a la intensidad, I . La afirmación es **verdadera**.

b) Según la primera ley de Faraday:

$$m = E \cdot I \cdot t$$

Podemos comprobar que la masa, m , es directamente proporcional al tiempo, t . La afirmación es **verdadera**.

c) Según la segunda ley de Faraday:

$$m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot Q$$

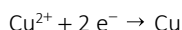
Para cada especie hay dos parámetros a tener en cuenta: la masa molar M aunque es constante para cada ion, la carga del ion z puede cambiar (por ejemplo, Fe^{3+} y Fe^{2+}). Para una misma cantidad de corriente que circula ($Q = I \cdot t$). F es la constante de Faraday y no es variable. La afirmación es **verdadera**.

16. Al pasar una corriente durante el tiempo de 3 horas y 40 minutos a través de una disolución de Cu(II) , se depositan 3,64 g de cobre metálico.

- Calcula la intensidad de la corriente.
- Calcula la carga del electrón.

Datos: $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$.

a) La semirreacción que tiene lugar es la siguiente:



Para calcular la intensidad de corriente aplica la segunda ley de Faraday y despeja la intensidad de corriente:

$$m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot Q = \frac{M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t \Rightarrow I = \frac{m \cdot z \cdot F}{M \cdot t}$$

Cambia la medida del tiempo a unidades del sistema internacional:

$$t = 3 \text{ h} + 40 \text{ min} = 3 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} + 40 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 13200 \text{ s}$$

Sustituye los datos y opera:

$$I = \frac{3,64 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}}{63,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 13200 \text{ s}} = 0,8375 \text{ A} \approx \mathbf{0,84 \text{ A}}$$

b) Calcula la carga que circuló durante este tiempo Q :

$$Q = I \cdot t = 0,84 \text{ A} \cdot 13200 \text{ s} = 11052 \text{ C}$$

Calcula el número de electrones, N , añadidos al reducir la masa de cobre:

$$N = 3,64 \text{ g de Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cu}}{63,55 \text{ g de Cu}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} \cdot \frac{2 e^-}{1 \text{ átomo de Cu}} = 6,899 \cdot 10^{22} e^-$$

Determina la carga del electrón:

$$Q = N \cdot q_e \Rightarrow q_e = \frac{Q}{N} = \frac{11056 \text{ C}}{6,899 \cdot 10^{22} e^-} = 1,6024 \cdot 10^{-19} \text{ C} \approx \mathbf{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 289)

Oxidación y reducción

17. Enuncia el concepto de oxidación y de reducción.

Una oxidación es un proceso por el cual una sustancia pierde electrones.

Una reducción es un proceso por el cual una sustancia gana electrones.

18. Calcula el número de oxidación de cada elemento en los compuestos $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ y $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$.

- En la molécula de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ tenemos:

El **Na**, al ser un alcalino, tendrá número de oxidación **+1**.

El **O** presenta número de oxidación **-2**.

Como la molécula $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ es neutra, la suma de los números de oxidación será cero, luego:

$$n.^\circ \text{ ox. (Na)} \cdot 2 + n.^\circ \text{ ox. (S)} \cdot 2 + n.^\circ \text{ ox. (O)} \cdot 3 = 0$$

$$(+1) \cdot 2 + n.^\circ \text{ ox. (S)} \cdot 2 + (-2) \cdot 3 = 0$$

$$n.^\circ \text{ ox. (S)} \cdot 2 - 4 = 0$$

$$n.^\circ \text{ ox. (S)} = +2$$

Por tanto, el **S** tiene número de oxidación **+2**.

- En la molécula de $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ tenemos:

El **Ca**, al ser un alcalinotérreo, tendrá número de oxidación **+2**.

El **O** presenta número de oxidación **-2**.

Como la molécula $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ es neutra, la suma de los números de oxidación será cero, luego:

$$n.^\circ \text{ ox. (Ca)} + [n.^\circ \text{ ox. (Cl)} + n.^\circ \text{ ox. (O)} \cdot 4] \cdot 2 = 0$$

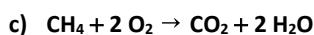
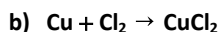
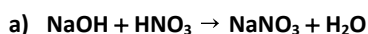
$$(+2) + [n.^\circ \text{ ox. (Cl)} + (-2) \cdot 4] \cdot 2 = 0$$

$$n.^\circ \text{ ox. (Cl)} \cdot 2 - 14 = 0$$

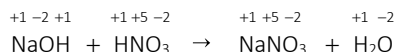
$$n.^\circ \text{ ox. (Cl)} = +7$$

Por tanto, el **Cl** tiene número de oxidación **+7**.

19. Justifica si las siguientes reacciones son de oxidación-reducción e identifica el agente oxidante y el reductor donde proceda:

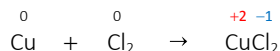


- a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



No hay elementos que cambien su número de oxidación, así que **no es un proceso de oxidación-reducción**.

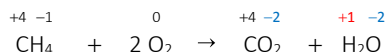
- b) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



Hay elementos que cambian su número de oxidación, así que **sí es un proceso de oxidación-reducción**.

El elemento que se reduce (baja su número de oxidación) es el oxidante. El elemento que se oxida (aumenta su número de oxidación) es el reductor. Así:

- El cloro se reduce oxidando al cobre.
Luego, el **Cl₂** es el agente **oxidante**.
 - El cobre se oxida reduciendo al cloro.
Luego, el **Cu** es el agente **reductor**.
- c) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:

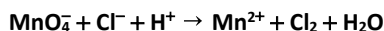


Hay elementos que cambian su número de oxidación, así que **sí es un proceso de oxidación-reducción**.

El elemento que se reduce (baja su número de oxidación) es el oxidante. El elemento que se oxida (aumenta su número de oxidación) es el reductor. Así:

- El oxígeno se reduce oxidando al hidrógeno.
Luego, el **O₂** es el agente **oxidante**.
La especie formada por oxidación es **BrO₃⁻**.
- El hidrógeno se oxida reduciendo al oxígeno.
Luego, el **CH₄** es el agente **reductor**.

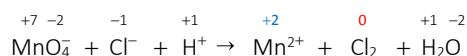
20. La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



Indica la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes. Justifica tu respuesta:

- a) El **Cl⁻** es el agente reductor.
b) El manganeso experimenta una oxidación.

Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



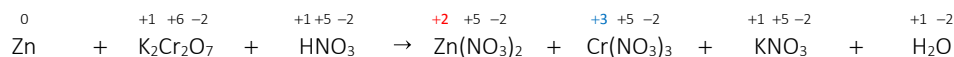
- a) El cloro aumenta su número de oxidación de -1 en el cloruro, a 0 en el gas cloro. El cloro se oxida. Por tanto, el cloro es el agente reductor. **Verdadera**.
- b) El manganeso disminuye su número de oxidación de +7 en el permanganato, a +2 en el catión manganeso(II). El manganeso se reduce. **Falsa**.

21. Dada la reacción redox:



- a) Nombra todas las especies químicas.
b) Señala el oxidante y el reductor.
c) Escribe las semirreacciones de oxidación y reducción.
- a) Las especies químicas que intervienen son: **cinc, dicromato de potasio, ácido nítrico, nitrato de cinc, nitrato de cromo(III), nitrato de potasio y agua**.

b) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:

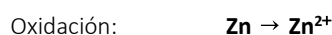


El elemento que se oxida (aumenta su número de oxidación) es el agente reductor. El elemento que se reduce (disminuye su número de oxidación) es el agente oxidante.

El cinc se oxida de cinc metálico a catión cinc. El cinc metálico, **Zn**, es el **agente reductor**.

El cromo se reduce del dicromato al catión cromo (III). El dicromato de potasio, **K₂Cr₂O₇**, es el **agente oxidante**.

c) Las semirreacciones de oxidación y reducción son:



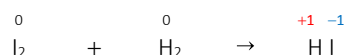
22. El gas yodo, I₂, reacciona con gas hidrógeno, H₂, para producir yoduro de hidrógeno, HI.

a) Escribe las correspondientes semirreacciones.

b) Identifica agente oxidante y agente reductor.

c) ¿Cuántos electrones se transfieren para obtener un mol de yoduro de hidrógeno? Contesta razonadamente.

Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



a) Las semirreacciones de oxidación y reducción son:



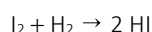
b) El hidrógeno se oxida de gas hidrógeno a catión hidrógeno. El gas hidrógeno, **H₂**, es el **agente reductor**.

El yodo se reduce del gas yodo al anión yoduro. El gas yodo, **I₂**, es el **agente oxidante**.

c) Escribe las semirreacciones con los electrones transferidos y suma ambas semirreacciones para obtener la reacción global:



Observa que en cada semirreacción se intercambian 2 mol de e⁻ para obtener 2 mol de HI en la reacción global:



Por tanto, para obtener 1 mol de HI se transferirá **1 mol de e⁻**.

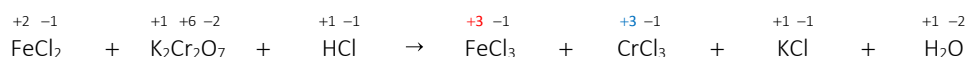
23. En un proceso de oxidación-reducción que tiene lugar en medio ácido (disolución de ácido clorhídrico) el dicromato de potasio reacciona con el dicloruro de hierro para obtener tricloruro de cromo y tricloruro de hierro.

a) Indica los cambios en el número de oxidación de los elementos que intervienen.

b) Escribe ajustadas las semirreacciones de oxidación y reducción en medio ácido.

c) Identifica el agente oxidante y el reductor, justificando brevemente la respuesta.

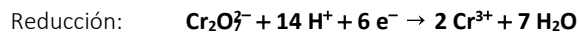
a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



Observa que:

- El **cromo** pasa de número de oxidación **+6** en el **dicromato** a número de oxidación **+3** en el catión **cromo(III)**.
- El **hierro** pasa de número oxidación **+2** en el catión **hierro(II)** a número de oxidación **+3** en el catión **hierro(III)**.

b) Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:

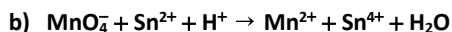
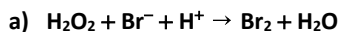


c) El agente oxidante es la especie que contiene el elemento que se reduce. El agente reductor es la especie que contiene el elemento que se oxida.

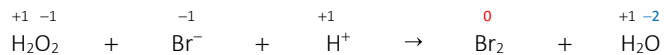
- El cromo se reduce. Por eso el agente oxidante es el dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
- El hierro se oxida. El agente reductor es el dicloruro de hierro, FeCl_2 .

Ajuste de reacciones redox

24. Ajusta las siguientes reacciones iónicas. Indica para cada caso el agente oxidante y el reductor.

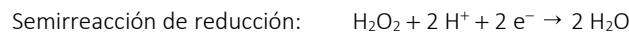


a) Escribe la reacción con los números de oxidación de cada elemento:



Observa cómo el oxígeno se reduce (de -1 a -2) y el bromo se oxida (de -1 a 0). Por tanto, el H_2O_2 es el agente oxidante y el Br^- es el agente reductor.

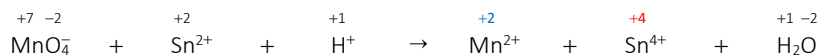
Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma ambas semirreacciones y escribe la ecuación iónica ajustada:



b) Escribe la reacción con los números de oxidación de cada elemento:



Observa que el manganeso se reduce (de $+7$ a $+2$) y el estaño se oxida (de $+2$ a $+4$). Por tanto, el MnO_4^- es el agente oxidante y el Sn^{2+} es el agente reductor.

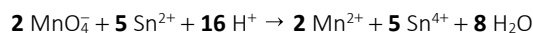
Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Ajusta el número de electrones de cada semirreacción:

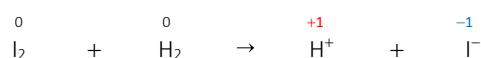


Suma ambas semirreacciones y, después de simplificar los electrones, escribe la ecuación iónica ajustada:



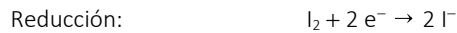
25. Ajusta por el método del ion-electrón la reacción de la actividad 22.

El gas yodo, I_2 , reacciona con gas hidrógeno, H_2 :

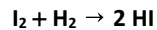


Escribe las semirreacciones y ajusta las cargas:



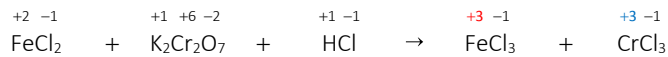


Suma ambas semirreacciones para obtener la ecuación global ajustada:



26. Escribe y ajusta la reacción de la actividad 23 teniendo en cuenta que ocurre en medio ácido.

En medio ácido (disolución de ácido clorhídrico) el dicromato de potasio reacciona con el dicloruro de hierro para obtener tricloruro de cromo y tricloruro de hierro. Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



Escribe las semirreacciones:



Ajusta las masas (excepto O y H):



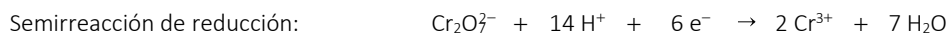
Ajusta los oxígenos, si los hubiera, añadiendo agua:



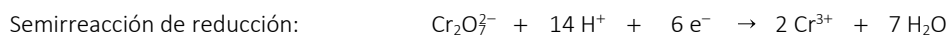
Ajusta los hidrógenos, si los hubiera, añadiendo H^+ :



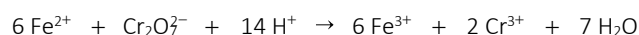
Ajusta las cargas añadiendo e^- :



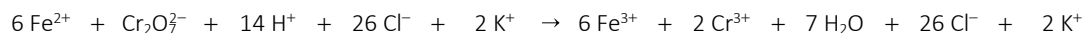
Multiplica, si es necesario, cada semirreacción con el coeficiente que permita que el número de electrones cedidos sea el mismo que el de aceptados:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular teniendo en cuenta que el medio ácido aporta iones cloruro, Cl^- , y hay iones potasio, K^+ , procedentes del dicromato de potasio:



27. El permanganato de potasio, en medio ácido, oxida al sulfuro de hidrógeno a azufre pasando el permanganato a ion manganeso(II).

a) Ajusta la reacción iónica por el método del ion-electrón, indicando la especie que se oxida y la que se reduce.

b) Suponiendo que el ácido empleado es el ácido sulfúrico, completa la reacción que tiene lugar.

a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie:



La especie que se oxida es el azufre, mientras que la especie que se reduce es el manganeso.

Escribe las semirreacciones:



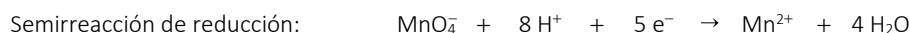
Ajusta los oxígenos, si los hubiera, añadiendo agua:



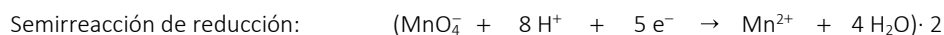
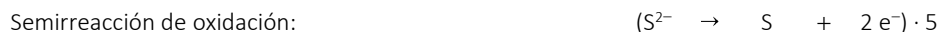
Ajusta los hidrógenos, si los hubiera, añadiendo H^+ :



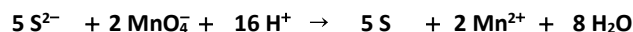
Ajusta las cargas añadiendo e^- :



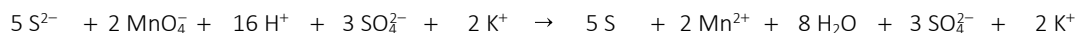
Multiplica, si es necesario, cada semirreacción con el coeficiente que permita que el número de electrones cedidos sea el mismo que el de aceptados:



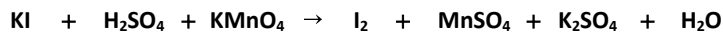
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



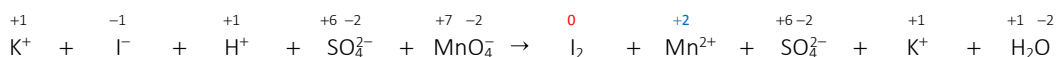
- b) Suponiendo que el medio ácido lo aporta el ácido sulfúrico que aporta iones sulfato, SO_4^{2-} , y los cationes potasio, K^+ , que debe haber junto con el permanganato, la ecuación molecular será:



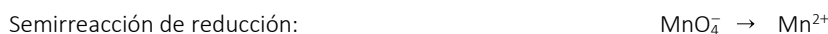
28. Escribe y ajusta las semirreacciones iónicas y la relación global de la siguiente ecuación que tiene lugar en medio ácido con ácido sulfúrico.



Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie ionizada:



Se trata de una reacción en medio ácido. Escribe las semirreacciones:



Ajusta las masas:



Ajusta los oxígenos, si los hubiera, añadiendo agua:



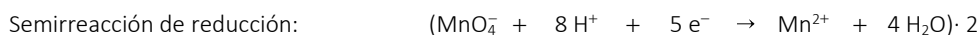
Ajusta los hidrógenos, si los hubiera, añadiendo H^+ :



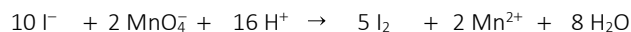
Ajusta las cargas añadiendo e^- :



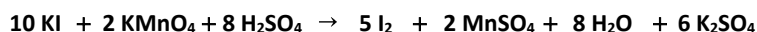
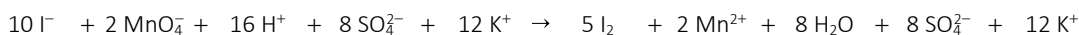
Multiplica, si es necesario, cada semirreacción con el coeficiente que permita que el número de electrones cedidos sea el mismo que el de aceptados:



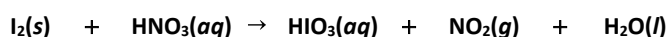
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



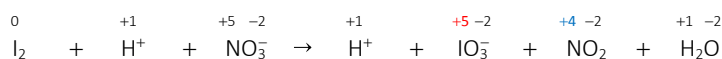
Como el medio ácido se debe al ácido sulfúrico que aporta iones sulfato, SO_4^{2-} , y los cationes potasio, K^+ , que debe haber junto con el permanganato, la ecuación molecular será:



29. Ajusta en forma molecular la siguiente reacción, que tiene lugar en medio ácido con ácido nítrico, por el método del ion-electrón.



Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie ionizada:



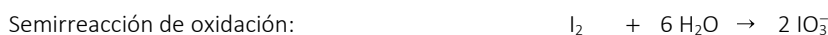
Se trata de una reacción en medio ácido. Escribe las semirreacciones:



Ajusta las masas excepto O y H:



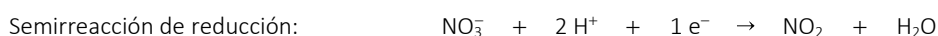
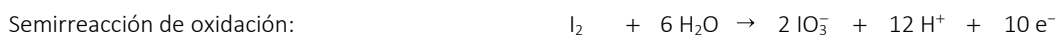
Ajusta los oxígenos, si los hubiera, añadiendo agua:



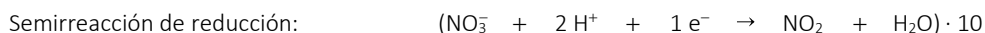
Ajusta los hidrógenos, si los hubiera, añadiendo H^+ :



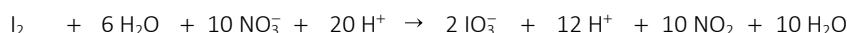
Ajusta las cargas añadiendo e^- :



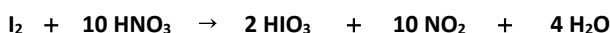
Multiplica, si es necesario, cada semirreacción con el coeficiente que permita que el número de electrones cedidos sea el mismo que el de aceptados:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Simplifica las moléculas de agua y los iones hidrógeno que no se utilizan:



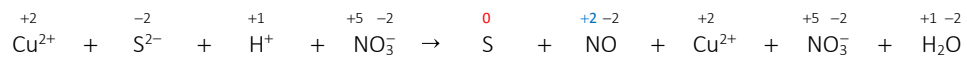
Estequiometría de las reacciones de oxidación-reducción

30. El CuS reacciona con HNO₃, en un proceso de oxidación-reducción en el que se obtiene S(s), NO, CuNO₃ y H₂O.

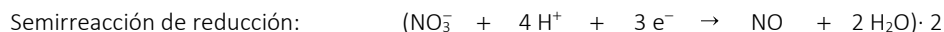
a) Ajusta la reacción molecular global.

b) Calcula la masa de sulfuro de cobre(II) que se consume con 75 mL de una disolución de ácido nítrico del 68 % de riqueza en masa y densidad 1,41 g · cm⁻³.

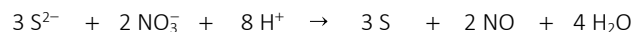
a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones si es posible:



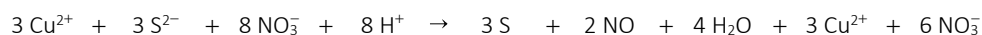
Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Como el medio ácido se debe al ácido nítrico que aporta iones nitrato, NO₃⁻, y los cationes cobre(II), Cu²⁺, que aporta la sal de sulfuro, la ecuación molecular será:



b) Calcula la cantidad de ácido nítrico contenida en los 75 mL de disolución aplicando factores de conversión:

$$M(\text{HNO}_3) = 1,008 + 14,01 + 16,00 \cdot 3 = 63,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{HNO}_3} = 75 \text{ mL de Dis.} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ de Dis.}}{1 \text{ mL de Dis.}} \cdot \frac{1,41 \text{ g de Dis.}}{1 \text{ cm}^3 \text{ de Dis.}} \cdot \frac{68 \text{ g de HNO}_3}{100 \text{ g de Dis.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de HNO}_3}{63,02 \text{ g de HNO}_3} = 1,14 \text{ mol de HNO}_3$$

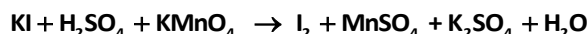
Halla la masa de sulfuro de cobre obtenida teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$M(\text{CuS}) = 63,55 + 32,06 = 95,61 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{CuS}} = 1,14 \text{ mol de HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol de CuS}}{8 \text{ mol de HNO}_3} \cdot \frac{95,61 \text{ g de CuS}}{1 \text{ mol de CuS}} = \mathbf{40,9 \text{ g de CuS}}$$

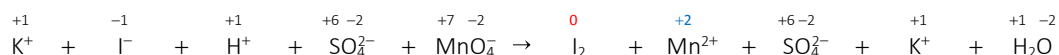
ACTIVIDADES FINALES (página 290)

31. La siguiente reacción ocurre en disolución acuosa, en medio ácido:

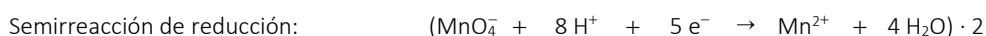


Ajusta la ecuación por el método del ion-electrón y calcula el volumen de disolución 0,2 M de KMnO₄ necesario para obtener 150 g de I₂.

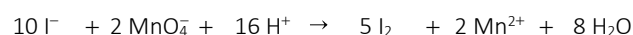
Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones si es posible:



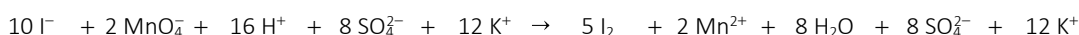
Se trata de una reacción en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



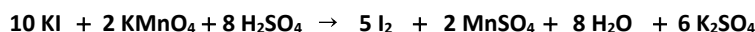
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Como el medio ácido se debe al ácido sulfúrico que aporta iones sulfato, SO₄²⁻, y los cationes potasio, K⁺, que debe haber junto con el permanganato y el yoduro, la ecuación molecular será:



Reuniendo los iones de cargas opuestas queda:



Calcula ahora el volumen de disolución 0,2 M de KMnO_4 necesario para obtener 150 g de I_2 :

$$M(\text{I}_2) = 126,9 \cdot 2 = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V_{\text{KMnO}_4} = 150 \text{ g de I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de I}_2}{253,8 \text{ g de I}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de KMnO}_4}{5 \text{ mol de I}_2} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,2 \text{ mol de KMnO}_4} = 1,182 \text{ L} \approx \mathbf{1180 \text{ mL}}$$

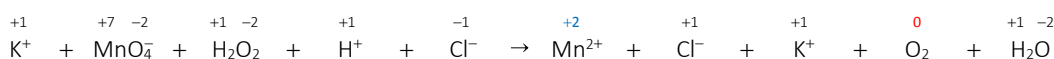
32. En disolución acuosa de ácido clorhídrico el permanganato de potasio reacciona con peróxido de hidrógeno para producir iones manganeso(II) y oxígeno.

a) Ajusta la reacción por el método del ion-electrón.

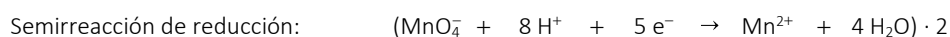
b) Calcula la cantidad de permanganato de potasio necesaria para obtener 2 L de oxígeno medidos a 0 °C y 1,5 atm.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

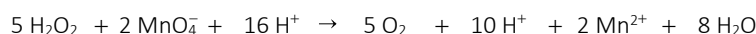
a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, dissociada en sus iones si es posible:



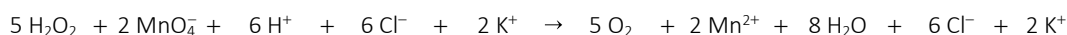
Se trata de una reacción en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Simplifica los cationes H^+ . Como el medio ácido se debe al ácido clorhídrico que aporta iones cloruro, Cl^- , y los cationes potasio, K^+ , que debe haber junto con el permanganato, la ecuación molecular será:



Reuniendo los iones de cargas opuestas queda:



b) Para determinar la cantidad de oxígeno contenida en 2 L a 0 °C y 1,5 atm utiliza la ecuación de estado de los gases ideales:

$$T = (0 + 273) = 273 \text{ K}$$

$$p \cdot V = n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,134 \text{ mol de O}_2$$

A continuación calcula la cantidad de KMnO_4 , partiendo de la cantidad de O_2 . Ten en cuenta la estequiometría de la reacción utilizándola como factores de conversión:

$$n_{\text{KMnO}_4} = 0,134 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de KMnO}_4}{5 \text{ mol de O}_2} = \mathbf{5,36 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KMnO}_4}$$

33. El estaño metálico se oxida frente al ácido nítrico en disolución y forma óxido de estaño(IV), dióxido de nitrógeno y agua.

a) Ajusta la reacción por el método del ion-electrón.

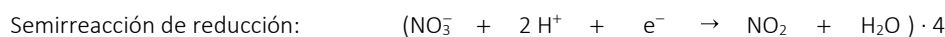
b) Calcula el volumen necesario de una disolución de ácido nítrico del 16 % en masa y densidad $1,09 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ que oxida exactamente 2,00 g de estaño metálico.

a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, dissociada en sus iones si es posible:

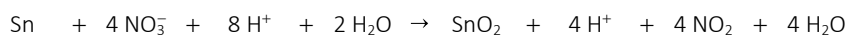


El dióxido de estaño (metal con no metal) podría pensarse que tiene un enlace iónico pero la diferencia de electronegatividad no pasa de 1,7. La electronegatividad de los elementos: $EN(\text{O}) = 3,44$; $EN(\text{Sn}) = 1,96$. La diferencia de electronegatividad es: $\Delta EN = 3,44 - 1,96 = 1,48 < 1,7$. Así que se considera que hay enlace covalente (con un fuerte carácter dipolar) entre los átomos de este compuesto.

Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Simplifica las moléculas de agua y los cationes H^+ que sea posible, la ecuación molecular será:



- b) Emplea como factores de conversión las masas molares y los coeficientes estequiométricos para calcular la masa de ácido nítrico que oxida exactamente 2,00 g de estaño metálico:

$$M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{HNO}_3) = 1,008 + 14,01 + 16,00 \cdot 3 = 63,018 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{HNO}_3} = 2,00 \text{ g de Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Sn}}{118,7 \text{ g de Sn}} \cdot \frac{4 \text{ mol de HNO}_3}{1 \text{ mol de Sn}} \cdot \frac{63,018 \text{ g de HNO}_3}{1 \text{ mol de HNO}_3} = 4,247 \text{ g de HNO}_3$$

Calcula el volumen necesario de una disolución de ácido nítrico del 16% en masa y densidad $1,09 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ que contiene esa masa aplicando factores de conversión:

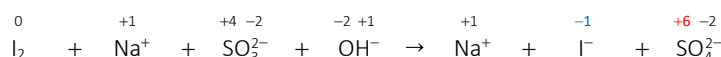
$$V_{\text{HNO}_3} = 4,247 \text{ g de HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g de Dis. de HNO}_3}{16 \text{ g de HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL de Dis. de HNO}_3}{1,09 \text{ g de Dis. de HNO}_3} = 24,35 \text{ mL de Dis. de HNO}_3$$

34. El yodo, I_2 , reacciona en medio básico, NaOH , con el sulfito de sodio, Na_2SO_3 , para producir yoduro de sodio, NaI , y sulfato de sodio, Na_2SO_4 .

a) Ajusta la reacción por el método del ion-electrón.

b) Si reaccionan 4,00 g de yodo con 3,00 g de sulfito de sodio, ¿qué volumen de hidróxido de sodio 2 M se necesita?

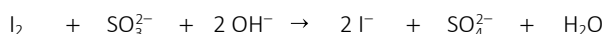
- a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, dissociada en sus iones si es posible:



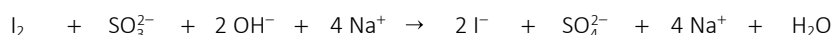
La reacción ocurre en medio básico. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



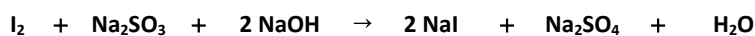
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Añade los cationes Na^+ que sea necesario, la ecuación iónica queda:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular:



- b) Para determinar el volumen de NaOH 2 M que se necesita debes saber primero cuál de los dos reactivos es el limitante. Halla la masa de Na_2SO_3 necesaria para reaccionar con 4,00 g de I_2 :

$$M(\text{I}_2) = 126,9 \cdot 2 = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 22,99 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 3 = 86,04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = 4,00 \text{ g de I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de I}_2}{253,8 \text{ g de I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol de I}_2} \cdot \frac{86,04 \text{ g de Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_3} = 1,356 \text{ g de Na}_2\text{SO}_3$$

Como hay exceso de Na_2SO_3 , la masa disponible es 3,00 g de Na_2SO_3 , el reactivo limitante es el I_2 .

Calcula el volumen de hidróxido de sodio 2 M que se necesita para reaccionar con 4,00 g de I_2 :

$$M(\text{NaOH}) = 22,99 + 16,00 + 1,008 = 39,998 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V_{\text{NaOH}} = 4,00 \text{ g de I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de I}_2}{253,8 \text{ g de I}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de I}_2} \cdot \frac{1 \text{ L de NaOH}}{2 \text{ mol de NaOH}} = 0,016 \text{ L} = \mathbf{16 \text{ mL}}$$

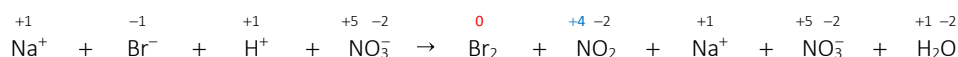
35. El bromuro de sodio se oxida al sumergirlo en una disolución de ácido nítrico para producir dibromo, dióxido de nitrógeno, agua y nitrato de sodio.

a) Plantea las semirreacciones de oxidación y reducción.

b) Ajusta la ecuación molecular por el método del ion-electrón.

c) Calcula el volumen de disolución de ácido nítrico 2 M que debe reaccionar con bromuro de sodio, en exceso, para obtener 40 g de dibromo.

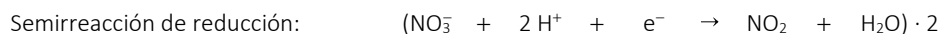
a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones si es posible:



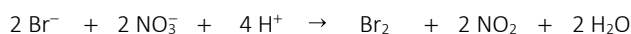
Escribe las semirreacciones:



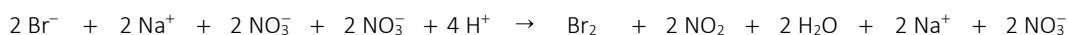
b) Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Añade los cationes Na^+ y los aniones NO_3^- que sean necesarios, la ecuación iónica será:



Reúne los iones para tener las especies químicas que indica el enunciado del problema:



c) Como el bromuro de sodio está en exceso, el reactivo limitante será el ácido nítrico.

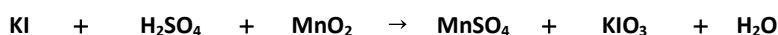
Aplicamos factores de conversión para calcular el volumen de disolución HNO_3 2 M que debe reaccionar con NaBr , en exceso, para obtener 40 g de Br_2 :

$$M(\text{Br}_2) = 79,90 \cdot 2 = 159,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{HNO}_3) = 1,008 + 14,01 + 16,00 \cdot 3 = 63,018 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

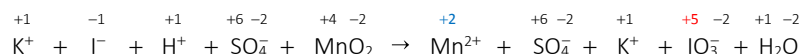
$$V_{\text{HNO}_3} = 40 \text{ g de Br}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Br}_2}{159,8 \text{ g de Br}_2} \cdot \frac{5 \text{ mol de HNO}_3}{1 \text{ mol de Br}_2} \cdot \frac{1 \text{ L de HNO}_3}{2 \text{ mol de HNO}_3} = 0,500 \text{ L} = \mathbf{500 \text{ mL}}$$

36. Identifica los agentes oxidante y reductor en la siguiente reacción y ajústala por el método del ion-electrón.



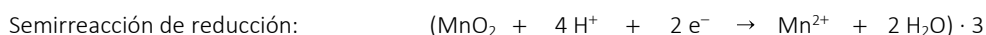
Calcula la masa de oxidante que se necesita para obtener 50 g de yodato de potasio, KIO_3 .

Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones, si es posible:

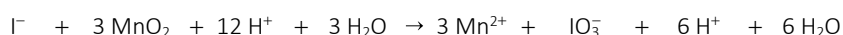


Como el manganeso se reduce, el **MnO₂ es el agente oxidante**, y como el yodo se oxida, el **KI es el agente reductor**.

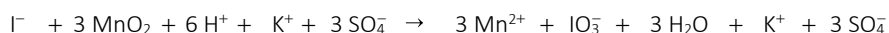
Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



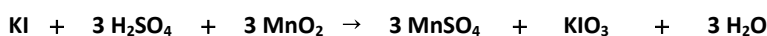
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Simplifica las moléculas de agua y los cationes H⁺ que sea posible, añade los sulfatos y cationes potasio necesarios. La ecuación iónica queda:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular:



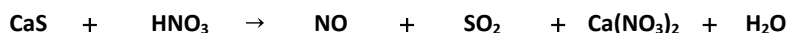
Calcula la masa de oxidante, MnO₂, que se necesita para obtener 50 g de KIO₃:

$$M(\text{KIO}_3) = 39,10 + 126,9 + 16,00 \cdot 3 = 214,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{MnO}_2) = 54,94 + 16,00 \cdot 2 = 86,94 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

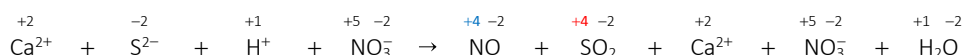
$$m_{\text{MnO}_2} = 50 \text{ g de KIO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de KIO}_3}{214,0 \text{ g de KIO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol de MnO}_2}{1 \text{ mol de KIO}_3} \cdot \frac{86,94 \text{ g de MnO}_2}{1 \text{ mol de MnO}_2} = 60,9 \text{ g de MnO}_2$$

37. Una muestra que contiene sulfuro de calcio, CaS, se trata con ácido nítrico concentrado hasta consumirse según indica la ecuación química, sin ajustar:

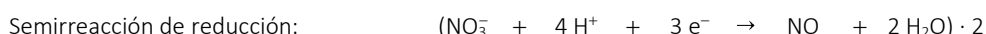


Sabiendo que al tratar 7 g de la muestra con exceso de ácido nítrico se obtienen 4,06 L de NO, medidos a 30 °C y 780 mm de Hg, calcula la riqueza en peso de CaS de la muestra. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

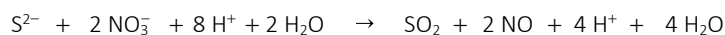
Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie ionizada:



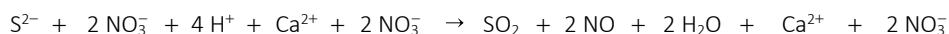
Se trata de una reacción en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



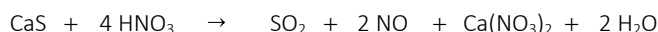
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Simplifica las moléculas de agua y los cationes H⁺ que sea posible, añade los iones nitrato y cationes calcio necesarios. La ecuación iónica queda:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular:



A continuación calcula la cantidad de NO que equivale a los 20,3 L formados. Usa para ello la ecuación de estado de los gases ideales. Primero convierte las unidades dadas a unidades homogéneas con la constante R:

$$T = (30 + 273) = 303 \text{ K}; \quad p = 780 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 1,026 \text{ atm}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{\text{NO}} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,026 \text{ atm} \cdot 4,06 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 303 \text{ K}} = 0,1677 \text{ mol de NO}$$

Aplicando factores de conversión con la masa molar y a partir de la estequiometría de la reacción, calcula la masa de CaS necesaria para producir esa cantidad de NO:

$$M(\text{CaS}) = 40,08 + 32,06 = 72,14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{CaS}} = 0,1677 \text{ mol de NO} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaS}}{2 \text{ mol de NO}} \cdot \frac{72,14 \text{ g de CaS}}{1 \text{ mol de CaS}} = 6,045 \text{ g de CaS}$$

Como se han utilizado 7 g de CaS, la riqueza de la muestra será:

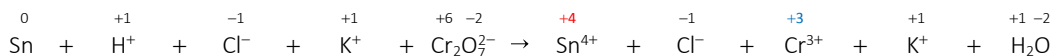
$$\text{Riqueza} = \frac{m_{\text{pura}}}{m_{\text{impura}}} \cdot 100 = \frac{6,045 \text{ g}}{7 \text{ g}} \cdot 100 = \mathbf{86,4\%}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 291)

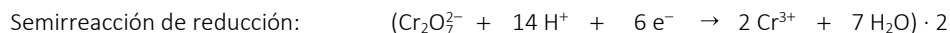
38. El dicromato de potasio reacciona, en medio ácido, con estaño según la siguiente reacción:



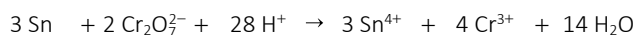
- Ajusta la ecuación por el método del ion-electrón.
 - Determina la masa de CrCl_3 y SnCl_4 obtenida a partir de 15 g de Sn puro y 45 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
 - Determina la riqueza de una aleación de estaño si 1 g de la misma necesita 25 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,1 M para reaccionar completamente.
- a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones si es posible:



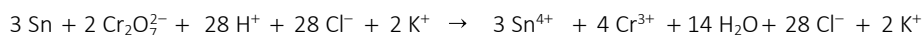
La reacción ocurre en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



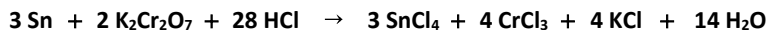
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Añade los cationes K^+ y los aniones Cl^- que sea necesario, la ecuación iónica queda:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular:



- Para determinar la masa de CrCl_3 y SnCl_4 producida a partir de 15 g de Sn puro y 45 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ debes saber primero cuál de las dos últimas sustancias es el reactivo limitante.

Halla la masa de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ necesaria para reaccionar con 15 g de Sn puro:

$$M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 39,10 \cdot 2 + 52,00 \cdot 2 + 16,00 \cdot 7 = 294,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 15 \text{ g de Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Sn}}{118,7 \text{ g de Sn}} \cdot \frac{2 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ mol de Sn}} \cdot \frac{294,2 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 24,785 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Como hay exceso de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, la masa disponible es 45 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, el reactivo limitante es el Sn.

Determina la masa de CrCl_3 obtenida a partir de 15 g de Sn puro. Emplea la masa molar y los coeficientes estequiométricos como factores de conversión:

$$M(\text{CrCl}_3) = 52,00 + 35,45 \cdot 3 = 158,35 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{CrCl}_3} = 15 \text{ g de Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Sn}}{118,7 \text{ g de Sn}} \cdot \frac{4 \text{ mol de CrCl}_3}{3 \text{ mol de Sn}} \cdot \frac{158,35 \text{ g de CrCl}_3}{1 \text{ mol de CrCl}_3} = \mathbf{26,7 \text{ g de CrCl}_3}$$

Determina la masa de SnCl_4 obtenida a partir de 15 g de Sn puro. Emplea la masa molar y los coeficientes estequiométricos como factores de conversión:

$$M(\text{SnCl}_4) = 118,7 + 35,45 \cdot 4 = 260,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{SnCl}_4} = 15 \text{ g de Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Sn}}{118,7 \text{ g de Sn}} \cdot \frac{3 \text{ mol de SnCl}_4}{3 \text{ mol de Sn}} \cdot \frac{260,5 \text{ g de SnCl}_4}{1 \text{ mol de SnCl}_4} = \mathbf{32,9 \text{ g de SnCl}_4}$$

- c) A partir de los 25 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,1 M gastados en la valoración, calcula la masa de estaño presente en la aleación, teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$m_{\text{Sn}} = 25 \text{ mL de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{0,1 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1000 \text{ mL de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{3 \text{ mol de Sn}}{2 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{118,71 \text{ g de Sn}}{1 \text{ mol de Sn}} = 0,445 \text{ g de Sn}$$

Calcula la riqueza de la muestra:

$$\text{Riqueza} = \frac{0,445 \text{ g de Sn}}{1 \text{ g de aleación}} \cdot 100 = \mathbf{44,5\%}$$

Valoraciones redox

- 39.** Una reacción para la valoración de exceso de dicromato de potasio presente en una disolución es la siguiente:

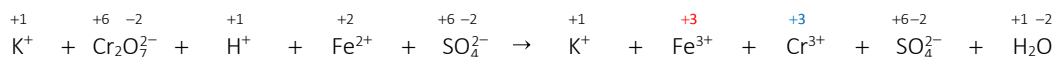


- a) Ajusta la ecuación anterior aplicando el método del ion-electrón.

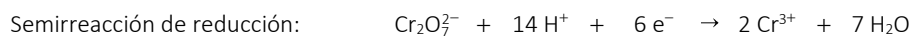
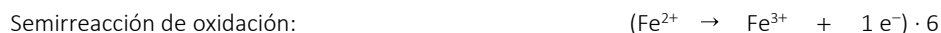
Un volumen de 5 mL de disolución de dicromato de potasio reacciona con 10 mL de una disolución de sulfato de hierro(II) de concentración $5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

- b) Calcula la concentración molar de la disolución de dicromato de potasio.

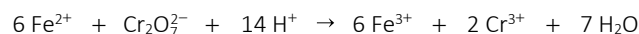
- a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, dissociada en sus iones si es posible:



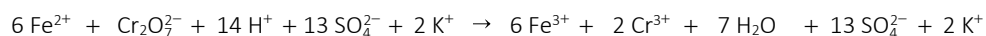
La reacción ocurre en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



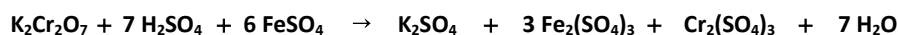
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Añade los cationes K^+ y los aniones SO_4^{2-} que sea necesario, la ecuación iónica queda:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular:



- b) Calcula la cantidad de dicromato de potasio que reacciona con los 10 mL de disolución de sulfato de hierro(II) de concentración $5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$M(\text{FeSO}_4) = 55,85 + 32,06 + 16,0 \cdot 4 = 151,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 10 \text{ mL de Dis. de FeSO}_4 \cdot \frac{5 \text{ g de FeSO}_4}{1000 \text{ mL de Dis. de FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de FeSO}_4}{151,9 \text{ g de FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{6 \text{ mol de FeSO}_4} = 5,486 \cdot 10^{-5} \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Calcula la concentración molar de la disolución de dicromato de potasio:

$$M = \frac{n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{V(\text{disolución})} = \frac{5,486 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{0,005 \text{ L}} = \mathbf{0,011 \text{ M}}$$

40. 18 mL de una disolución 0,15 M de dicromato de potasio reaccionan exactamente con un volumen V de disolución 0,9 M de FeSO_4 , de acuerdo con la misma reacción del ejercicio anterior.

a) Determina el valor del volumen V .

b) Masa de hierro contenida en ese volumen.

a) Escribe la ecuación química ajustada de la reacción del ejercicio anterior:



Calcula el volumen de disolución de sulfato de hierro(II) 0,9 M que se necesita para reaccionar con los 18 mL de disolución de dicromato de potasio 0,9 M:

$$V_{\text{FeSO}_4} = 18 \text{ mL de Dis. de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{0,15 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1000 \text{ mL de Dis. de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{6 \text{ mol de FeSO}_4}{1 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,9 \text{ mol de FeSO}_4} = 0,018 \text{ L}$$

$$V_{\text{FeSO}_4} = \mathbf{18 \text{ mL}}$$

b) Halla la masa de hierro contenida en el volumen calculado en el apartado anterior:

$$m_{\text{Fe}} = 18 \text{ mL de Dis. de FeSO}_4 \cdot \frac{0,9 \text{ mol de FeSO}_4}{1000 \text{ mL de Dis. de FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}}{1 \text{ mol de FeSO}_4} \cdot \frac{55,85 \text{ g de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}} = \mathbf{0,9 \text{ g}}$$

41. Para determinar la concentración de una disolución de sulfato de hierro(II) se valoran 75 mL de la misma con una disolución de permanganato de potasio de concentración conocida, 1 M, en medio ácido (ácido sulfúrico). En el proceso el hierro se oxida a su catión trivalente y el manganeso se reduce a su catión divalente.

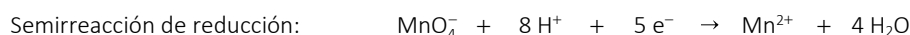
a) Escribe y ajusta la reacción que se produce.

b) Sabiendo que se han consumido 33 mL de la disolución de permanganato de potasio, determina la concentración del sulfato de hierro(II).

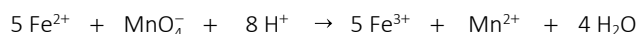
a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones si es posible:



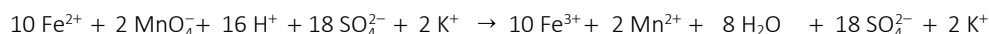
La reacción ocurre en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Multiplica todos los coeficientes por 2 y añade los cationes K^+ y los aniones SO_4^{2-} que sea necesario, la ecuación iónica queda:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular:



- b) Calcula la cantidad de FeSO_4 contenidos en 33 mL de disolución 1 M teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$n_{\text{FeSO}_4} = 33 \text{ mL de Dis. de KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de KMnO}_4}{1000 \text{ mL de Dis. de KMnO}_4} \cdot \frac{10 \text{ mol de FeSO}_4}{2 \text{ mol de KMnO}_4} = 0,165 \text{ mol de FeSO}_4$$

Calcula la concentración de la disolución de sulfato de hierro(II):

$$M = \frac{n_{\text{FeSO}_4}}{V(\text{disolución})} = \frac{0,165 \text{ mol}}{0,075 \text{ L}} = \mathbf{2,2 \text{ M}}$$

Pilas voltaicas

42. Indica, justificando brevemente la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Con un electrodo de Zn^{2+}/Zn y otro de Cd^{2+}/Cd no se puede construir una pila, ya que ambos tienen potenciales de reducción estándar negativos y hace falta que uno sea positivo.
- Si en una disolución que contiene iones Cu^{2+} se introduce una lámina de cinc, sobre ella se depositará cobre metálico.
- Si a una disolución que contiene iones Cd^{2+} se le añaden iones Cu^{2+} , se depositará cobre metálico.

Datos: $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$.

- Como los potenciales tienen distinto valor, aunque ambos sean negativos, puede construirse una pila. El electrodo de potencial estándar de reducción más negativo será el ánodo (en este caso el par Zn^{2+}/Zn), el electrodo de potencial estándar de reducción menos negativo será el cátodo (en este caso el par Cd^{2+}/Cd). El flujo de electrones irá del ánodo al cátodo. La afirmación es **falsa**.
- Como el potencial estándar del cinc es negativo y el del cobre positivo, cuando se introduce una barra de cinc en una disolución que contiene iones Cu^{2+} , se produce una reacción redox, pasando iones Zn^{2+} de la barra de cinc a la disolución, y depositándose cobre metálico sobre la barra de cinc.

Las semirreacciones que tienen lugar son las siguientes:



La afirmación es **verdadera**.

- La forma oxidada del par de menor potencial nunca puede reducir a la forma oxidada del par de mayor potencial. Por tanto, no tiene lugar una reacción redox. En este caso, las dos especies tienen tendencia a captar electrones y no hay ninguna otra especie que pueda cederlos. La afirmación es **falsa**.

43. En un laboratorio se han realizado los siguientes experimentos:

En el primer experimento los reactivos son hilo de plata y ácido clorhídrico. Se observa que no hay reacción.

En el segundo experimento los reactivos son lámina de aluminio y ácido clorhídrico. Se observa que se desprende un gas.

- Justifica, utilizando los potenciales estándar de reducción, por qué no se observa reacción en el primer experimento.
- Utilizando el método del ion-electrón, escribe la ecuación iónica ajustada de la reacción que ha tenido lugar en el segundo experimento, indicando qué especie se oxida y cuál se reduce.
- Dibuja un esquema de la pila que podría construirse utilizando la reacción del segundo experimento señalando el ánodo, el cátodo y el sentido del movimiento de los iones del puente salino.

Datos: $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$.

- En el primer experimento tenemos plata metálica e iones H^+ . Por tanto, debería producirse la oxidación de la plata y la reducción del hidrógeno según las semirreacciones siguientes:





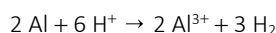
Para que esto suceda el potencial de reducción del hidrógeno debería ser mayor que el de la plata. Así, el potencial de la hipotética pila formada sería positivo, y la reacción espontánea. Vemos que el potencial del hidrógeno es menor que el de la plata; luego la reacción no es espontánea y no será posible:

$$E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V} < E^0(\text{Ag}^+/\text{Al}) = 0,80 \text{ V}$$

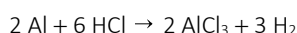
b) Las semirreacciones son:



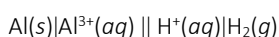
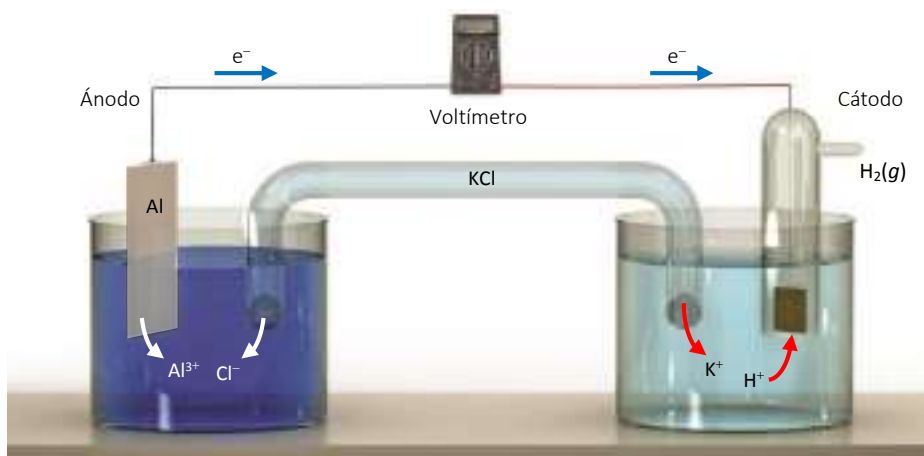
Multiplica la primera semirreacción por dos, la segunda por tres para equilibrar el intercambio de electrones y suma ambas semirreacciones. Así consigues la ecuación iónica ajustada:



Observa que se oxida el aluminio y se reducen los cationes hidrógeno. Añade los iones cloruro necesarios que aporta el ácido clorhídrico. La reacción global que tiene lugar será:



c) El esquema de la pila que podría construirse utilizando la reacción del segundo experimento es el siguiente:



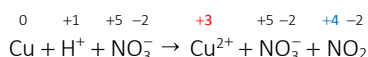
44. El cobre reacciona con ácido nítrico concentrado para dar nitrato de cobre(II) y dióxido de nitrógeno.

a) Escribe la ecuación iónica ajustada.

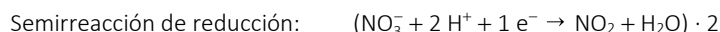
b) Calcula la riqueza en peso de una muestra de cobre si al tratar 10 g de la muestra con exceso de ácido nítrico se desprenden 3 L de NO₂ medidos a 25 °C y 1 atm.

c) Teniendo en cuenta la reacción anterior, indica cuál es mayor, E⁰(Cu²⁺/Cu) o E⁰(NO₃⁻/NO₂).

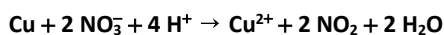
a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, dissociada en sus iones si es posible:



La reacción ocurre en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



b) Calcula la cantidad de NO₂ contenida en 3 L, a 25 °C y 1 atm. Utiliza la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{\text{NO}_2} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 3 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25 + 273) \text{ K}} = 0,123 \text{ mol de NO}_2$$

A continuación calcula la masa de cobre que reacciona. Inicia el cálculo con la cantidad de NO₂ obtenida. Ten en cuenta la estequiometría de la reacción y la masa molar del cobre:

$$M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{Cu}} = 0,123 \text{ mol de NO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Cu}}{2 \text{ mol de NO}_2} \cdot \frac{63,55 \text{ g de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} = 3,9 \text{ g de Cu}$$

Por último, determina la riqueza en cobre de la muestra:

$$\text{Riqueza} = \frac{m_{\text{pura}}}{m_{\text{impura}}} \cdot 100 = \frac{3,90 \text{ g de Cu puro}}{10 \text{ g de muestra}} \cdot 100 = \mathbf{39\%}$$

c) Para que la reacción sea espontánea es necesario que el potencial estándar de reducción del cátodo sea mayor que el del ánodo, $E^{\circ}_{\text{cátodo}} > E^{\circ}_{\text{ánodo}}$, y así el potencial estándar de la pila sea mayor que cero, $E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}} > 0$.

La semirreacción de reducción ($\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$) ocurre en el cátodo. Por eso $E^{\circ}_{\text{cátodo}} = E^{\circ}(\text{NO}_3^-/\text{NO}_2)$.

La de oxidación ($\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$) ocurre en el ánodo. Por eso $E^{\circ}_{\text{ánodo}} = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$. Por eso:

$$E^{\circ}_{\text{cátodo}} = E^{\circ}(\text{NO}_3^-/\text{NO}_2) > E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 292)

45. Se construye una pila galvánica usando los elementos (Ni²⁺/Ni) y (Zn²⁺/Zn).

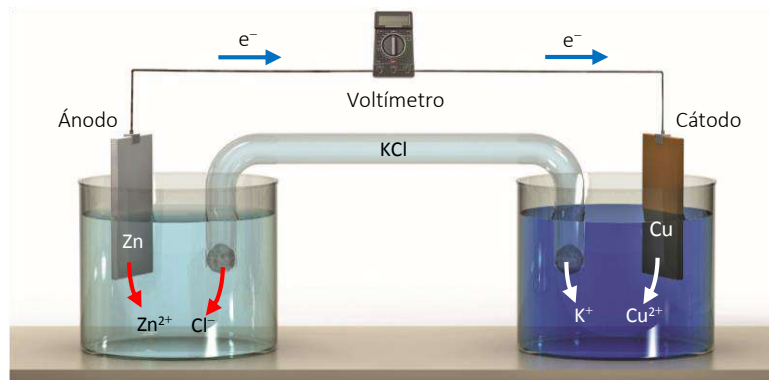
a) Realiza un esquema de la misma, señalando cuál es el cátodo y cuál es el ánodo.

b) Escribe las reacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos y la reacción global.

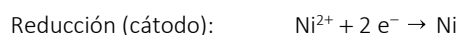
c) Calcula la fem estándar de la pila.

Datos: $E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

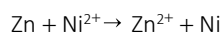
a) Representa un esquema de la pila:



b) Las semirreacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos son las siguientes:



Suma ambas semirreacciones para obtener la reacción global:



c) Calcula la fuerza electromotriz de la pila aplicando la siguiente expresión:

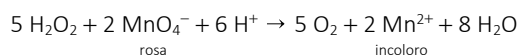
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}} = -0,25 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = \mathbf{0,51 \text{ V}}$$

46. ¿Qué material de laboratorio necesitas para realizar la determinación de la concentración de H₂O₂ en una disolución? Explica qué pasos seguirías usando una disolución de KMnO₄.

Para llevar a cabo la valoración en el laboratorio necesitas la siguiente relación de material:

- Bureta con soporte.
- Erlenmeyer.
- Pipeta aforada.
- Probeta.
- Bata, gafas de seguridad y guantes.

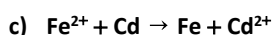
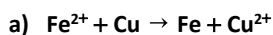
Las valoraciones redox son muy similares a las valoraciones ácido-base. Sobre un volumen conocido de la disolución problema, en este caso de H₂O₂, se vierte un volumen controlado de la disolución valorante, en este caso de KMnO₄, de concentración conocida. La primera cantidad de disolución problema aporta iones permanganato, de color rosa, que se reduce a catión manganeso(II), incoloro.



Cuando el permanganato quede en exceso por haber consumido el H₂O₂, no se reducirá y por tanto no cambiará su color.

1. Preparar la disolución valorante de KMnO₄ con la concentración que interese.
2. Llevar la disolución valorante a la bureta.
3. Llevar a un Erlenmeyer un volumen conocido de la disolución de H₂O₂.
4. Verter la disolución valorante sobre la disolución problema hasta que cambie de color de incoloro a rosa.
5. Hacer los cálculos para encontrar la concentración pedida.

47. Utiliza los valores de los potenciales de reducción estándar: E⁰(Cu²⁺/Cu) = 0,34 V; E⁰(Fe²⁺/Fe) = -0,44 V y E⁰(Cd²⁺/Cd) = -0,40 V para justificar cuál o cuáles de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea:



Para que una reacción redox sea espontánea, se tiene que cumplir que la especie reducida del par de potencial de reducción estándar más negativo reduzca, oxidándose ella, a la especie oxidada del par de potencial estándar menos negativo. Por tanto:

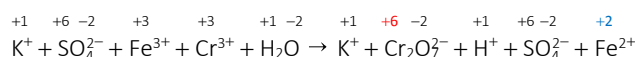
- a) Como el potencial de reducción estándar del par Fe²⁺/Fe es menor que el del par Cu²⁺/Cu, debe ser el Fe el que reduzca al Cu²⁺, oxidándose él. Es decir, la reacción espontánea es la inversa. **No es espontánea.**
- b) Como el potencial de reducción estándar del par Cd²⁺/Cd es menor que el del par Cu²⁺/Cu, debe ser el Cd el que reduzca al Cu²⁺, oxidándose él. **Es espontánea.**
- c) Como el potencial de reducción estándar del par Fe²⁺/Fe es menor que el del par Cd²⁺/Cd, debe ser el Fe el que reduzca al Cd²⁺, oxidándose él. Es decir, la reacción espontánea es la inversa. **No es espontánea.**

48. Ajusta la siguiente ecuación y, a partir de los datos de los potenciales estándar de reducción, justifica en qué sentido la reacción es espontánea:



Datos: E⁰(Fe³⁺/Fe²⁺) = 0,77 V; E⁰(Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺) = 1,33 V.

Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones si es posible:

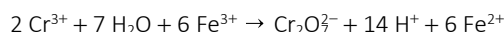


Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:

Semirreacción de oxidación: $2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$

Semirreacción de reducción: $(\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 1 \text{e}^-) \cdot 6$

Suma las dos semirreacciones y obtienes la ecuación iónica:



Añade los iones sulfato y potasio necesarios y escribe la ecuación en su forma molecular:



Teniendo en cuenta los potenciales de reducción, observa que el del par $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ es menor que el del par $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$. Por tanto, el Fe^{2+} debe reducir al $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, oxidándose él. Es decir, **la reacción se producirá espontáneamente en el sentido inverso al dado** en el enunciado:



49. Responde justificando la respuesta:

a) **¿Es posible conservar una disolución de nitrato de cobre(II) en un recipiente de aluminio? ¿Y en otro recipiente de plata?**

b) **¿Y una disolución de cloruro de hierro(II) en un recipiente de cinc metálico? ¿Y si el recipiente es de cobre metálico?**

Datos: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,74 \text{ V}$.

a) Si se deposita una disolución de nitrato de cobre(II) en un recipiente de aluminio, se producirán las siguientes semirreacciones:

Semirreacción de oxidación: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$

Semirreacción de reducción: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Esto es porque:

$$E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V} > E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$$

Estas semirreacciones son espontáneas y el nitrato de cobre(II) no será estable, depositándose cobre metálico. Por tanto, **no se puede emplear** un recipiente de aluminio para contener una disolución de nitrato de cobre(II).

En el caso de un recipiente de plata:

$$E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V} < E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$$

No se producirá la reducción del Cu^{2+} y no se depositará cobre metálico. Por tanto, **sí se puede emplear** un recipiente de plata.

b) El razonamiento es análogo al del apartado anterior.

Si se deposita cloruro de hierro(II) en un recipiente de cinc metálico, se producirán las siguientes reacciones:

Semirreacción de oxidación: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Semirreacción de reducción: $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$

Esto es porque:

$$E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V} > E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,74 \text{ V}$$

Estas semireacciones son espontáneas y el cloruro de hierro(II) no será estable, depositándose hierro metálico. Por tanto, **no se puede emplear** un recipiente de cinc para contener una disolución de nitrato de cobre(II).

En el caso de un recipiente de cobre metálico:

$$E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V} < E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$$

No se producirá la reducción del Fe^{2+} y no se depositará hierro metálico. Por tanto, **sí se puede emplear** un recipiente de cobre.

Electrolisis

50. Se hace circular durante 7 horas y 30 min una corriente de 1,25 A a través de una celda electrolítica que contiene ácido sulfúrico diluido, obteniéndose oxígeno e hidrógeno.

a) ¿Qué reacciones tienen lugar en cada semicelda?

b) ¿Qué volumen de cada gas se generará?, medidos a 0 °C y 1 atm de presión.

Datos: $F = 96\,500\text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $R = 0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Por los productos se deduce que se trata de la electrolisis del agua. En el ánodo se produce la semirreacción de oxidación y en el cátodo la de reducción:



b) Aplicando la segunda ley de Faraday, calcula la masa de oxígeno generada en el ánodo:

$$M(\text{O}_2) = 16,00 \cdot 2 = 32,00\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{O}_2} = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{32,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,25\text{ A} \cdot 27\,000\text{ s}}{4 \cdot 96\,500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} = 2,798\text{ g}$$

Halla la cantidad de oxígeno que corresponde con esta masa:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M(\text{O}_2)} = \frac{2,798\text{ g}}{32,00\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,087435\text{ mol}$$

Finalmente, determina el volumen de oxígeno con la ecuación de estado de los gases ideales. Ten en cuenta, como siempre, las condiciones de presión y temperatura del enunciado:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,087435\text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273\text{ K}}{1\text{ atm}} = 1,957\text{ L} \approx \mathbf{2,0\text{ L}}$$

Procede de la misma manera para calcular la masa de hidrógeno depositada en el cátodo:

$$M(\text{H}_2) = 1,008 \cdot 2 = 2,016\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{H}_2} = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{2,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,25\text{ A} \cdot 27\,000\text{ s}}{2 \cdot 96\,500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} = 0,3525\text{ g}$$

Halla la cantidad de hidrógeno que equivale a esta masa:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M(\text{H}_2)} = \frac{0,3525\text{ g}}{2,016\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,17485\text{ mol}$$

Finalmente, determina el volumen de hidrógeno con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2} \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,17485\text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273\text{ K}}{1\text{ atm}} = 3,914\text{ L} \approx \mathbf{3,9\text{ L}}$$

51. Conseguimos cobre metálico realizando la electrolisis de una disolución de sulfato de cobre(II). Al hacer pasar una corriente de 5 A durante 1 hora se depositan 5,932 g de cobre metálico. Determina la masa atómica del cobre.

Dato: $F = 96\,500\text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La semirreacción que tiene lugar es: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$.

Según la segunda ley de Faraday:

$$m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot Q = \frac{M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t$$

Despeja la masa molar de la expresión anterior, sustituye y opera:

$$M(\text{Cu}) = \frac{m \cdot z \cdot F}{I \cdot t} = \frac{5,932 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}}{5 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s}} = \mathbf{63,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

52. Una corriente eléctrica de 5 A circula durante 15 min atravesando una disolución de una sal de cinc. En este tiempo se depositan 1,524 g de cinc en el cátodo.

a) **Calcula la masa atómica del cinc.**

b) **Calcula la masa de cinc que se deposita al pasar una corriente de 10 A durante 1 hora.**

Dato: $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) La semirreacción que tiene lugar es: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}$.

Según la segunda ley de Faraday:

$$m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot Q = \frac{M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t$$

Despeja la masa molar de la expresión anterior, sustituye y opera:

$$M(\text{Zn}) = \frac{m \cdot z \cdot F}{I \cdot t} = \frac{1,524 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}}{5 \text{ A} \cdot 900 \text{ s}} = \mathbf{65,36 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

b) Aplica de nuevo la segunda ley de Faraday, calcula la masa de cinc que se deposita al pasar una corriente de 10 A durante 1 hora. Sustituye y opera:

$$m_{\text{Zn}} = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{65,36 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 10 \frac{\text{C}}{\text{s}} \cdot 3600 \text{ s}}{2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} = \mathbf{12,19 \text{ g}}$$

53. Una primera cuba electrolítica contiene una disolución de sulfato de níquel(II). Conectada en serie a la primera hay una segunda cuba con nitrato de plata disuelto. Se hace pasar una corriente continua. Se depositan 0,5 g de plata. Determina:

a) **La masa de níquel depositada en la primera cuba.**

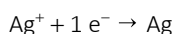
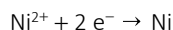
b) **La cantidad de electrones intercambiados (en mol).**

c) **El tiempo necesario si por la pila circulan 2,5 A.**

Dato: $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Como ambas cubas están conectadas en serie, circulará por ambas la misma intensidad de corriente. Y durante el mismo tiempo, la misma cantidad de carga, Q .

Las dos semirreacciones son de reducción:



Aplica la segunda ley de Faraday. Una vez para la plata y otra para el níquel, consigues dos expresiones:

$$m_{\text{Ag}} = \frac{M(\text{Ag}) \cdot Q}{1 \cdot F} \qquad m_{\text{Ni}} = \frac{M(\text{Ni}) \cdot Q}{2 \cdot F}$$

Despejando la carga de ambas expresiones: $Q = \frac{m_{\text{Ag}} \cdot F}{M(\text{Ag})} = \frac{m_{\text{Ni}} \cdot 2 \cdot F}{M(\text{Ni})}$.

Despeja la masa de níquel depositada:

$$\frac{m_{\text{Ag}} \cdot F}{M(\text{Ag})} = \frac{m_{\text{Ni}} \cdot 2 \cdot F}{M(\text{Ni})} \Rightarrow m_{\text{Ni}} = \frac{m_{\text{Ag}} \cdot M(\text{Ni})}{2 \cdot M(\text{Ag})}$$

Como se depositan 0,5 g de plata:

$$m(\text{Ni}) = \frac{0,5 \text{ g} \cdot 58,69 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \cdot 107,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \mathbf{0,136 \text{ g}}$$

b) Calcula la cantidad de electrones a partir de la masa:

$$0,5 \text{ g de Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{107,9 \text{ g de Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol de electrones}}{1 \text{ mol de Ag}} = \mathbf{4,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol de electrones}}$$

c) Halla la carga Q:

$$Q = \frac{m_{\text{Ag}} \cdot F}{M(\text{Ag})} = \frac{0,5 \text{ g} \cdot 1 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}}{107,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 447,3 \text{ C}$$

Halla el tiempo necesario si por la pila circulan 2,5 A:

$$Q = I \cdot t \Rightarrow t = \frac{Q}{I} = \frac{447,3 \text{ C}}{2,5 \text{ A}} = \mathbf{179 \text{ s}}$$

QUÍMICA EN TU VIDA (página 294)

INTERPRETA

1. ¿Cómo funciona una *metrolinera*?

Como hemos leído en el texto y podemos ver en la figura, una *metrolinera* es una instalación que aprovecha la energía cinética que se produce cuando un tren reduce su velocidad y la transforma en energía eléctrica. Para ello necesita acumuladores que almacenen la energía producida durante el frenado de los trenes en forma de energía química. Esta energía química se utiliza después para recargar las baterías de los vehículos eléctricos.

REFLEXIONA

2. ¿Qué otras aplicaciones se te ocurren para las *metrolineras* además de la recarga de los vehículos eléctricos?

Además de la recarga de vehículos eléctricos, *metrolineras* podrían tener las siguientes aplicaciones:

- Autoconsumo de los aparatos electrónicos del propio tren (apertura de puertas, iluminación, climatización, etc.).
- Recarga de dispositivos móviles (teléfonos, tabletas, ordenadores portátiles, etc.).
- Alimentación del sistema de iluminación de los edificios del metro.
- Recarga de bicicletas eléctricas del sistema público de la ciudad, si cuenta con este servicio.

USA LAS TIC

3. Investiga de qué materiales se construyen los electrodos que forman parte del sistema de almacenamiento de las *metrolineras*.

Los electrodos que forman parte de los acumuladores de una *metrolinera* se podrían fabricar de materiales tradicionales como plomo-ácido o níquel-hierro, o de ion litio, como la mayoría de las actuales. Pero la tendencia hoy en día es utilizar nuevos materiales que están revolucionando el mercado, como el grafeno y los polímeros. El grafeno sería un gran candidato para este fin, y ya se está estudiando su aplicación en baterías que se caracterizarían por ser ligeras, compactas y con una larga vida útil.

9

Química orgánica

PARA COMENZAR (página 295)

- **Debate con tus compañeros sobre la capacidad del ser humano para reproducir los compuestos químicos que produce la naturaleza.**

En la actualidad, la mayor parte de los compuestos orgánicos se producen de forma artificial mediante síntesis química, aunque también existen compuestos naturales que se extraen directamente de la naturaleza.

El ser humano ha intentado reproducir los procesos naturales en el laboratorio, bajo condiciones controladas, para sintetizar nuevas sustancias que mejoren nuestra calidad de vida. De esta forma, partiendo de la observación de la naturaleza, se han conseguido sintetizar multitud de nuevos compuestos, algunos de ellos con propiedades similares a otros compuestos naturales, y otros con propiedades bien distintas. Pero lo más importante, todos estos compuestos cuentan con diversas aplicaciones en nuestra sociedad.

- **Investiga sobre Wöhler y la síntesis de la urea. ¿Qué condiciones se dieron para el éxito de sus investigaciones?**

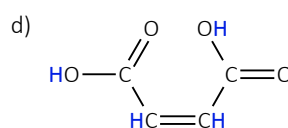
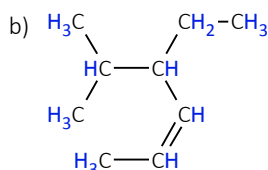
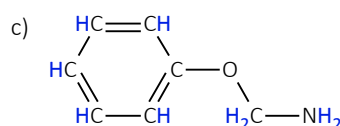
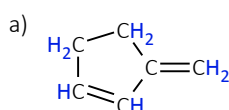
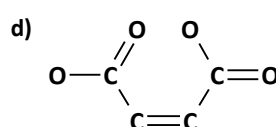
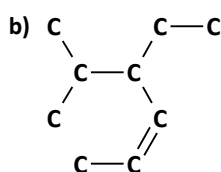
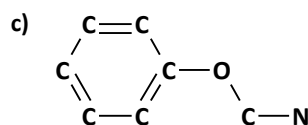
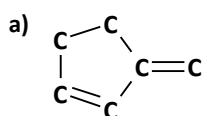
Friedrich Wöhler (1800-1882) fue un químico alemán, famoso por lograr sintetizar la urea.

Wöhler estaba intentando sintetizar cianato de amonio (compuesto inorgánico), a partir de cloruro de amonio y cianato de plata y otros dos compuestos inorgánicos. Sin embargo, Wöhler comprobó que lo que había sintetizado no era el esperado cianato de amonio, sino urea, uno de los principales componentes de la orina humana (un compuesto orgánico). Esto sucedió porque tanto el cianato de amonio como la urea tienen los mismos elementos químicos en igual proporción, pero organizados de distinta forma. Es decir, ambos compuestos son isómeros.

Con este descubrimiento, Wöhler demostró que un producto de los procesos vitales se podía producir en el laboratorio a partir de materia inorgánica, lo que contradecía al pensamiento científico de la época.

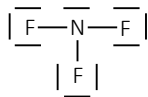
PRACTICA (página 296)

1. Copia en tu cuaderno las siguientes moléculas y escribe los átomos de hidrógeno que faltan.



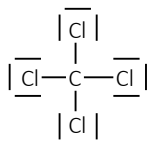
2. Escribe la estructura de Lewis de los compuestos NF_3 y CCl_4 indicando si los pares de electrones son enlazantes o libres.

La estructura de Lewis del NF_3 es:



Puedes observar que el NF_3 tiene tres pares de electrones enlazantes y diez pares de electrones no enlazantes.

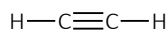
La estructura de Lewis del CCl_4 es:



Puedes observar que el CCl_4 tiene cuatro pares de electrones enlazantes y doce pares de electrones no enlazantes.

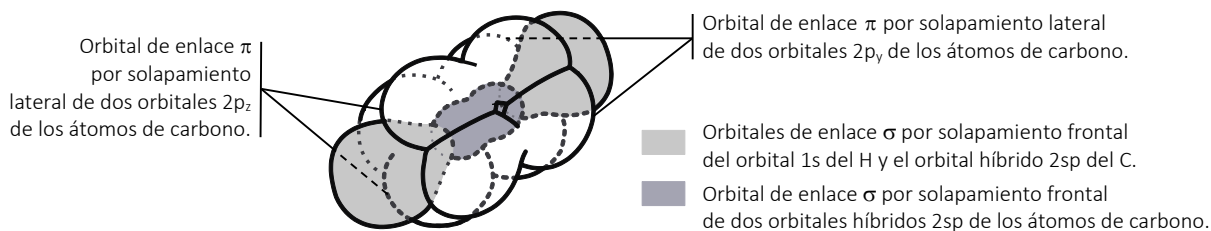
3. Describe la estructura espacial de la molécula de etino indicando la hibridación de los átomos de carbono.

La molécula de etino contiene un enlace triple entre los dos átomos de carbono. Cada átomo de carbono comparte tres pares de electrones con el otro átomo de carbono y un par de electrones con el hidrógeno. Su estructura de Lewis es:



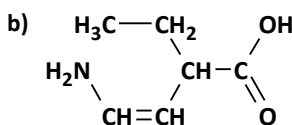
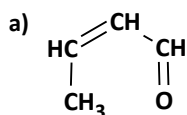
La configuración electrónica del carbono es $1s^2 2s^2 2p^2$. Un electrón del orbital 2s promociona al orbital 2p vacío para poder formar un enlace triple. Así, la molécula de etino tiene una **hibridación sp**. Se combinan un orbital tipo s con un orbital tipo p para resultar 2 orbitales sp formando entre sí un ángulo de 180° .

La estructura espacial de la molécula de etino es la siguiente:

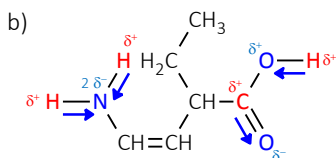
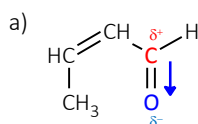


PRACTICA (página 297)

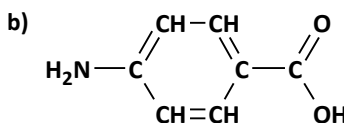
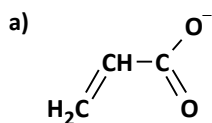
4. Localiza en las siguientes moléculas los enlaces polares y el sentido en el que están polarizados.



Ambas moléculas tienen enlaces polarizados:



5. Explica si las siguientes sustancias son ácidos, bases o anfóteras.



a) Contiene el grupo carboxilo del que se ha desprendido del protón H^+ . Tiene la posibilidad de recuperarlo por eso tiene **carácter básico**.

- b) La sustancia contiene el grupo carboxilo, que es ácido, y el grupo amino, que es básico. Por tanto, la sustancia es **anfótera**, pudiéndose comportar como un ácido o como una base o como las dos cosas a la vez.

ACTIVIDADES (página 299)

6. Pon un ejemplo, con su nombre y fórmula, de cada una de las familias siguientes:

- | | | |
|-------------|------------|-------------|
| a) Alqueno. | c) Cetona. | e) Amina. |
| b) Alcohol. | d) Éster. | f) Nitrilo. |

El enunciado no lo exige, pero ofrecemos aquí ejemplos con 3 átomos de carbono. Otras respuestas podrían ser igualmente válidas.

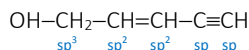
- | | | | |
|-----------------|---|--------------------|---|
| a) propeno: | $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$ | d) metoxietano: | $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ |
| b) propan-1-ol: | $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ | e) propilamina: | $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ |
| c) propanone: | $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$ | f) propanonitrilo: | $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$ |

7. Las fórmulas moleculares de tres hidrocarburos lineales son: C_3H_8 , C_4H_{10} y C_5H_{12} .

- a) Nombra los compuestos.
- b) ¿Pertenece los tres a la misma serie homóloga?
- c) ¿Presentan todos sus átomos de carbono hibridación sp^3 ?
- a) **Propano, butano y pentano**, respectivamente.
- b) **No**, los tres son hidrocarburos, y por tanto carecen de grupo funcional. Todos ellos son alcanos que responden a la fórmula $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ y solo se diferencian en el número de carbonos de la cadena.
- c) **Sí**, todos ellos presentan hibridación sp^3 , pues no hay ningún enlace múltiple entre los carbonos.

8. Indica el tipo de hibridación que se asigna a cada uno de los átomos de carbono del penta-2-en-4-in-1-ol.

La fórmula del compuesto enunciado y la hibridación de cada uno de los átomos de carbono que lo componen son:



Por tanto, el carbono 1.º tiene hibridación sp^3 , los carbonos 2.º y 3.º tienen hibridación sp^2 y los carbonos 4.º y 5.º hibridación sp .

9. Identifica y nombra el grupo funcional presente en cada uno de los siguientes compuestos:

- | | |
|---|---|
| a) $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{CHO}$ | c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ |
| b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$ | d) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COO}-\text{CH}_3$ |
| a) $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{CHO}$ aldehído | c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ amina |
| b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$ éter | d) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COO}-\text{CH}_3$ éster |

ACTIVIDAD (página 301)

10. Nombra los siguientes compuestos:

- | | |
|---|--|
| a) CH_3-COOH | a) ácido etanoico o ácido acético. |
| b) $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ | b) etanoato de etilo o acetato de etilo. |
| c) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ | c) but-2-eno. |
| d) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHO}$ | d) propanal. |

11. Formula los siguientes compuestos orgánicos empleando fórmulas desarrolladas que distingan todos los enlaces.

a) pent-2-eno

b) 3-metilhex-1-ino

c) heptan-2-ol

d) etilamina

e) propanal

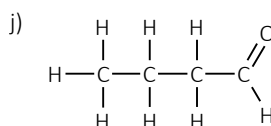
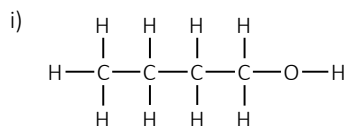
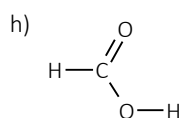
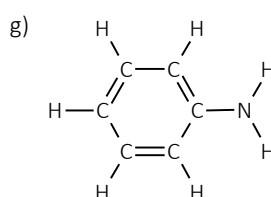
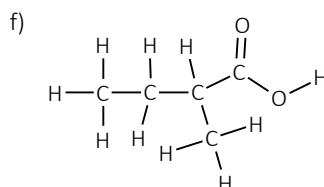
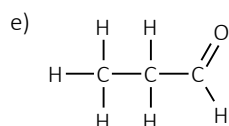
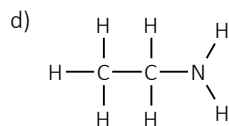
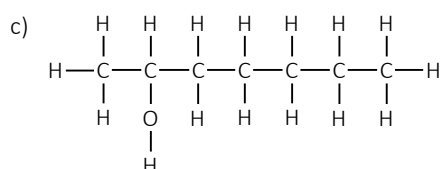
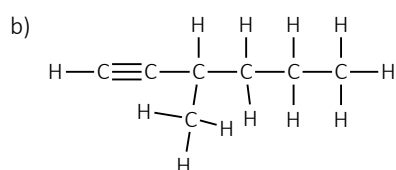
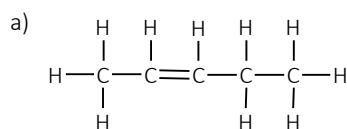
f) ácido 2-metilbutanoico

g) fenilamina

h) ácido metanoico

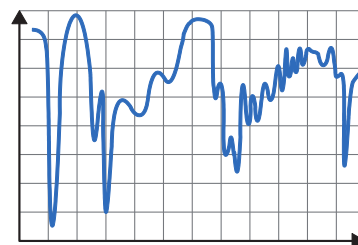
i) butan-1-ol

j) butanal



ACTIVIDAD (página 303)

12. En la figura siguiente, se muestra un espectro de infrarrojo (IR) de una molécula. Indica qué magnitud se representa en cada eje de un espectro infrarrojo. Explica brevemente el proceso que experimenta un compuesto químico cuando es irradiado con radiación infrarroja.



En el eje de ordenadas se representa el % de transmitancia, y en el de abscisas el número de onda (en cm^{-1}) de la radiación absorbida.

Cuando un compuesto químico es irradiado con radiación infrarroja, absorbe parte de esta energía, lo que provoca cambios en la frecuencia de vibración de los enlaces covalentes de la molécula.

ACTIVIDADES (página 305)

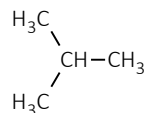
- 13. Escribe, fórmula y nombre, de un hidrocarburo alifático saturado que presente isomería de cadena.**

Hexano: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$

Un isómero de cadena de este es el 2,3-dimetilbutano: $\text{CH}_3\text{—CH}(\text{CH}_3)\text{—CH}(\text{CH}_3)\text{—CH}_3$

- 14. Escribe, fórmula y nombre, de un isómero de cadena del butano, $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$.**

Solo hay uno, el metilpropano. Su fórmula semidesarrollada es:



- 15. Escribe, fórmula y nombre, de un alcohol que presente isomería de posición.**

propan-1-ol: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$

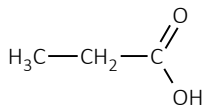
propan-2-ol: $\text{CH}_3\text{—CH}(\text{OH})\text{—CH}_3$

- 16. Escribe, fórmula y nombre, de un isómero de posición del 2-cloropropano, $\text{CH}_3\text{—CHCl—CH}_3$.**

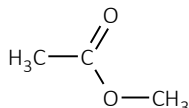
1-cloropropano: $\text{CH}_2\text{Cl—CH}_2\text{—CH}_3$

- 17. Formula el ácido propanoico y el 2-metilbutanal. Encuentra un isómero de función para cada uno de ellos, escribiendo su fórmula y su nombre.**

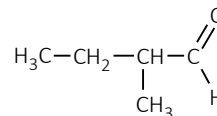
ácido propanoico:



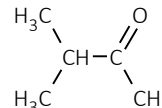
Un isómero de función del ácido propanoico es el **acetato de metilo**:



2-metilbutanal:



Un isómero de función del 2-metilbutanal es la **3-metil-2-butanona**:

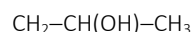
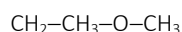


- 18. Escribe, fórmula y nombre, de un isómero de función del etanol, $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH}$.**

dimetil éter o metoximetano: $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$

- 19. Entre los siguientes compuestos hay dos isómeros de función: etil metil éter, ácido propanoico, propan-2-ol y propanal, ¿cuáles son? Escribe sus fórmulas semidesarrolladas.**

Son isómeros de función el etil metil éter y el propan-2-ol:



- 20. Formula y nombra:**

a) Dos isómeros de función, ambos con la fórmula $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.

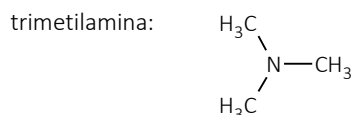
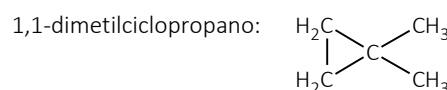
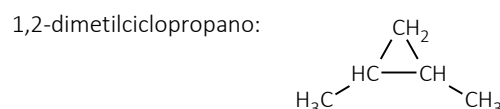
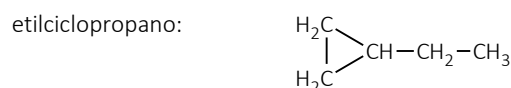
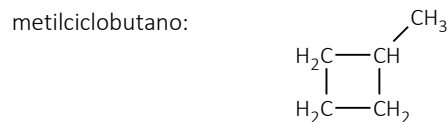
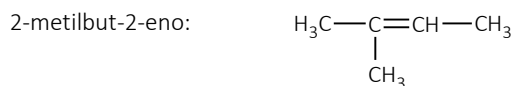
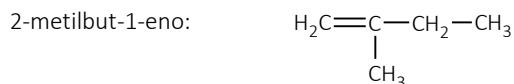
b) Tres aminas con la fórmula $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$.

a) butanal: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CHO}$

butanona: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CO—CH}_3$

b) propanamina: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—NH}_2$

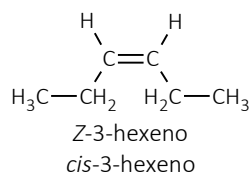
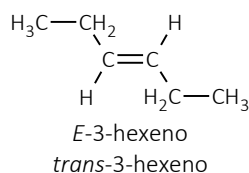
N-metiletilamina: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH—CH}_3$


21. Escribe la fórmula y el nombre de todos los posibles isómeros que corresponden a la fórmula molecular C₅H₁₀.

ACTIVIDADES (página 306)
22. Escribe la fórmula del 3-hexeno y analiza si presenta isomería geométrica.

Para que tenga isomería geométrica, el compuesto debe contener al menos un doble enlace con grupos diferentes unidos a cada carbono del doble enlace.

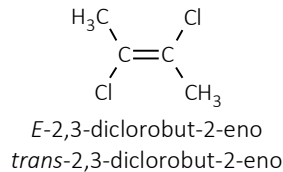
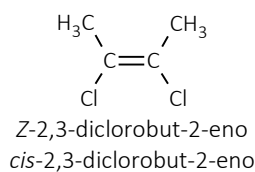
La fórmula del 3-hexeno es: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

Observa que contiene un doble enlace entre los carbonos 3 y 4, y cada carbono está unido a un hidrógeno y a un grupo etilo. Por tanto, el 3-hexeno presenta dos isómeros geométricos:


23. Escribe la fórmula semidesarrollada y el nombre que le corresponde a cada uno de los isómeros geométricos del 2,3-diclorobut-2-eno.

La fórmula semidesarrollada del 2,3-diclorobut-2-eno es: $\text{CH}_3-\text{CCl}=\text{CCl}-\text{CH}_3$.

Observa que contiene un doble enlace entre los carbonos 2 y 3, y cada carbono está unido a un cloro y a un grupo metilo. Por tanto, el 2,3-dicloro-2-buteno presenta dos isómeros geométricos:

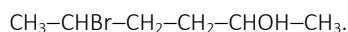

24. Formula los siguientes compuestos:

a) 1-clorobut-2-eno.

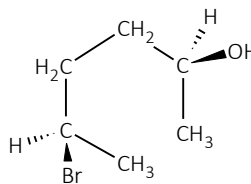
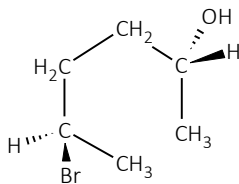
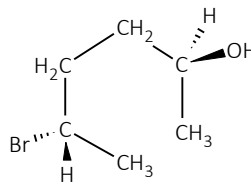
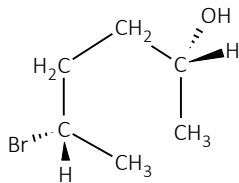
b) butanoato de etilo.

26. Indica si el siguiente compuesto 5-bromohexan-2-ol presenta isomería óptica. Razona la respuesta.

Escribe la fórmula del compuesto:



Sí presenta isomería óptica, ya que tiene dos carbonos tetraédricos y asimétricos: el carbono 2, por estar unido a cuatro grupos distintos (metil, hidrógeno, hidroxilo y 3-bromopropil), y el carbono 5 (metil, bromo, 3-hidroxibutil e hidrógeno).



Por tanto, este compuesto tendrá cuatro isómeros ópticos.

27. Indica cuáles de los siguientes compuestos tienen un carbono quiral:

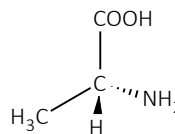
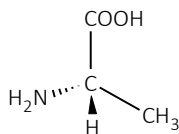
- but-2-eno.
- 2-cloro-2-metilpropano.
- ácido 2-aminopropanoico.

Justifica tus respuestas.

Un carbono quiral o asimétrico es aquel que es tetraédrico y está unido a cuatro sustituyentes distintos. Para determinarlo, escribe la fórmula de cada compuesto:

- but-2-eno: $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$
- 2-cloro-2-metilpropano: $\text{CH}_3\text{-CCl(CH}_3\text{)-CH}_3$
- ácido 2-aminopropanoico: $\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$

Por tanto, de los compuestos anteriores solo el **ácido 2-aminopropanoico** presenta un carbono quiral o asimétrico, que es el segundo carbono.

**ACTIVIDAD (página 308)****28. Nombra los siguientes compuestos e identifica sus grupos funcionales.**

- | | |
|---|---|
| a) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$ | a) etanoato de etilo: $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$. Éster. |
| b) $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ | b) metilamina: $\text{CH}_3\text{-NH}_2$. Amina. |
| c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$ | c) butan-2-ol: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$. Alcohol. |
| d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ | d) ácido propanoico: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$. Ácido carboxílico. |

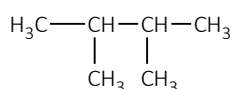
ACTIVIDAD (página 309)

29. A partir de los siguientes compuestos: 2,3-dimetilbutano; propan-2-ol; ácido etanoico; but-2-eno.

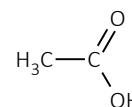
- Escribe las fórmulas semidesarrolladas.
- Indica razonadamente si existe algún enlace polar en las moléculas y en qué sentido se produce el desplazamiento del par electrónico.
- Escribe, si es posible, algún isómero de cada molécula, indica de qué tipo es.

a) Las fórmulas semidesarrolladas de los compuestos anteriores son las siguientes:

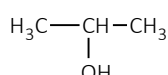
2,3-dimetilbutano



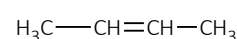
ácido etanoico



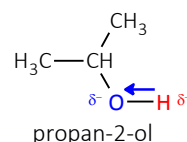
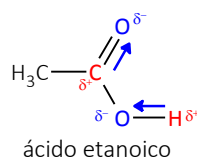
propan-2-ol



but-2-eno



b) Aparecen enlaces polares en el propan-2-ol (O—H) y en el ácido etanoico (O—H y C=O) debido a la gran diferencia de electronegatividad existente entre los dos átomos. Las fórmulas semidesarrolladas con el desplazamiento del par electrónico en las dos polares se indican a continuación:



c) Isómeros de las moléculas anteriores:

2,3-dimetilbutano: C_6H_{14} . Un isómero de cadena podría ser el hexano: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.

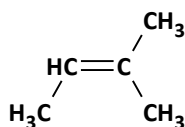
2-buteno: C_4H_8 . Un isómero de posición podría ser el 1-buteno: $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.

Ácido etanoico: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Un isómero de función es el metanoato de metilo: $\text{H}-\text{COO}-\text{CH}_3$.

2-propanol: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$. Un isómero de función podría ser el etil metil éter: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$.

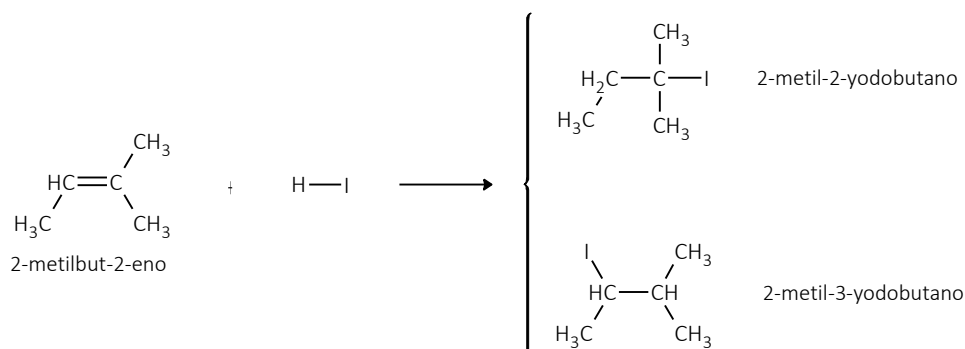
ACTIVIDAD (página 311)

30. Dada la molécula:



Al reaccionar con yoduro de hidrógeno, ¿cuál es el producto principal? Escribe la ecuación de la reacción química con los nombres de todos los compuestos.

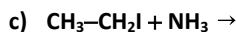
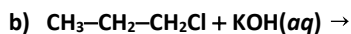
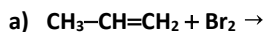
Se trata de una reacción de hidrohalegenación al doble enlace. El reactivo a adicionar, yoduro de hidrógeno, está formado por dos átomos diferentes entre sí, existirán siempre dos posibilidades para llevar a cabo la adición al doble enlace.



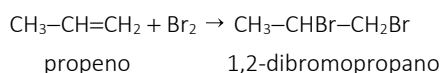
La regla de Markovnikov dice que el producto principal es aquel en el que los hidrógenos se adicionan al carbono que mayor número de hidrógenos unidos tiene ya. Por eso **el producto principal es el 2-metil-2-yodobutano**.

ACTIVIDADES (página 313)

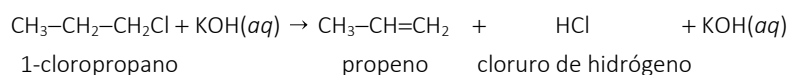
31. Completa las reacciones siguientes y nombra los compuestos que intervienen.



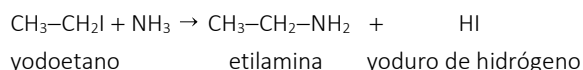
a) Reacción de adición (halogenación):



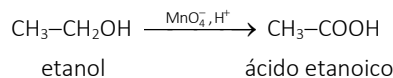
b) Reacción de eliminación (deshidrohalogenación):



c) Reacción de sustitución (nucleófila en amina):



d) Reacción redox (oxidación de un alcohol primario con permanganato):



32. Escribe las ecuaciones químicas ajustadas de las siguientes reacciones orgánicas, indicando el tipo de reacción:

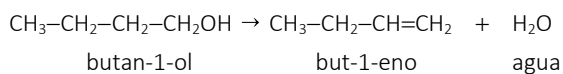
a) **Formación de but-1-eno a partir de butan-1-ol.**

b) **Obtención de propanoato de metilo a partir de ácido propanoico y metanol.**

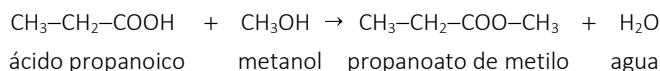
c) **Obtención de propano a partir de propino.**

d) **Obtención de metanol a partir de clorometano.**

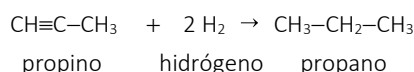
a) Eliminación (deshidratación de alcoholes):



b) Condensación (esterificación):



c) Adición (hidrogenación):

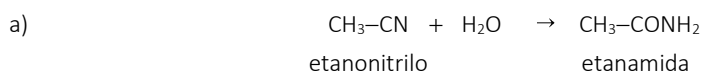
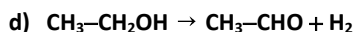
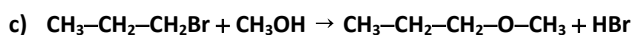
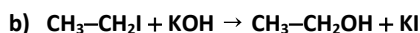
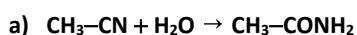


d) Sustitución (nucleófila en alcohol):

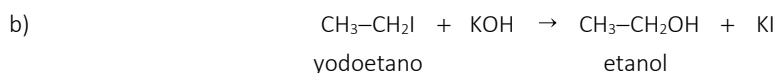


ACTIVIDADES (página 316)

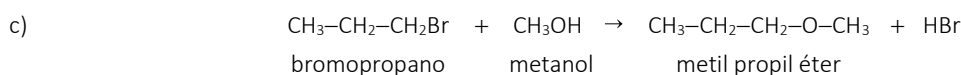
33. Nombra las sustancias orgánicas que aparecen en las reacciones siguientes y justifica las que corresponden a sustitución o a eliminación.



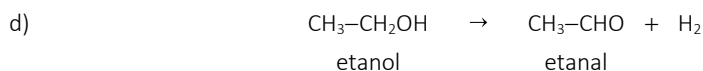
En el primer carbono de la cadena cambia el grupo ciano a grupo amida. Reacción de **sustitución**.



El grupo -OH reemplaza al yodo. Reacción de **sustitución**.



El grupo -O-CH₃ reemplaza al bromo. Reacción de **sustitución**.



Puede parecer que se trata de una reacción de eliminación porque del etanol se eliminan dos H y en el resultado final hay un doble enlace en el grupo carbonilo del etanal. Pero el doble enlace no es entre dos carbonos de la cadena carbonada. En realidad es una reacción de oxidación.

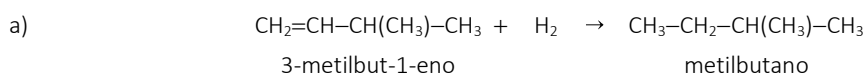
34. Para cada uno de los siguientes procesos escribe la ecuación química ajustada con los nombres y el tipo de reacción:

a) **Hidrogenación catalítica de 3-metilbut-1-eno.**

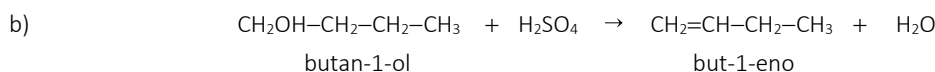
b) **Deshidratación del butan-1-ol con ácido sulfúrico.**

c) **Deshidrohalogenación de 2-bromo-2-metilpropano.**

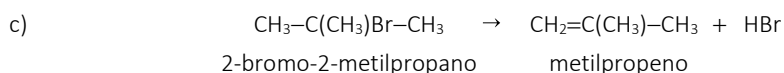
d) **Reacción de propanal con KMnO₄.**



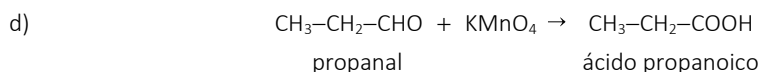
Reacción de **adición**.



Reacción de **eliminación**.

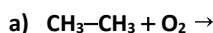


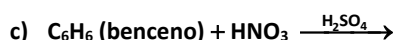
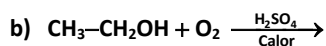
Reacción de **eliminación**.



Reacción de **oxidación**.

35. Completa las siguientes ecuaciones químicas e indica el tipo de reacción a la que pertenecen:




 a) $2 \text{CH}_3\text{-CH}_3 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$. Reacción de **combustión**.

 b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} + \text{O}_2 \xrightarrow[\text{Calor}]{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$. Reacción de **eliminación** (deshidratación de alcohol).

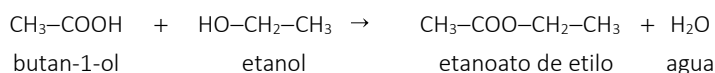
 c) $\text{C}_6\text{H}_6 \text{ (benceno)} + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{C}_6\text{H}_5\text{-NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Reacción de **sustitución** (nitrición).

36. Para los compuestos ácido etanoico, bromometano y dimetil éter:

a) ¿Cuál de los tres compuestos reaccionará con etanol? ¿Cuál es el producto de la reacción?

b) Escribe la ecuación ajustada, con los nombres de las especies químicas resultantes, de la reacción que tiene lugar cuando el bromometano reacciona con NaOH. ¿De qué tipo de reacción se trata?

 a) El **ácido etanoico** reaccionará con etanol para dar **etanoato de etilo**.

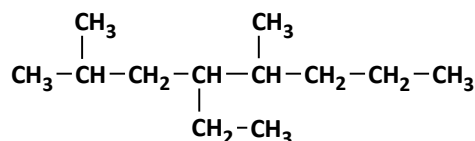
 b) Se trata de una reacción de **condensación**:


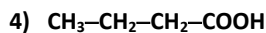
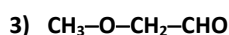
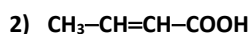
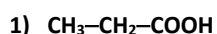
ACTIVIDADES FINALES (página 320)

Características generales

37. Para el compuesto 4-etil-2,5-dimetiloctano escribe su fórmula semidesarrollada y su fórmula molecular.

Fórmula semidesarrollada:


 Fórmula molecular: **C₁₂H₂₆**.

38. Del siguiente conjunto de compuestos, indica:


a) Los que tienen la misma cadena carbonada.

b) Los que tienen el mismo grupo funcional.

c) Los que tienen alguna insaturación.

a) El 2 y el 4 tienen la misma cadena carbonada con 4 átomos de carbono.

b) El 1, el 2 y el 4 tienen el mismo grupo funcional (grupo carboxilo).

c) Todos tienen la insaturación C=O, y además el 2 tiene la insaturación C=C.

39. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos: dimetil éter, ciclohexanol, acetato de metilo, propilamina.

 dimetil éter: $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$

 ciclohexanol: $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{-OH}$

acetato de metilo: $\text{CH}_3\text{—COO—CH}_3$

 propilamina: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—NH}_2$

- 40.** Explica por qué la molécula de eteno, C_2H_4 , es plana con ángulos de enlace de aproximadamente 120° , mientras que la molécula de acetileno, C_2H_2 , es lineal. ¿En cuál de las dos moléculas anteriores la distancia entre los átomos de carbono debe ser menor?

La molécula de eteno, C_2H_4 , tiene hibridación sp^2 , con ángulos de enlace de aproximadamente 120° , porque los orbitales híbridos sp^2 van desde cada átomo de carbono hacia los vértices de un triángulo equilátero plano.

Sin embargo, la molécula de etino, C_2H_2 , tiene hibridación sp y su estructura es lineal. Esta estructura obliga a que los ángulos de enlace sean de 180° .

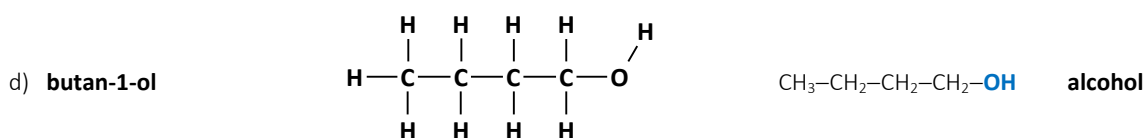
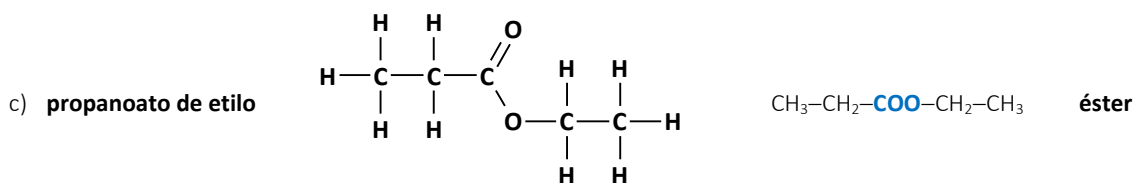
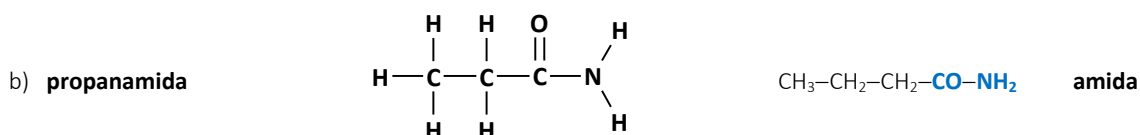
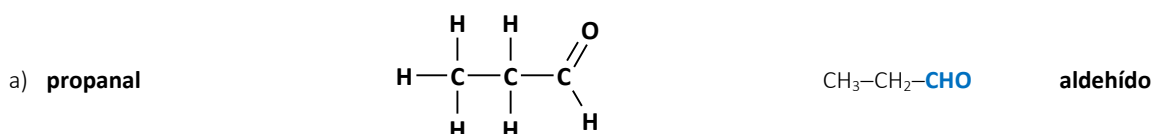
Además, en la molécula de etino los dos átomos de carbono se unen mediante un enlace triple constituido por un orbital de enlace σ y dos orbitales de enlace π . Mientras que en la molécula de eteno los dos átomos de carbono se unen mediante un enlace doble constituido por un orbital de enlace σ y otro orbital de enlace π . Como el orbital tipo π se produce por solapamiento lateral, para que sea efectivo, la distancia C—C tiene que acortarse. Por eso, como la molécula de etino cuenta con dos enlaces π y la de eteno con solo uno, la distancia C—C es menor en el etino que en el eteno.

- 41.** Escribe la fórmula desarrollada y el nombre de los siguientes compuestos. Indica el grupo funcional que contienen.

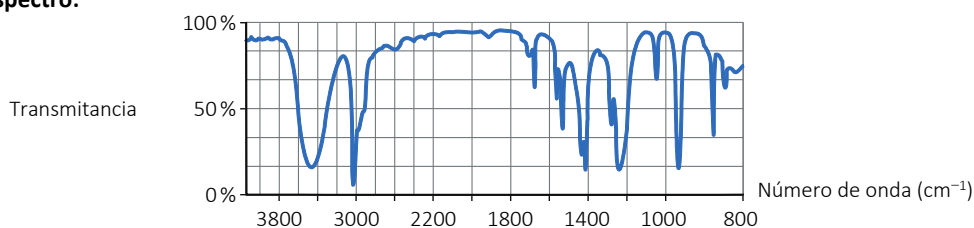
 a) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CHO}$

 b) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CO—NH}_2$

 c) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—COO—CH}_2\text{—CH}_3$

 d) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{OH}$


- 42.** Se ha utilizado la espectroscopía infrarroja (IR) para identificar un compuesto. Experimentalmente se ha obtenido el siguiente espectro:



- a) ¿Qué le pasa a una molécula cuando absorbe radiación infrarroja?
 b) Justifica si el compuesto es el 2-propanol o el ácido propanoico.

Absorción de diferentes tipos de enlace en la región de infrarrojo		
Enlace	Tipo de compuesto	Intervalo de número de onda (cm ⁻¹)
C-H	alcanos (C-C-H)	(2850, 2970) (1340, 1470)
	alquenos (C=C-H)	(3010, 3095) (675, 995)
O-H	alcoholes	(3200, 3600)
	ácidos carboxílicos	(2500, 2700)
C-O	alcoholes, éteres, ácidos carboxílicos, ésteres	(1050, 1300)
C=O	aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres	(1690, 1760)

- a) Cuando una molécula absorbe radiación infrarroja, los enlaces covalentes que mantienen unidos los átomos comienzan a vibrar.
 b) El grupo alcohol absorbe energía del intervalo de longitud de onda (3200, 3600). El grupo ácido carboxílico absorbe en el intervalo (2500, 2700). Se observa absorción por encima de 3000, no por debajo. Por tanto, el compuesto es el **2-propanol**.

43. La combustión de 3 g de un alcohol produce 7,135 g de dióxido de carbono y 3,650 g de agua. Determina:

- a) La fórmula empírica de dicho alcohol.
 b) Sabiendo que 3 g de alcohol en estado gaseoso ocupan un volumen de 1075 mL a 25 °C y 0,92 atm, calcula la masa molecular y la fórmula molecular.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{L}^{-1}$.

- a) Durante la combustión del alcohol todo el carbono pasará a dióxido de carbono, todo el hidrógeno a agua. El oxígeno se distribuye, junto con el oxígeno comburente, a dióxido de carbono y agua.

Halla las masas de carbono y de hidrógeno en los productos formados durante la reacción:

- Carbono: $M(\text{CO}_2) = 12,01 + 16,00 \cdot 2 = 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$m_c = 7,135 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44,01 \text{ g de CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos de C}}{1 \text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{12,01 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de átomos de C}} = 1,947 \text{ g de C}$$

- Hidrógeno: $M(\text{H}_2\text{O}) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,016 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$m_H = 3,650 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,016 \text{ g de H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol de átomos de H}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} \cdot \frac{1,008 \text{ g de H}}{1 \text{ mol de átomos de H}} = 0,408 \text{ g de H}$$

La masa de oxígeno será la diferencia entre la masa del alcohol y la suma de las masas de carbono e hidrógeno ya calculadas:

$$m_o = [3 - (1,947 + 0,408)] \text{ g} = 0,645 \text{ g}$$

Divide las masas obtenidas entre las masas atómicas de cada elemento. Así obtienes la cantidad de cada elemento:

$$n_c = 1,947 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12,01 \text{ g de C}} = 0,162 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = 0,408 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 0,405 \text{ mol de H}$$

$$n_{\text{O}} = 0,645 \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 0,040 \text{ mol de O}$$

Divide por el menor para obtener el número de átomos de cada elemento en el alcohol:

$$N_{\text{C}} = \frac{0,162 \text{ mol}}{0,040 \text{ mol}} = 4,025 \approx 4; \quad N_{\text{H}} = \frac{0,405 \text{ mol}}{0,040 \text{ mol}} = 10,06 \approx 10; \quad N_{\text{O}} = \frac{0,040 \text{ mol}}{0,040 \text{ mol}} = 1$$

Por tanto, la fórmula empírica del compuesto es **C₄H₁₀O**.

b) Calcula la masa molecular del compuesto mediante la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{3 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25 + 273) \text{ K}}{0,92 \text{ atm} \cdot 1,075 \text{ L}} = 74,12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Como la fórmula molecular del compuesto contiene n veces la fórmula empírica:

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}) = 12,01 \cdot 4 + 1,008 \cdot 10 + 16,00 = 74,12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M[(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O})_n] = n \cdot M(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}) \Rightarrow n = \frac{M[(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O})_n]}{M(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O})} = \frac{74,12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{74,12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1$$

Por tanto, la fórmula molecular del compuesto coincide con su fórmula empírica y es **C₄H₁₀O**.

ACTIVIDADES FINALES (página 321)

44. Escribe un compuesto que se ajuste a las siguientes condiciones:

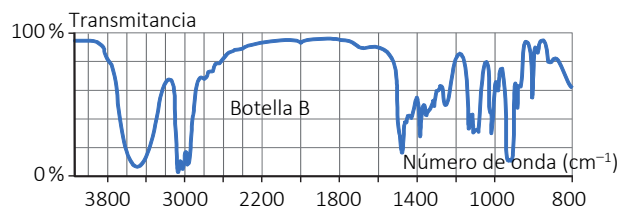
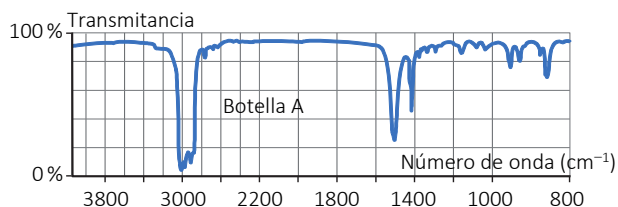
a) Una amina secundaria con cuatro carbonos, un átomo de nitrógeno unido a un carbono con hibridación sp^3 y con algún átomo con la hibridación tipo sp^2 .

b) Un éter de tres carbonos conteniendo átomos con hibridación sp .

a) *N*-metilprop-2-enamina: $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_2\text{-CH=CH}_2$

b) etinil metil éter: $\text{CH}_3\text{-O-C}\equiv\text{CH}$

45. Sendas botellas, A y B, contienen un líquido puro y transparente desconocido. Las únicas posibilidades son las sustancias orgánicas siguientes: pentan-3-ona (C₅H₁₀O), pentan-3-ol (C₅H₁₂O) o pentano (C₅H₁₂). Se somete cada botella a espectroscopía infrarroja consiguiéndose los siguientes espectros:



Identifica razonadamente a qué sustancia orgánica corresponde cada ampolla.

Datos: en la tabla de la actividad 42.

Observa cada espectro e identifica los intervalos en los que sí y los que no hay absorción. Haz corresponder estos intervalos con los valores de absorción de la tabla de la actividad número 42.

Para hacer corresponder el tipo de enlace y compuesto característico de cada uno de los compuestos se pueden seguir razonamientos sencillos como los que siguen:

En el espectro de la botella A identificamos el pico correspondiente al enlace C–C–H, (2850, 2970), (1340, 1470). No hay absorción en los intervalos característicos de los alcoholes (3200, 3600) ni de las cetonas (1690, 1760). Por tanto, la sustancia contenida en la botella A es un alcano. Será el **pentano**.

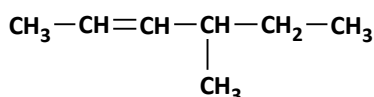
En el espectro de la botella B identificamos el pico correspondiente al grupo alcohol (3200, 3600). No hay absorción en el intervalo característico de las cetonas (1690, 1760). Por tanto, la sustancia contenida en la botella B es un alcohol. Será el **pentan-3-ol**.

Isomería

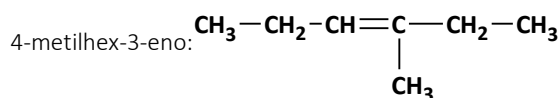
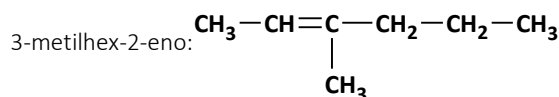
46. Formula el 4-metilhex-2-eno y escribe el nombre y la fórmula de dos isómeros de este compuesto.

- a) De posición. b) De función. c) Geométricos. d) Ópticos.

La fórmula del 4-metilhex-2-eno es C₇H₁₄, en su forma semidesarrollada:

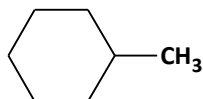


- a) Dos isómeros de posición del 4-metilhex-2-eno son los siguientes:

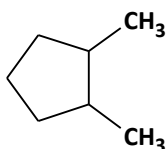


- b) Dos isómeros de función del 4-metilhex-2-eno son los siguientes:

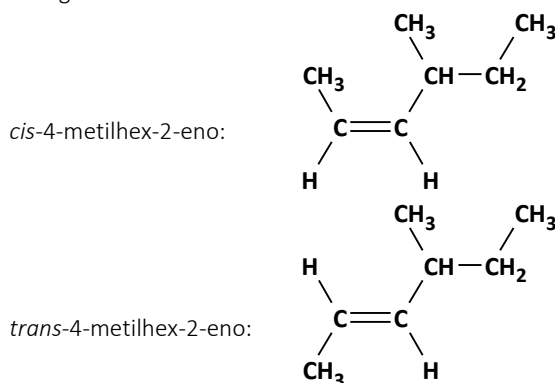
metilciclohexano:



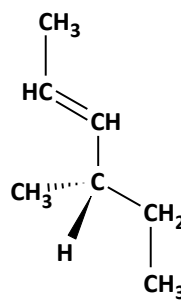
1,2-dimetilciclopentano:



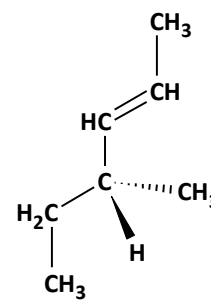
- c) Dos isómeros geométricos del 4-metilhex-2-eno son los siguientes:



- d) El carbono 4 de la cadena es quiral. Por tanto, el 4-metilhex-2-eno sí tiene isómeros ópticos. Son los siguientes:



(4S)-4-metilhex-2-eno

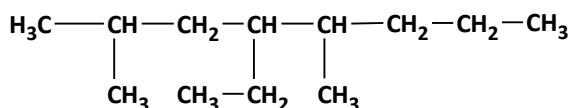


(4R)-4-metilhex-2-eno

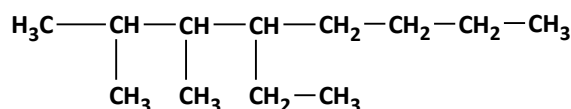
Nota: La nomenclatura de los isómeros ópticos no forma parte de los contenidos de 2.º de Bachillerato.

47. Para el compuesto 4-etil-2,5-dimetiloctano escribe su fórmula y el nombre de un compuesto con igual fórmula molecular pero distinta fórmula semidesarrollada indicando el tipo de isómero que es.

La fórmula del compuesto 4-etil-2,5-dimetiloctano es C₁₂H₂₆:



Un compuesto con igual fórmula molecular pero distinta fórmula semidesarrollada es el **4-etil-2,3-dimetiloctano**, que es un **isómero de posición**:



48. Nombra y representa las fórmulas semidesarrolladas de un alcohol, un aldehído y una cetona, isómeros entre sí y con cuatro átomos de carbono.

2-butenol: $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{OH}$

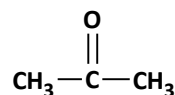
butanal: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}$

butanona: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{CH}_3$

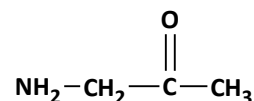
49. Escribe la fórmula y nombra un isómero de función de cada compuesto:

a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$ b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{NH}_2$ c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ d) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$

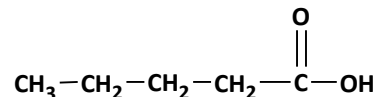
a) Propanal, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$. Un isómero de función es la **propanona**:



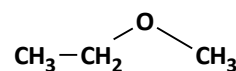
b) Propanamida, $\text{C}_3\text{H}_7\text{NO}$. Un isómero de función es la **1-amino-2-propanona**:



c) Propanoato de etilo, $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$. Un isómero de función es el **ácido pentanoico**:

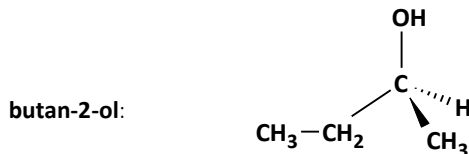


d) Butan-1-ol, $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$. Un isómero de función es el **etil metil éter**:

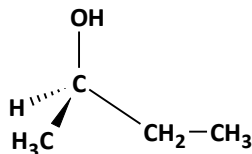


50. Sabiendo que el alcohol resultante de la actividad 43 tiene un carbono quiral, ¿cuál es su nombre?

La fórmula molecular resultante de la actividad 43 es $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$. Es el butanol. Pero ¿en qué carbono sustituye el grupo alcohol? Para que haya algún carbono quiral este debe tener hibridación sp^3 y tener los 4 sustituyentes distintos. Esto ocurre si el alcohol es secundario.



(2S)-butan-2-ol

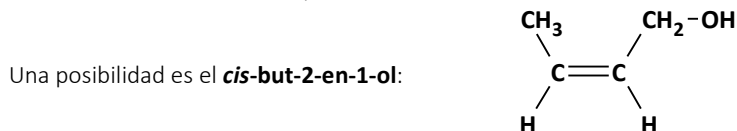


(2R)-butan-2-ol

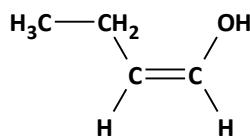
Nota: La nomenclatura de los isómeros ópticos no forma parte de los contenidos de 2.º de Bachillerato.

51. Escribe un compuesto que sea el isómero *cis* de un alcohol primario de cuatro carbonos.

El isómero *cis*- de un alcohol primario de cuatro carbonos debe tener un enlace doble.



Otra posibilidad es el *cis-but-1-en-1-ol*:



Mientras que ni el but-3-en-1-ol, ni el 2-metilprop-1-en-1-ol, ni tampoco el 2-metilprop-2-en-1-ol (todos ellos alcoholes primarios de 4 carbonos con enlaces dobles) tienen isómeros geométricos.

52. Encuentra entre los siguientes compuestos:

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$ | 4) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ |
| 2) $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$ | 5) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ |
| 3) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHO}$ | 6) $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$ |

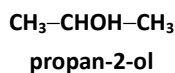
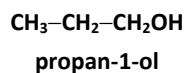
- a) Los que son isómeros de posición.
 b) Los que presentan isomería geométrica.
 c) Los que son isómeros de función.

- a) **1** (but-1-eno) y **5** (but-2-eno) son isómeros de posición.
 b) **5** (but-2-eno) presenta isomería geométrica.
 c) **3** (propanal) con **6** (propanona) son entre sí isómeros de función; y la pareja **2** (dimetil éter) con **4** (etanol) también son entre sí isómeros de función.

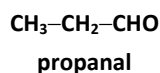
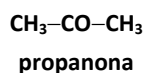
53. Contesta a las preguntas:

- a) ¿Cuántos isómeros de posición hay del alcohol con fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$?
 b) ¿Cuántos isómeros de función tiene el compuesto con fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$?
 c) ¿Cuántas parejas de isómeros geométricos se pueden encontrar con la fórmula molecular C_4H_8 ?
 d) ¿Cuál es el número máximo de carbonos quirales o asimétricos para la fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_8\text{BrCl}$?

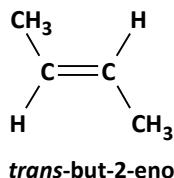
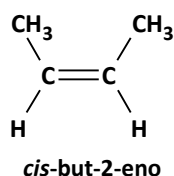
- a) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$. Tiene dos isómeros de posición:



- b) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$. Como solo tiene un átomo de oxígeno, podría ser un alcohol, un éter, una cetona y un aldehído. Como el número de átomos de hidrógeno se corresponde con la existencia de un enlace doble, la estructura solo puede ser un carbonilo ($-\text{CO}-$ y $-\text{CHO}$). Las dos fórmulas son:

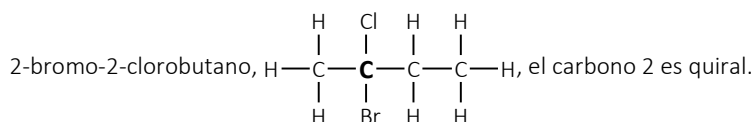
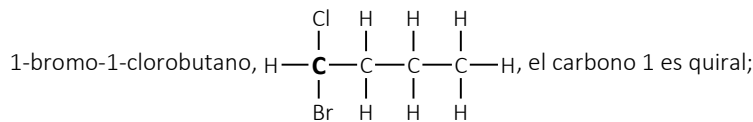


- c) C_4H_8 . Tiene una pareja de isómeros ópticos solo si el doble enlace se da entre el 2.º y 3.º carbonos:



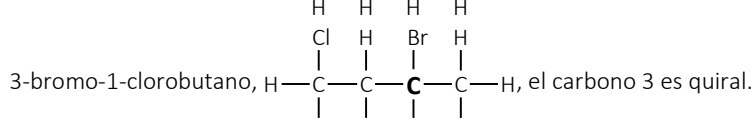
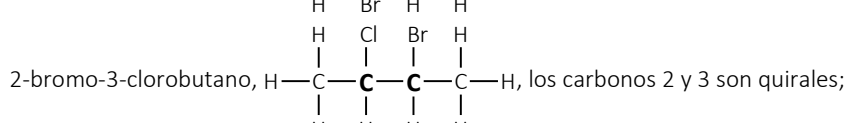
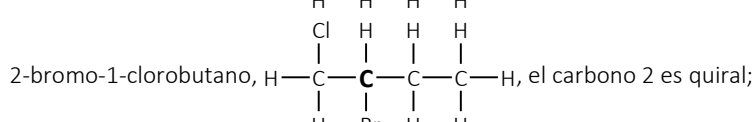
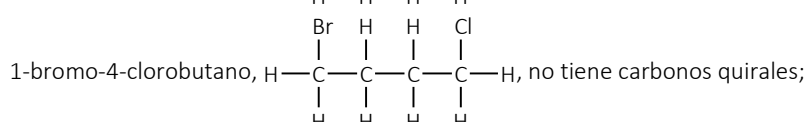
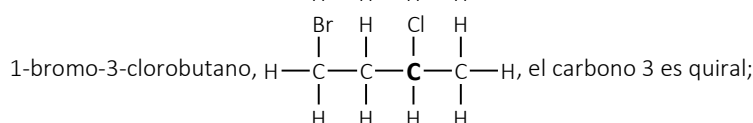
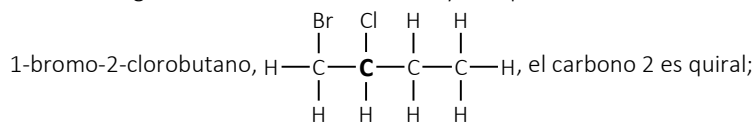
- d) $\text{C}_4\text{H}_8\text{BrCl}$. En un carbono quiral los 4 sustituyentes deben ser diferentes. Con dos halógenos (Cl y Br) es posible encontrarlos sustituyendo hidrógenos en el mismo carbono de la cadena o en carbonos diferentes. Cuando en un carbono haya dos hidrógenos no será quiral.

- Con los halógenos en el mismo carbono solo hay 1 carbono quiral, aquel donde sustituyen los halógenos:



Solo hay 1 carbono quiral en la molécula en ambos casos.

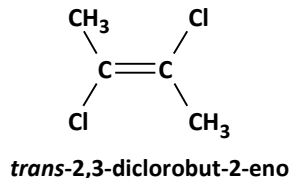
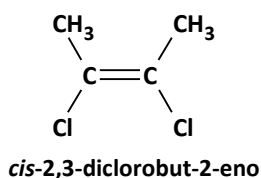
- Con los halógenos en diferente carbono hay más posibilidades:



El máximo se da con 2 carbonos quirales. Este isómero con dos carbonos quirales es el 2-bromo-3-clorobutano.

54. Escribe las fórmulas semidesarrolladas y el nombre de los isómeros geométricos del 2,3-diclorobut-2-eno.

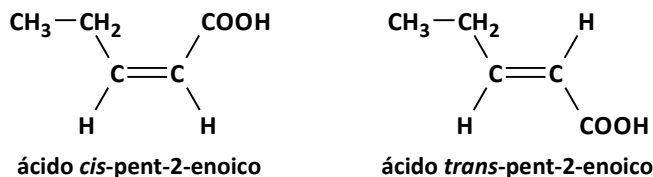
El compuesto 2,3-diclorobut-2-eno, $\text{CH}_3-\text{CCl}=\text{CCl}-\text{CH}_3$, presenta un doble enlace con dos grupos orgánicos distintos unidos a cada carbono del mismo, con lo que puede presentar isomería geométrica (*cis/trans*). Si los dos átomos de cloro se colocan del mismo lado del plano del doble enlace, el compuesto es *cis*-, y si se colocan en lados opuestos del plano del doble enlace, es *trans*-:



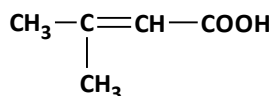
55. Para el compuesto ácido pent-2-enoico, indica:

- La pareja de isómeros geométricos.
- La fórmula de un isómero de cadena.

a) Los dos isómeros geométricos del ácido pent-2-enoico son:



b) Un isómero de cadena es, por ejemplo, el **ácido 2-metilbut-2-enoico**:



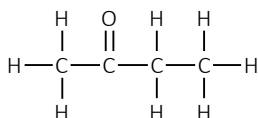
56. Para los compuestos orgánicos butanona, ácido propanoico, acetato de etilo y 2-aminobutano.

a) Escribe sus fórmulas moleculares desarrolladas.

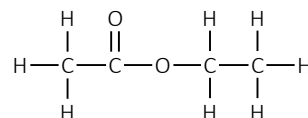
b) Escribe un isómero estructural de cada una de ellas.

c) Escribe algún isómero espacial, si es posible, de alguno de los compuestos.

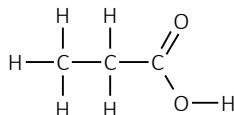
a) butanona



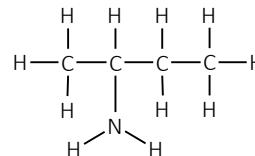
acetato de etilo



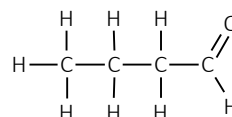
ácido propanoico



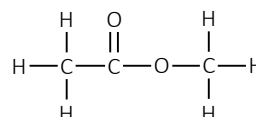
2-aminobutano



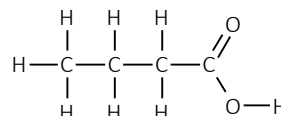
b) Un isómero estructural de la butanona es el **butanal**, que es un isómero de función:



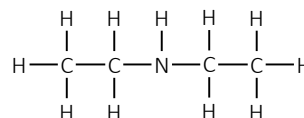
Un isómero estructural del ácido propanoico es el **etanoato de metilo**, que es un isómero de función:



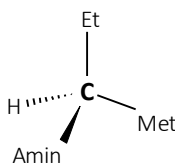
Un isómero estructural del acetato de etilo es el **ácido butanoico**, que es un isómero de función:



Un isómero estructural del 2-aminobutano es la **dietilamina**, o *N*-etiletanamina, que es un isómero de cadena:

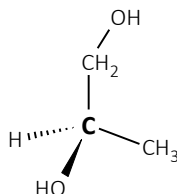


c) El 2-aminobutano es el único que tiene un isómero espacial, ya que tiene un carbono quiral o asimétrico en el carbono 2 pues cada sustituyente de este carbono es distinto:

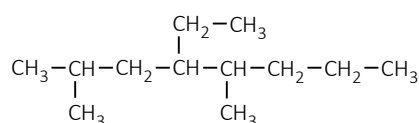


57. Justifica si alguno de los carbonos de propano-1,2-diol presenta isomería óptica.

El propano-1,2-diol sí presenta isomería óptica, puesto que el carbono 2 es asimétrico. El carbono 2 es asimétrico por estar unido a cuatro grupos distintos, metil, hidrógeno, hidroxilo e hidroximetil:

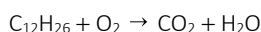

Reactividad
58. Escribe y ajusta la reacción de combustión del 4-etil-2,5-dimetiloctano.

La fórmula del 4-etil-2,5-dimetiloctano es:

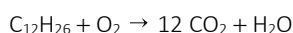


Cuenta los átomos de carbono que componen este alcano para conseguir la fórmula molecular. Para los alcanos la fórmula general es C_nH_{2n+2} . Con 12 átomos de carbono es $C_{12}H_{26}$.

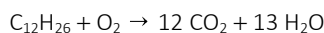
La ecuación que representa la reacción de combustión del 4-etil-2,5-dimetiloctano, sin ajustar, es la siguiente:



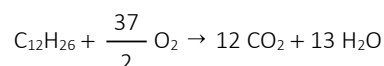
Todos los átomos de carbono del dióxido de carbono proceden del alcano, que tiene 12:



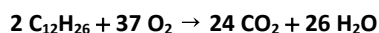
Todos los átomos de hidrógeno del agua proceden del alcano, que tiene 26, dos para cada molécula de agua:



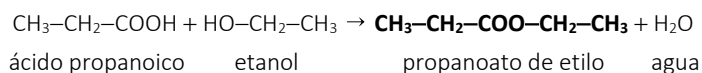
Todos los átomos de oxígeno del dióxido de carbono y del agua proceden del oxígeno molecular. Hay 37 átomos de O, todos procedentes del O_2 :



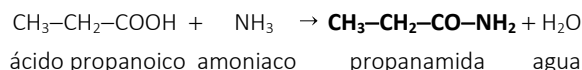
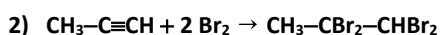
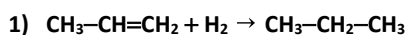
La ecuación ajustada debe quedar con coeficientes enteros:

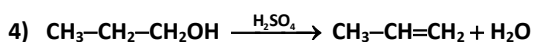
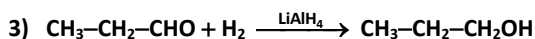

59. Nombra y representa las fórmulas semidesarrolladas de dos derivados del ácido propanoico (un éster y una amida).

Un éster es el resultado de una condensación de un ácido carboxílico con un alcohol. Por ejemplo, el **propanoato de etilo**:



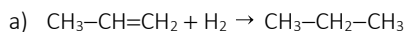
Una amida es el resultado de una condensación de un ácido carboxílico con amoníaco. Por ejemplo, la **propanamida**:


60. Para las siguientes reacciones:




a) Nombra los compuestos e indica el tipo de reacción.

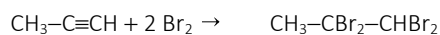
b) Indica los cambios de hibridación que sufren los C.



Reacción de **adición electrofílica a doble enlace**.

propeno

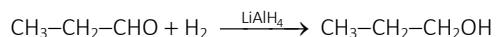
propano



Reacción de **adición electrofílica a triple enlace**.

propino

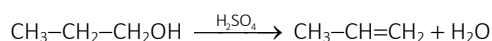
1,1,2,2-tetrabromopropano



Reacción de **reducción de cetona a alcohol**.

propanal

propan-1-ol



Reacción de **eliminación, deshidratación de alcohol**.

propan-1-ol

propeno

b) En la reacción 1 el cambio de hibridación es **de sp^2 a sp^3** .

En la reacción 2 el cambio de hibridación es **de sp a sp^3** .

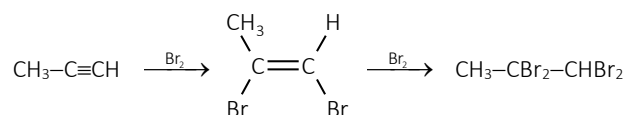
En la reacción 3 el cambio de hibridación es **de sp^2 a sp^3** .

En la reacción 4 el cambio de hibridación es **de sp^3 a sp^2** .

ACTIVIDADES FINALES (página 322)

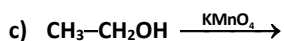
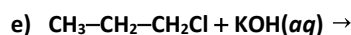
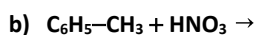
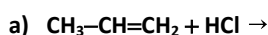
61. Explica en qué condiciones la bromación del propino tiene como producto un compuesto que presenta isomería geométrica.

La reacción de bromación del propino es:

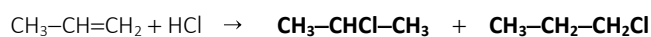


En el segundo paso de la bromación, el compuesto intermedio es 1,2-bromopropeno. Este compuesto presenta isomería geométrica.

62. Completa las siguientes reacciones y nombra los sustratos y los posibles productos.



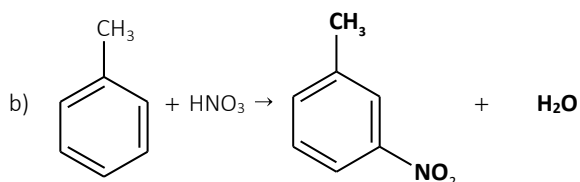
a) Producto principal Producto secundario



propeno

2-cloropropano

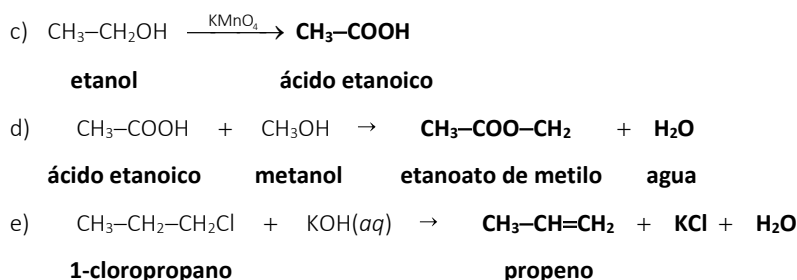
1-cloropropano



tolueno

m-nitrotolueno

agua



63. Un alcohol insaturado, de fórmula $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$, se oxida y se obtiene pent-3-en-2-ona. Mientras que al deshidratar el alcohol con ácido sulfúrico produce penta-1,3-dieno.

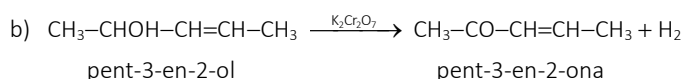
a) Identifica el alcohol insaturado con nombre y fórmula semidesarrollada.

b) Escribe las dos reacciones del enunciado indicando el tipo correspondiente.

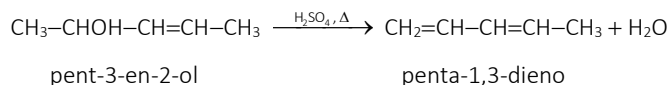
a) Al oxidarse a cetona, el oxígeno del hidroxilo (con hibridación sp^3) forma un enlace simple con el carbono de la cadena. Este átomo de oxígeno ahora es de un grupo carbonilo (con hibridación sp^2) y permanece enlazado al mismo carbono cambiando a doble enlace.

Hay una insaturación en el sustrato entre dos átomos de carbono. La insaturación permanece. Puedes ver que en ambos productos está localizada con el número 3.

El alcohol buscado es el **pent-3-en-2-ol**: $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH=CH-CH}_3$.

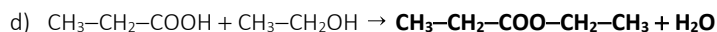
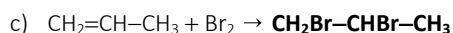
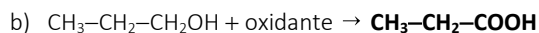
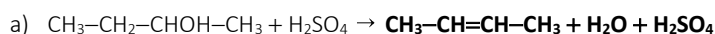
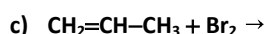
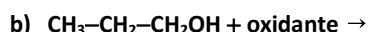


Reacción de **oxidación de alcohol secundario**.



Reacción de **eliminación (deshidratación de alcohol)**. (No se aplica la regla de Sayteff pues sería improbable el producto penta-2,3-dieno. Esto obligaría al tercer carbono a un cambio de hibridación de sp^2 a sp).

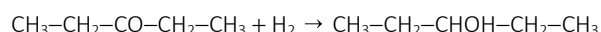
64. Completa las siguientes reacciones químicas:



65. Calcula el volumen de H_2 , a 62 °C y 2,5 atm, necesario para reducir catalíticamente 21,50 g de pentan-3-ona, nombrando el producto principal obtenido.

Dato: $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Las cetonas mediante reducción catalítica se transforman en alcoholes secundarios. En este caso de la pentan-3-ona se obtiene el **pentan-3-ol**. La ecuación química ajustada de la reacción es:



Halla la masa molar de la pentan-3-ona:

$$M(\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}) = 12,01 \cdot 5 + 1,008 \cdot 10 + 16,00 = 86,33 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, calcula la cantidad de hidrógeno necesario para reaccionar con 21,50 g de pentan-3-ona:

$$n_{\text{H}_2} = 21,50 \text{ g de } \text{C}_5\text{H}_{10}\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}}{86,33 \text{ g de } \text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}} = 0,249 \text{ mol de } \text{H}_2$$

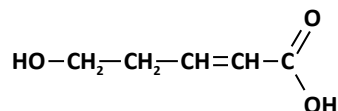
Halla el volumen de hidrógeno usando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,249 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (62 + 273) \text{ K}}{2,5 \text{ atm}} = 2,74 \text{ L de } \text{H}_2$$

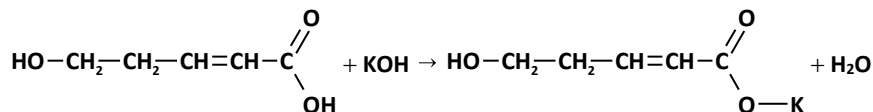
66. Identifica los grupos funcionales presentes en el ácido 5-hidroxipent-2-enoico, formula la sustancia y propón los productos más probables de reacción de dicha sustancia con:

- Hidróxido de potasio en exceso.
- Gas cloro.
- Calor en medio ácido.

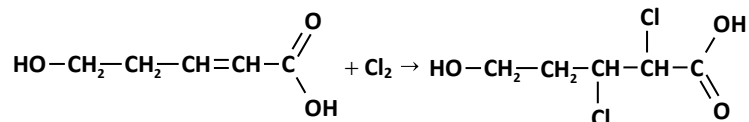
Los grupos funcionales presentes en el 5-hidroxipent-2-enoico son el **grupo alcohol (-OH)** y el **grupo carboxilo (-COOH)**:



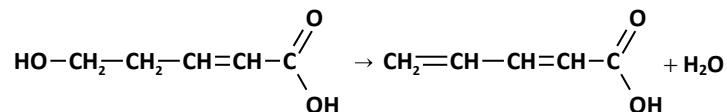
- a) Se formará el **5-hidroxipent-2-enoato de potasio** mediante una reacción ácido-base.



- b) Se formará el **ácido 5-hidroxi-2,3-dicloropentanoico** mediante una reacción de halogenación.

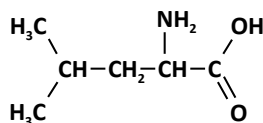


- c) Se formará el **ácido pent-2,4-dienoico** mediante la reacción de deshidratación del alcohol.

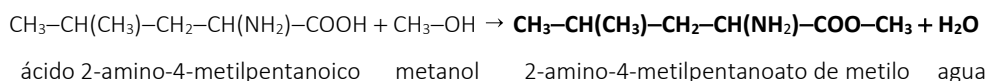


67. La leucina es uno de los aminoácidos esenciales. Su nombre sistemático es ácido 2-amino-4-metilpentanoico.

- Escribe su fórmula semidesarrollada.
 - Escribe la reacción de la leucina con el metanol, nombra los productos indicando el tipo de reacción.
- a) La fórmula desarrollada del ácido 2-amino-4-metilpentanoico es:



- b) La reacción de la leucina con el metanol es una **reacción de esterificación**:

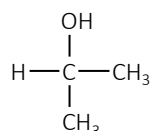


68. Dados los siguientes compuestos:

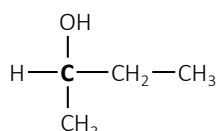


Elige el más adecuado para cada caso:

- a) Reacciona con $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{SO}_4$ para dar otro compuesto que presenta isomería óptica.
- b) La combustión de 2 mol producen 6 mol de CO_2 .
- c) Reacciona con HBr para dar un compuesto que no presenta isomería óptica.
- a) En una adición a doble enlace para producir alcohol se debe respetar la regla de Markovnikov. Al adicionar agua sobre el propeno, el producto principal debe ser propan-2-ol, que no tiene ningún carbono quiral.

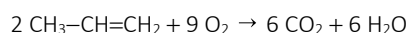


Al adicionar agua sobre el but-2-eno, por la simetría que tiene no se aplica la regla de Markovnikov, el único producto posible es butan-2-ol que sí tiene carbono quiral.

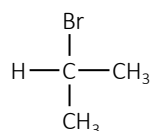


Se debe elegir el **but-2-eno**.

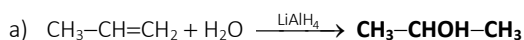
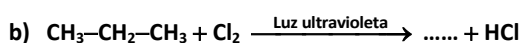
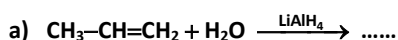
- b) En la combustión de un hidrocarburo, los carbonos del CO_2 solo proceden del hidrocarburo. La proporción que nos dan es $6/2 \Leftrightarrow 3/1$. Por eso el hidrocarburo con 3 carbonos es el que buscamos. Por tanto, es el primero, el **propeno**. En la combustión tiene lugar la siguiente reacción:



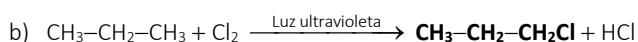
- c) Por un razonamiento similar al del apartado a), ahora será el primer compuesto, el **propeno**, ya que el compuesto resultante debe carecer de carbonos quirales o asimétricos.



69. Completa las siguientes reacciones e indica el tipo de reacción:



Reacción de **adición electrófila a doble enlace** (formación de alcoholes).

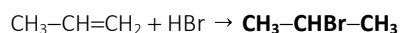


Reacción de **sustitución halogenación de alcanos**.

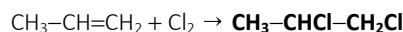
70. Justifica la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones escribiendo las fórmulas semidesarrolladas de los compuestos.

- a) La regla de Markovnikov predice que el producto mayoritario resultante de la reacción del propeno con HBr es el **1-bromopropano**.
- b) La reacción de propeno con cloro molecular produce mayoritariamente **2-cloropropano**.

- a) La regla de Markovnikov indica que el producto principal es aquel en el que los hidrógenos se adicionan al carbono con mayor número de hidrógenos. Por tanto, al reaccionar el propeno con el HBr se obtendrá como producto principal el 2-bromopropano. La afirmación es **falsa**.



- b) La reacción de propeno con cloro molecular (halogenación) produce mayoritariamente 1,2-dicloropropano. La afirmación es **falsa**.

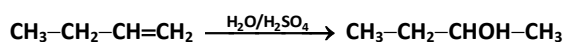


71. El but-1-eno se enfrenta para reaccionar con distintos reactivos: H_2 , $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{SO}_4$ y HBr. Elige en cada caso el reactivo que permite producir:

- Un compuesto que forma enlaces de hidrógeno.
- Un compuesto cuya combustión solo produce CO_2 y agua.
- Un compuesto que presenta isomería óptica.

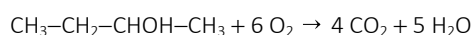
Justifica las respuestas escribiendo las reacciones correspondientes.

- a) Para formar enlaces de hidrógeno necesitamos que en la molécula haya grupos $-\text{OH}$ o $-\text{NH}_2$. Con el reactivo H_2O en medio ácido (H_2SO_4) se adicionan al doble enlace grupos $-\text{OH}$. Por la asimetría del but-1-eno, al reaccionar con agua dará lugar al butan-2-ol como producto principal según la regla de Markovnikov. Es un alcohol que presenta enlaces de hidrógeno. La **adición electrófila al doble enlace de $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{SO}_4$** :

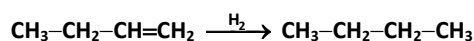


- b) Un compuesto que tras la combustión solo produzca CO_2 y agua no debe contener nada más que C, H y/o O. No deberías elegir el HBr con but-1-eno.

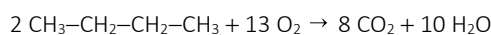
Al adicionar $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{SO}_4$ el producto es butan-2-ol, ver en el apartado anterior. En la combustión genera solo dióxido de carbono y agua según la ecuación:



Al adicionar H_2 el producto es butano. La **adición electrófila al doble enlace de H_2** :

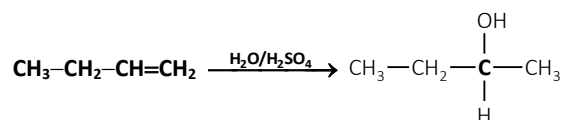


La combustión del butano también produce solo dióxido de carbono y agua según la ecuación:

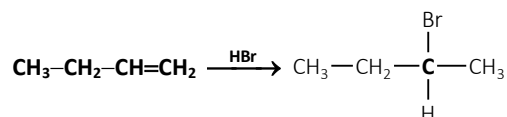


- c) Para conseguir isomería óptica debes conseguir un carbono quiral. Esto es posible si se adiciona al doble enlace un reactivo que procure asimetría, como pueden ser H-OH o H-Br .

Por la asimetría del but-1-eno, al reaccionar con agua dará lugar al butan-2-ol como producto principal según la regla de Markovnikov. Es un alcohol con un carbono quiral. La **adición electrófila al doble enlace de $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{SO}_4$** :



La reacción de hidrohalegenación del buta-1-eno produce 2-bromobutano, cuyo segundo carbono es quiral o asimétrico. La **adición electrófila al doble enlace de HBr**:



QUÍMICA EN TU VIDA (página 324)

INTERPRETA

1. ¿Qué importancia tienen los catalizadores *enantioselectivos*?

Los catalizadores *enantioselectivos* hacen posible que en la reacción se genere solo el isómero deseado, no los dos enantiómeros.

El empleo de este tipo de catalizadores aumenta, por tanto, la selectividad de las reacciones químicas, y tiene aplicación en diversos ámbitos, como la industria farmacéutica, la de los fitosanitarios, la tecnológica, etc.

USA LAS TIC

2. Busca en la red e investiga sobre el caso de la talidomida, y su relación con los enantiómeros y los catalizadores *enantioselectivos*.

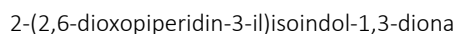
La talidomida es el nombre de un fármaco, comercializado entre los años 1957 y 1963 como tranquilizante y para evitar las náuseas del primer trimestre de embarazo. Este fármaco tuvo efectos muy negativos sobre los fetos, que nacían con graves malformaciones. Nacieron miles de bebés con estas malformaciones congénitas, tanto en Alemania, que fue el país que desarrolló y comercializó la talidomida, como en otros muchos países, entre ellos España.

En los siguientes enlaces se puede obtener más información sobre el caso de la talidomida:

<http://www.elmundo.es/elmundosalud/2013/10/11/noticias/1381494373.html>

http://elpais.com/elpais/2015/09/27/opinion/1443378621_142824.html

El nombre sistemático de la talidomida según la nomenclatura IUPAC es:



Presenta un carbono quiral, así que hay una pareja de enantiómeros llamados (*R*)-talidomida y (*S*)-talidomida. Uno de ellos, la (*R*)-talidomida, produce el efecto deseado. El otro enantiómero, la (*S*)-talidomida, es el responsable de las malformaciones prenatales. Hoy en día se usa la talidomida gracias a las técnicas de los catalizadores *enantioselectivos* que permiten discriminar el isómero beneficioso del perjudicial, y hacer un uso adecuado del medicamento.

OPINA

3. ¿Son todas las aplicaciones de un descubrimiento científico siempre beneficiosas?

No todas las aplicaciones de un descubrimiento científico son beneficiosas para la sociedad, depende del objetivo que tengamos al aplicar el nuevo descubrimiento. Siempre, antes de aplicar un descubrimiento científico con un objetivo determinado, hay que prever y comprobar las consecuencias que puede tener esta aplicación sobre la sociedad.

Existen muchos ejemplos de aplicaciones negativas del conocimiento científico, por ejemplo, el desarrollo de la bomba atómica, con consecuencias desastrosas para la humanidad.

Pero la mayoría de las veces, los descubrimientos científicos se aplican en el desarrollo de productos y servicios que mejoran nuestra calidad de vida, y que podemos considerar, por tanto, beneficiosas.

10

Aplicaciones de la química orgánica

Aplicaciones de la química orgánica

10

PARA COMENZAR (página 325)

- **Debate con tus compañeros sobre la capacidad del ser humano para modificar los compuestos químicos que produce la naturaleza.**

Los alumnos y alumnas deben organizar un debate en clase en el que discutan la capacidad del ser humano para modificar las sustancias naturales. El debate puede girar en torno a estos ejes:

- La industria química.
- El trabajo de laboratorio en la síntesis orgánica e inorgánica.
- Explotación de recursos naturales.
- I + D + i para la creación de nuevas sustancias y materiales con aplicaciones diversas.
- Preservación del medio ambiente y desarrollo sostenible.

- **Investiga sobre Hyatt y la síntesis del celuloide. ¿Qué características del polímero hicieron que este material fuese utilizado para la fotografía?**

John Wesley Hyatt (1837-1920) fue un inventor estadounidense conocido por desarrollar, junto a su hermano, el primer material plástico, el celuloide (una mezcla de nitrato de celulosa y alcanfor).

Una compañía de billares de Nueva York organizó un concurso para diseñar materiales alternativos al marfil para fabricar las bolas de billar. Los hermanos Hyatt participaron, y mientras trabajaban en su laboratorio, una parte de la mezcla que habían preparado se derramó en el suelo. Al secarse formó una fina capa que tenía la propiedad de unir el serrín y el papel. Continuaron su investigación y descubrieron que, si se sometía el producto a alta presión, formaba un material válido para la fabricación de bolas de billar.

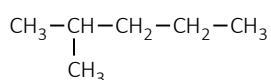
El celuloide caliente es un material flexible y maleable, y puede moldearse en diversas formas. Una vez el celuloide se ha enfriado, el material se transforma en seco y duro. El celuloide es transparente e incoloro, y la pasta puede colorearse y enrollarse. Su principal problema radica en que es muy inflamable.

Estas propiedades del celuloide hicieron que este polímero fuese utilizado como base en las películas fotográficas hasta el año 1940, cuando fue reemplazado por el triacetato de celulosa, que era mucho más seguro en la prevención de incendios en cines y almacenes de películas.

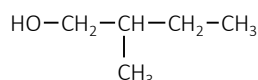
ACTIVIDAD (página 327)

1. **Estudia la estructura de los átomos en los compuestos 2-metilpentano y 2-metilbutan-1-ol y razona sobre su solubilidad en agua.**

Escribe sus fórmulas semidesarrolladas:



2-metilpentano



2-metilbutan-1-ol

El 2-metilpentano es un alcano, formado por enlaces C-H apolares y, por tanto, es insoluble en agua y en disolventes polares.

El 2-metilbutan-1-ol es un alcohol primario, que forma puentes de hidrógeno con su grupo hidroxilo (-OH). Por tanto, será soluble en agua y en otros compuestos polares.

ACTIVIDAD (página 332)

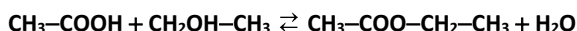
2. La esterificación del ácido etanoico con etanol es una reacción de equilibrio. Queremos obtener 17,6 g de etanoato de etilo con 15 g de ácido etanoico.

a) Escribe la reacción de equilibrio.

b) Si $K_c = 5$, calcula la masa de etanol necesaria al inicio de la reacción.

c) Calcula la fracción molar de cada uno de los cuatro compuestos presentes en el equilibrio.

a) Escribe la ecuación química de equilibrio ajustada entre el ácido acético y el etanol:



b) Calcula la cantidad de acetato de etilo a obtener, y la cantidad de ácido acético con la que se inicia:

$$M(\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3) = 12,01 \cdot 4 + 1,008 \cdot 8 + 16,00 \cdot 2 = 88,104 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3} = 17,6 \text{ g de } \text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3}{88,104 \text{ g de } \text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3} = 0,1998 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$$

$$M(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 12,01 \cdot 2 + 1,008 \cdot 4 + 16,00 \cdot 2 = 60,052 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{-COOH}} = 15 \text{ g de } \text{CH}_3\text{-COOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{-COOH}}{60,052 \text{ g de } \text{CH}_3\text{-COOH}} = 0,2498 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{-COOH}$$

Elabora una tabla con los cambios que se establecen hasta el equilibrio, llamando x a la cantidad de etanol inicial:

	$\text{CH}_3\text{-COOH}$	+ $\text{CH}_2\text{OH-CH}_3$	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$	+ H_2O
Cantidad inicial (mol)	0,2498	x		0	0
Cantidad en el equilibrio (mol)	$0,2498 - 0,1998 = 0,0500$	$x - 0,1998$		0,1998	0,1998
Concentraciones en el equilibrio (M)	$\frac{0,05}{V}$	$\frac{x - 0,1998}{V}$		$\frac{0,1998}{V}$	$\frac{0,1998}{V}$

Aplica la expresión de la constante de equilibrio para obtener la cantidad inicial de etanol:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}] \cdot [\text{CH}_2\text{OH-CH}_3]} = \frac{\frac{0,1998}{V} \cdot \frac{0,1998}{V}}{\frac{0,05}{V} \cdot \frac{x - 0,1998}{V}} = \frac{0,1998^2}{0,05 \cdot (x - 0,1998)} = 5$$

$$0,0399 = 0,25 \cdot (x - 0,1998) \Rightarrow x = 0,3593 \text{ mol de } \text{CH}_2\text{OH-CH}_3$$

Calcula la masa correspondiente a la cantidad de etanol anterior:

$$M(\text{CH}_2\text{OH-CH}_3) = 12,01 \cdot 2 + 1,008 \cdot 6 + 16,00 = 46,068 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{CH}_2\text{OH-CH}_3} = 0,3593 \text{ mol de } \text{CH}_2\text{OH-CH}_3 \cdot \frac{46,068 \text{ g de } \text{CH}_2\text{OH-CH}_3}{1 \text{ mol de } \text{CH}_2\text{OH-CH}_3} = \mathbf{16,6 \text{ g de } \text{CH}_2\text{OH-CH}_3}$$

c) Halla la cantidad total de moléculas de los cuatro compuestos en el equilibrio:

$$n_T = 0,0500 + (0,3594 - 0,1998) + 0,1998 + 0,1998 = 0,6091 \text{ mol}$$

Calcula la fracción molar de cada uno de los cuatro compuestos presentes en el equilibrio dividiendo la cantidad de equilibrio de cada una entre la cantidad total:

$$\chi_{\text{CH}_3\text{-COOH}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{-COOH}}}{n_T} = \frac{0,0500 \text{ mol}}{0,6091 \text{ mol}} = \mathbf{0,082} \qquad \chi_{\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3}}{n_T} = \frac{0,1998 \text{ mol}}{0,6091 \text{ mol}} = \mathbf{0,328}$$

$$\chi_{\text{CH}_2\text{OH-CH}_3} = \frac{n_{\text{CH}_2\text{OH-CH}_3}}{n_T} = \frac{(0,3594 - 0,1998) \text{ mol}}{0,6091 \text{ mol}} = \mathbf{0,262} \qquad \chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_T} = \frac{0,1998 \text{ mol}}{0,6091 \text{ mol}} = \mathbf{0,328}$$

ACTIVIDADES (página 333)

3. Describe la estructura molecular de los alcoholes, los métodos de obtención, sus propiedades e importancia.Estructura molecular

Los alcoholes son compuestos orgánicos que contienen uno o más grupos hidroxilo ($-\text{OH}$) unidos directamente a átomos de carbono. El resto de los enlaces son con hidrógenos. De forma general su estructura se representa: **$R-\text{OH}$** .

El hidroxilo $-\text{OH}$ es el grupo funcional de los alcoholes y, por tanto, el responsable de sus propiedades físico-químicas. Se puede presentar en cualquier posición de la cadena carbonada, dando lugar a los alcoholes primarios (terminal), secundarios o terciarios.

Propiedades

Debido a la electronegatividad del oxígeno, el enlace $\text{O}-\text{H}$ es polar, por lo que tanto los alcoholes como los fenoles pueden formar enlace de hidrógeno intermolecular. Esto influye en sus propiedades de la siguiente forma:

- Tienen puntos de fusión y ebullición elevados con respecto a alcanos de la misma masa molecular.
- Los alcoholes de baja masa molecular presentan una alta solubilidad en agua. Cuando aumenta el número de átomos de carbono de la cadena, también aumenta la parte hidrófoba y disminuye la solubilidad del alcohol.
- Son ácidos débiles en disolución acuosa.

Métodos de obtención

Los principales métodos de obtención de alcoholes son:

- Hidratación de alquenos.
- Hidrólisis de halogenuros de alquilo.
- Reducción de compuestos carbonílicos.
- Mediante reactivos de Grignard.

Importancia

Los alcoholes son compuestos que cuentan con numerosas aplicaciones. Por ejemplo:

- El etano-1,2-diol (etilenglicol) se usa como anticongelante.
- El metanol se emplea como disolvente, como materia prima para la síntesis de metanal o del metil *terc*-butil éter y como combustible en motores de explosión.
- El etanol se utiliza como componente de un botiquín o de las bebidas alcohólicas.

4. Describe la estructura molecular de los ésteres, su obtención. Pon algún ejemplo de interés industrial.Estructura molecular

Los ésteres constituyen un grupo de derivados de los ácidos carboxílicos. El hidrógeno del grupo carboxilo $-\text{COOH}$ se sustituye por un radical orgánico ($-\text{COO}-R'$). El grupo funcional éster ($-\text{COO}-$) es el que les confiere sus características especiales. En general se representan como **$R-\text{COO}-R'$** .

Métodos de obtención

Los ésteres se forman mediante un proceso denominado esterificación, entre un ácido carboxílico y un alcohol. Durante la reacción, aparte del éster se produce agua, procedente del $-\text{OH}$ del ácido y el $-\text{H}$ del alcohol.

Ejemplo de interés industrial

Entre los más destacados a nivel industrial está el polietilentereftalato de metilo, conocido en forma de fibra por dacrón y en forma de plástico como PET. Es un polímero muy usado en envases de bebidas y en textiles.

5. Escribe la fórmula y el nombre de un compuesto que se ajuste a las siguientes condiciones:

- a) Un alcohol primario de cuatro carbonos conteniendo átomos con hibridación sp^2 .
- b) Un ácido carboxílico de tres carbonos que no contenga carbonos con hibridación sp^3 .

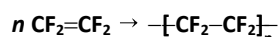
- a) but-2-en-1-ol $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{OH}$
 b) ácido propenoico $\text{CH}_2=\text{CH-COOH}$

ACTIVIDAD (página 343)

6. En condiciones adecuadas, el 1,1,2,2-tetrafluoroetano se polimeriza dando politetrafluoroetileno (teflón), un polímero muy usado como revestimiento antiadherente para utensilios de cocina.

- a) Formula la reacción de polimerización.
 b) Razona si es un homopolímero o un copolímero.
 c) Las propiedades físicas del polímero se deben sobre todo al elevado porcentaje de flúor que contiene el monómero, ¿cuál es el porcentaje en masa del flúor?

a) La reacción de polimerización es la siguiente:



- b) Es un **homopolímero** formado por la unión de monómeros iguales. El monómero que se repite es el tetrafluoroetano.
 c) Halla la masa molar del tetrafluoroetano, C_2F_4 :

$$M(\text{C}_2\text{F}_4) = 12,01 \cdot 2 + 19,00 \cdot 4 = 100,04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La parte que corresponde al fluor es:

$$M(\text{de F}) = 19,00 \cdot 4 = 76,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Por tanto, cada 100,02 g de C_2F_4 contienen 76 g de flúor. El porcentaje en masa que tiene de flúor es:

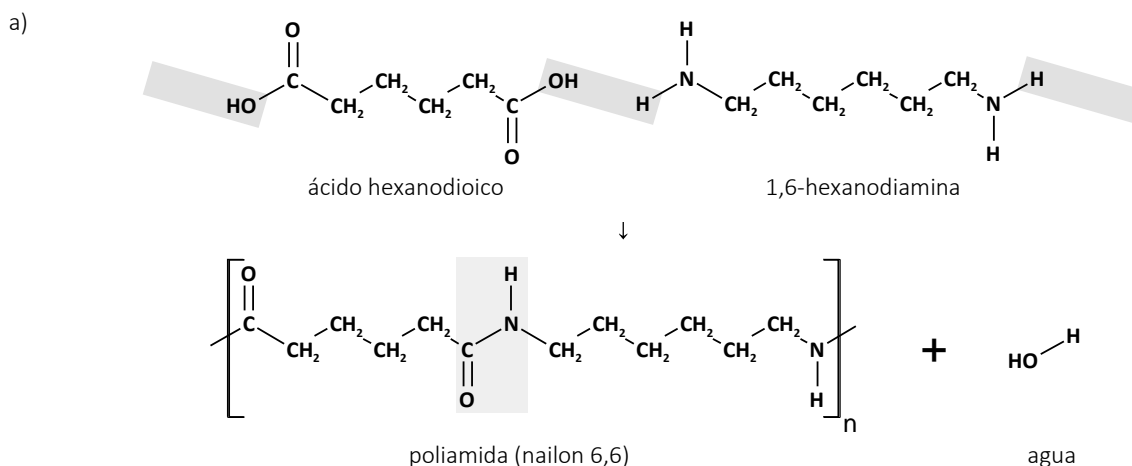
$$\%m(\text{F}) = \frac{76 \text{ g de F}}{100,02 \text{ g de C}_2\text{F}_4} \cdot 100 = 75,95\% \approx \mathbf{76\%}$$

ACTIVIDADES (página 348)

7. Las poliamidas, también llamadas nailones, poseen una gran variedad de estructuras. Una de ellas, el nailon 6,6, se obtiene a partir del ácido hexanodioico y de la 1,6-hexanodiamina siguiendo el esquema que se indica a continuación:



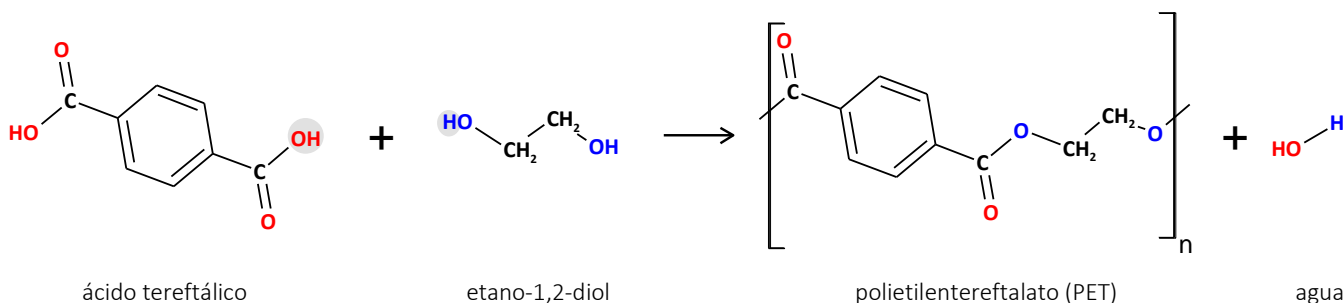
- a) Formula los compuestos que aparecen en la reacción.
 b) ¿Qué tipo de reacción química se da en este proceso?
 c) ¿Qué otro tipo de reacción de obtención de polímeros sintéticos conoces? Pon un ejemplo de uno de estos polímeros y menciona alguna aplicación del mismo.



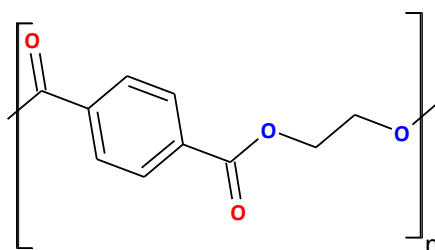
- b) La reacción que tiene lugar en este proceso es **reacción de polimerización por condensación** entre los dos grupos $-\text{COOH}$ del ácido hexanodioico y los dos grupos $-\text{NH}_2$ de la 1,6-hexanodiamina. La reacción se lleva a cabo por los dos extremos de la cadena, dando lugar a un polímero de condensación, el nailon 6,6. Los números se corresponden con el número de átomos de carbono que tienen el ácido dicarboxílico y la diamina.
- c) Además de la reacción anterior, también es muy habitual la **reacción de polimerización por adición**.
- Un ejemplo de este tipo de reacción es la polimerización del eteno (etileno) para dar polietileno.

8. Comenta la fórmula y propiedades del polímero de condensación basado en el grupo éster que elijas.

Se puede comentar cualquier polímero de condensación que genere un grupo éster, como puede ser el polietilentereftalato (PET). Para conseguir la fibra se realiza la polimerización en una sola etapa, y para obtener el plástico son necesarias dos etapas a partir de un polímero en estado sólido. La reacción de polimerización es:



La estructura simplificada del PET es:



El PET como fibra tiene estas propiedades:

- Nombre comercial: dacrón.
- No se arruga.
- No tiene tendencia a captar humedad.

El PET como plástico se caracteriza por:

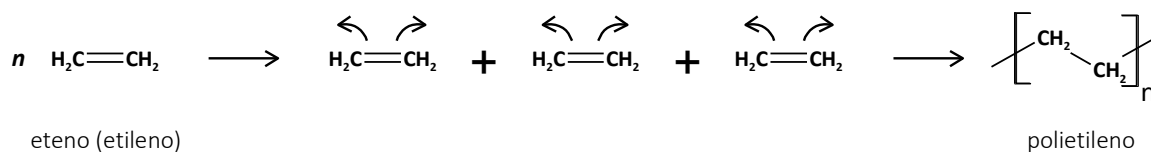
- Nombre comercial: PET.
- Es un termoplástico.

9. Indica la estructura de los siguientes polímeros: polietileno y algún tipo de nailon. Propón además las reacciones de formación de ambos.

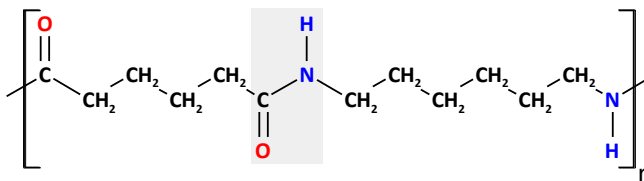
El polietileno es un homopolímero cuyo monómero es el eteno. Su estructura puede ser de dos tipos:

- Lineal: polietileno de alta densidad, PE-AD que es duro.
- Ramificada: polietileno de baja densidad, PE-BD, mucho más flexible debido a la ramificación de sus cadenas.

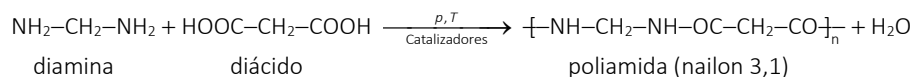
La reacción de formación del polietileno es la siguiente:



El nailon es un polímero que pertenece al grupo de las poliamidas. Su estructura es:



Se forma mediante la reacción entre ácidos dicarboxílicos y diaminas:



ACTIVIDADES FINALES (página 357)

Compuestos orgánicos sencillos

10. Evalúa razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones sobre la reactividad de los alcoholes:

- Los alcoholes tienen carácter ácido débil.
 - Por deshidratación intramolecular dan alquenos en una reacción de eliminación.
 - Los alcoholes no pueden ser reactivos en reacciones de sustitución.
 - Los alcoholes primarios se oxidan fácilmente, obteniendo un ácido del mismo número de átomos de carbono.
- El hidrógeno del grupo hidroxilo, que es el que tiene propiedades ácidas, no presenta tanta tendencia a ser cedido como en los ácidos orgánicos, por lo que los alcoholes serán ácidos más débiles. La afirmación es **verdadera**.
 - Las reacciones de eliminación pueden perder una molécula de agua entre dos carbonos, siendo uno el que contiene el grupo hidroxilo. A esta reacción se la denomina deshidratación de alcoholes intramolecular. La afirmación es **verdadera**.
 - Se dan reacciones de sustitución por reacción con haluros de alquilo y otros reactivos orgánicos más específicos. La afirmación es **falsa**.
 - Los alcoholes primarios (terminales) se oxidan primero a aldehídos y, si la reacción sigue adelante, terminan convirtiéndose en ácidos por el mismo carbono que estaba unido al grupo hidroxilo, por lo que el número de átomos de carbono de la molécula es el mismo. La afirmación es **verdadera**.

11. Los alcoholes reaccionan con los ácidos orgánicos, en presencia de catalizadores, formando ésteres:

- Escribe la reacción de esterificación entre el propanol y el ácido etanoico.
 - Nombra el éster obtenido e indica el grupo funcional que tienen los ésteres.
- a) La reacción de condensación o esterificación entre el grupo ácido (-COOH) y el grupo alcohol (-OH) es la siguiente:

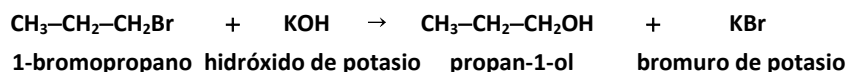


- b) El éster obtenido es el **etanoato de propilo**. El grupo éster es el -COO-, en el que aparece el carbono que forma parte del grupo carbonilo del ácido (-CO) unido al oxígeno procedente del alcohol (-O-).

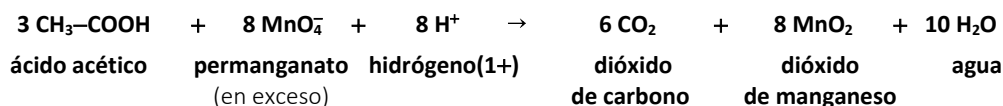
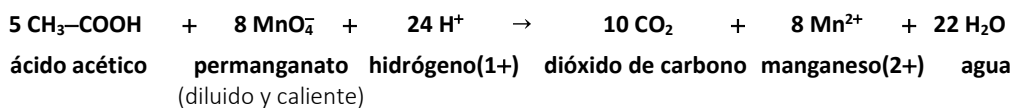
12. Completa las siguientes reacciones, con su fórmula. Nombra las sustancias que las integran e identifica el tipo de reacción (sustitución, eliminación, etc.) en cada caso.

- 1-bromopropano + KOH → ...
- ácido acético + KMnO₄ → ...
- etileno + calor → ...

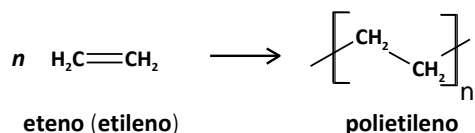
- a) Se trata de una reacción de sustitución del halógeno por el grupo hidroxilo:



- b) Se trata de una reacción de oxidación de ácidos para dar dióxido de carbono. El estado de oxidación de todos los carbonos cambia a +4 y, dependiendo de las condiciones, se obtiene CO_2 , H_2O y Mn^{2+} (con KMnO_4 diluido y caliente) o MnO_2 (con KMnO_4 en exceso):



- c) Se trata de una reacción de polimerización del eteno o etileno para dar polietileno (PE), que puede ser de alta densidad (PEHD) o de baja densidad (PEBD) dependiendo de las condiciones de reacción:

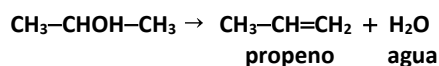
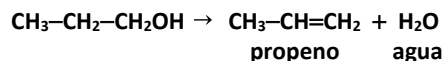


13. Considera todos compuestos orgánicos de fórmula $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.

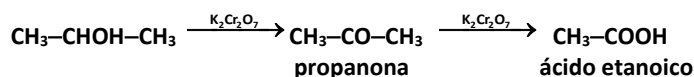
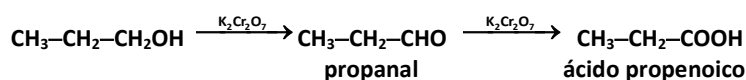
- Escribe fórmula y nombre de los posibles alcoholes.
- Escribe fórmula y nombre de los isómeros de función.
- Escribe las reacciones de deshidratación de los alcoholes del primer apartado, nombrando los productos correspondientes.
- Escribe las reacciones de oxidación de los alcoholes del primer apartado, nombrando los productos correspondientes.



- c) Las reacciones de deshidratación de los alcoholes del apartado a) son:

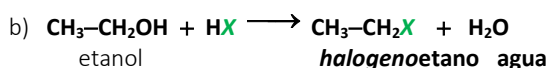
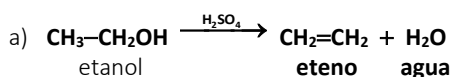


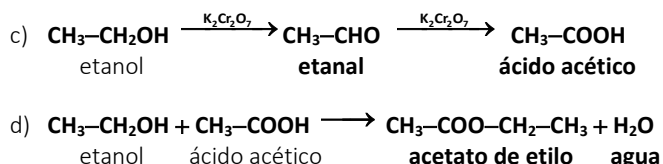
- d) Las reacciones de oxidación de los alcoholes del apartado a) son:



14. Las siguientes reacciones tienen el mismo reactivo, el etanol. Escribe las reacciones completas ajustadas:

- Deshidratación del etanol con ácido sulfúrico.
- Sustitución del --OH del etanol por un halógeno.
- Oxidación del etanol.
- Reacción del etanol con el ácido acético ($\text{CH}_3\text{--COOH}$).



**15. Dado el pentan-1-ol.**

- a) Escribe su fórmula semidesarrollada.
- b) Escribe la fórmula semidesarrollada de un isómero de posición, otro de cadena y otro de función. Nombra los compuestos anteriores.
- c) Formula y nombra el producto de reacción del pentan-1-ol y el ácido etanoico, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, indicando el tipo de reacción.

a) La fórmula semidesarrollada del pentanol es: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$

b) Isómero de posición:



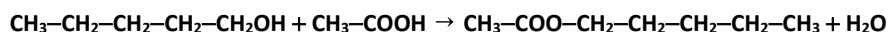
Isómero de cadena:



Isómero de función:



c) Se trata de una reacción de **esterificación**, en la que se obtiene **etanoato de pentilo**:

**16. Se ha analizado un monoalcohol saturado. Como resultado sabemos que contiene 13,41 % en masa de hidrógeno y que por oxidación da lugar a un aldehído. Calcula la fórmula molecular del alcohol y nómbralo.**

El alcohol debe ser un alcohol primario para que el producto de la oxidación sea un aldehído. Por tanto, podría ser: metanol, etanol, 1-propanol, 1-butanol, ... Al ser saturado, todos los enlaces deben ser simples. Por eso, la fórmula molecular general de un alcohol con estas características es: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$.

Calcula la masa molar general, la masa de hidrógeno que contiene. Compara las masas con el resultado del porcentaje conocido, 13,41 % en masa de hidrógeno.

Masa molar general:

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}) = 12,01 \cdot n + 1,008 \cdot (2n + 2) + 16,00 = (14,026 \cdot n + 18,016) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Masa de hidrógeno:

$$M(2n + 2 \text{ átomos de H}) = 1,008 \cdot (2n + 2) = (2,016 \cdot n + 2,016) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Comparación de ambas masas:

$$\% m_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{m_{\text{T}}} = \frac{2,016 \cdot n + 2,016}{14,026 \cdot n + 18,016} \cdot 100 = 13,41\%$$

Resuelve la igualdad:

$$n = 2,96 \approx 3$$

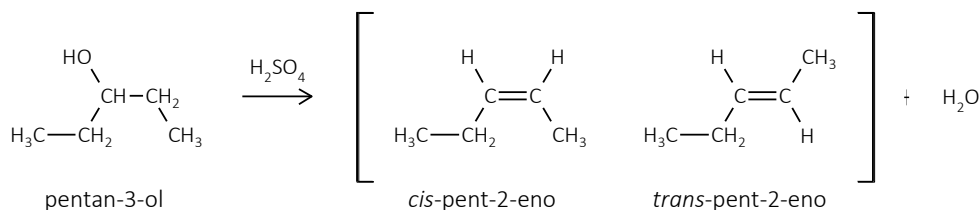
El alcohol buscado es el **1-propanol**, ya que su porcentaje en masa en hidrógeno calculado es el que más se aproxima al dato de 13,41 % de hidrógeno que da el enunciado.

17. Sea el alcohol $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$, evalúa si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) El alcohol reacciona con H_2SO_4 concentrado para dar dos compuestos isómeros geométricos.
- b) El alcohol no presenta isomería óptica.

c) El alcohol adiciona H_2 para dar $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$.

a) El compuesto que se produce en la deshidratación del pentan-3-ol es el pent-2-eno, que presenta isomería geométrica. La afirmación es **verdadera**.



b) El pentan-3-ol no tiene un carbono asimétrico y, por tanto, no posee isomería óptica. Los carbonos 1 y 5 en los extremos tienen 3 sustituyentes iguales (H_3). Los carbonos 2 y 4 tienen 2 sustituyentes iguales (H_2). El carbono 3, carbono central de la cadena, tiene dos sustituyentes iguales ($-\text{CH}_2-\text{CH}_3$). La afirmación es **verdadera**.

c) Como el pentan-3-ol no tiene doble enlace, por eso no puede adicionar. La reacción propuesta es de sustitución. La afirmación es **falsa**.

18. El análisis de la masa de los productos resultantes de la combustión de una sustancia orgánica oxigenada ha indicado que posee 52,15% de C y 13,04% de H. La densidad en fase gaseosa, a 0 °C y 1 atm, es $d = 2,0536 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcula:

a) La fórmula empírica y molecular de la sustancia.

b) Escribe y nombra dos compuestos distintos con la fórmula molecular que has hallado.

a) Si posee 52,15% de C y 13,04% de H, el porcentaje en masa de oxígeno será:

$$\%m_{\text{O}} = (100 - 52,15 - 13,04) = 34,81\%$$

Sea $C_xH_yO_z$ la fórmula empírica de la sustancia orgánica. Determina la cantidad de cada elemento en 100 g de compuesto:

$$M(\text{C}) = 12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{C}} = 52,15 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12,01 \text{ g de C}} = 4,342 \text{ mol de C}$$

$$M(\text{H}) = 1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{H}} = 13,04 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 12,94 \text{ mol de H}$$

$$M(\text{O}) = 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{O}} = 34,81 \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 2,176 \text{ mol de O}$$

Divide por el menor para obtener el número de átomos de cada elemento:

$$x = \frac{4,342 \text{ mol}}{2,176 \text{ mol}} = 1,996 \approx 2; \quad y = \frac{12,94 \text{ mol}}{2,176 \text{ mol}} = 5,946 \approx 6; \quad z = \frac{2,176 \text{ mol}}{2,176 \text{ mol}} = 1$$

Por tanto, la fórmula empírica del compuesto es **C_2H_6O** .

A continuación calcula la masa molar del compuesto con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow p \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow p \cdot M = d \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p}$$

$$M = \frac{2,0536 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 46,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Como la fórmula molecular del compuesto contiene n veces la fórmula empírica, tenemos:

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 12,01 \cdot 2 + 1,008 \cdot 6 + 16,00 = 46,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M[(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})_n] = n \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \Rightarrow n = \frac{M[(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})_n]}{M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} = \frac{46,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{46,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,998 \approx 1$$

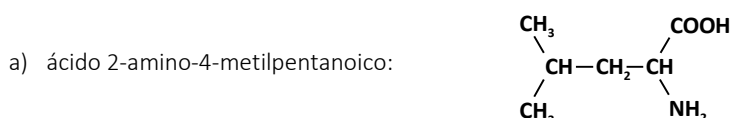
Por tanto, la fórmula molecular del compuesto coincide con su fórmula empírica y es **C₂H₆O**.

b) Dos ejemplos de compuestos orgánicos que responden a la fórmula molecular C₂H₆O son los mostrados a continuación:

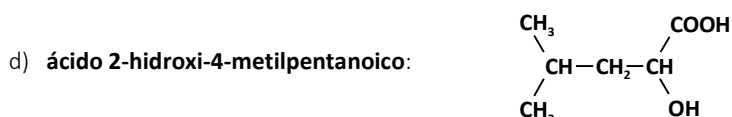
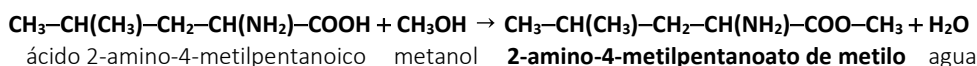
- **etanol:** CH₃-CH₂OH
- **dimetil éter:** CH₃-O-CH₃

19. El nombre sistemático del aminoácido leucina es **ácido 2-amino-4-metilpentanoico**.

- a) Escribe su fórmula semidesarrollada.
- b) Formula y nombra un compuesto isómero de cadena de la leucina.
- c) Escribe la reacción de la leucina con el metanol, nombra los posibles productos e indica de qué tipo de reacción se trata.
- d) En la leucina se sustituye el grupo amino por un grupo alcohol, formula y nombra el compuesto resultante.



c) Se trata de una reacción de **esterificación**:



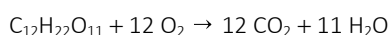
Biopolímeros

20. La sacarosa es el nombre del azúcar común, C₁₂H₂₂O₁₁. Cuando reacciona con O₂ se forma CO₂ y H₂O desprendiendo 348,9 kJ · mol⁻¹ a presión atmosférica. Los pulmones llevan al organismo, en promedio, 26 mol de O₂ en 24 horas. Con esta cantidad de oxígeno disponible:

a) ¿Qué masa de sacarosa pueden reaccionar al día?

b) ¿Cuántos kJ se producirán en la combustión?

a) Escribe la ecuación de combustión ajustada:



Halla la masa de sacarosa que puede reaccionar al día usando su masa molar:

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12,01 \cdot 12 + 1,008 \cdot 22 + 16,00 \cdot 11 = 342,30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 26 \frac{\text{mol de O}_2}{\text{día}} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{12 \text{ mol de O}_2} \cdot \frac{342,30 \text{ g de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{1 \text{ mol de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 741,7 \frac{\text{g}}{\text{día}}$$

b) Calcula la energía desprendida en la combustión:

$$\Delta E = 26 \frac{\text{mol de O}_2}{\text{día}} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{12 \text{ mol de O}_2} \cdot \frac{348,9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 756 \frac{\text{kJ}}{\text{día}}$$

21. De las siguientes afirmaciones solo una es verdadera. ¿Cuál es?

- Los ácidos nucleicos son polímeros constituidos por aminoácidos.
 - En el ADN solo es posible encontrar cuatro bases nitrogenadas, adenina, guanina, citosina y uracilo.
 - La estructura tridimensional de ADN se debe a la formación de enlaces de hidrógeno entre los pares de bases A–T y C–G.
 - El ARN tiene en su estructura el azúcar desoxirribosa.
- Los ácidos nucleicos son polímeros de nucleótidos. La afirmación es falsa.
 - Las bases nitrogenadas en el ADN son adenina, guanina, citosina y timina. La afirmación es falsa.
 - Los pares de bases en el ADN son adenina (A), que enlaza con timina (T), y guanina (G) que enlaza con citosina (C). La afirmación es **verdadera**.
 - En el ARN el azúcar que interviene es la ribosa. La afirmación es falsa.

La única afirmación verdadera es la **c**).

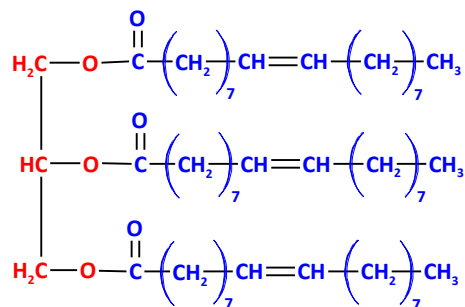
22. Explica si la afirmación siguiente es verdadera o falsa

La fermentación es un proceso en el cual azúcares y carbohidratos se transforman en metanol y dióxido de carbono.

La fermentación es un proceso en el cual azúcares y carbohidratos se transforman en etanol y dióxido de carbono. La afirmación es **falsa**.

23. Escribe la estructura y el nombre del ácido graso que se forma por reacción de la glicerina con 3 unidades de ácido oleico.

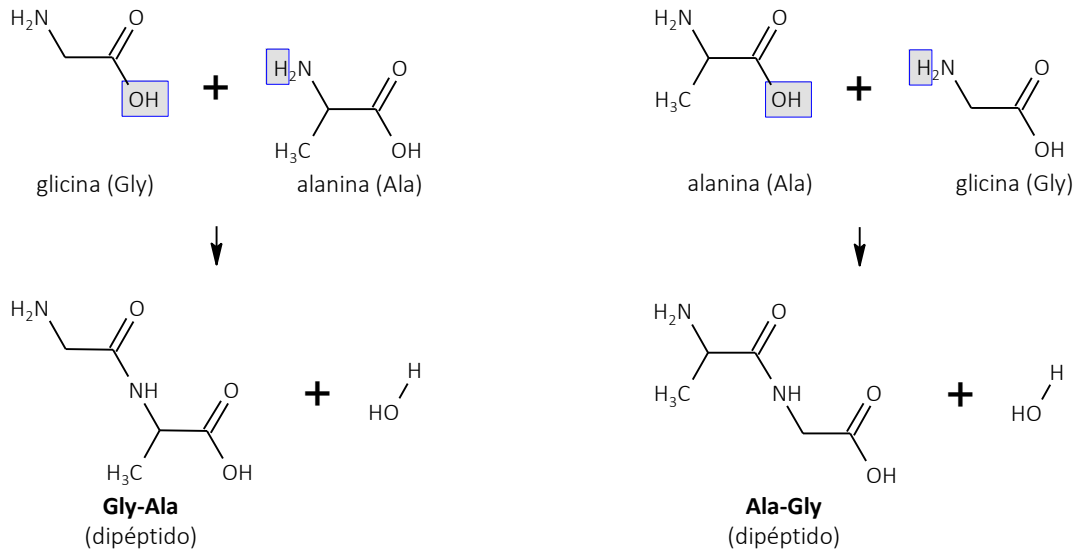
En esta reacción se forma el **trioleato de glicerilo**, cuya estructura es la siguiente:



ACTIVIDADES FINALES (página 358)

24. Dados los aminoácidos: glicina, $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$; y, alanina, $\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$. Escribe la fórmula semidesarrollada del dipéptido y nombra la estructura resultante utilizando las dos nomenclaturas abreviadas.

Se forma enlace peptídico: **Gly-Ala, G-A**; o **Ala-Gly, A-G**.



25. ¿Qué monosacáridos se obtienen cuando se hidroliza la celulosa? ¿Y el glucógeno?

En ambos casos se obtiene el mismo monosacárido: **α -D-glucosa**.

Polímeros sintéticos

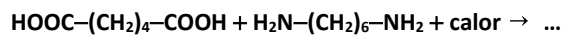
26. ¿En qué se parece y en qué se diferencia un polipéptido del nailon? Justifica la respuesta.

Ambos son **poliamidas alifáticas**. Se parecen en el **enlace amida** que se repite n veces; y se diferencian en la **estructura de monómeros**.

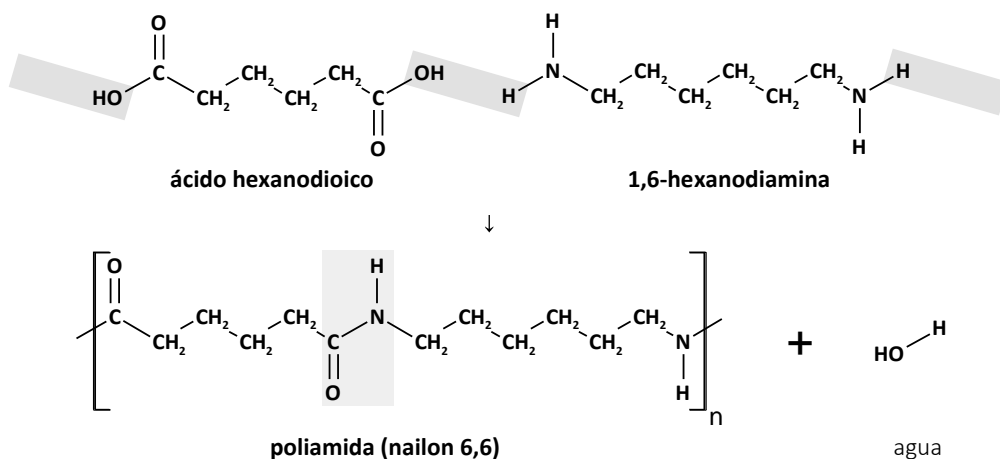
Los polipéptidos son estructuras más sencillas que las proteínas, formados por la repetición de secuencias cortas de aminoácidos.

Los nailones son polímeros formados por policondensación de dos monómeros (diácido y diamina).

27. Completa la reacciones, con fórmula y nombre, de las sustancias que las integran e identifica el tipo de reacción (sustitución, eliminación, etc.):



Reacción de **condensación** entre un ácido y una amina para formar amidas:

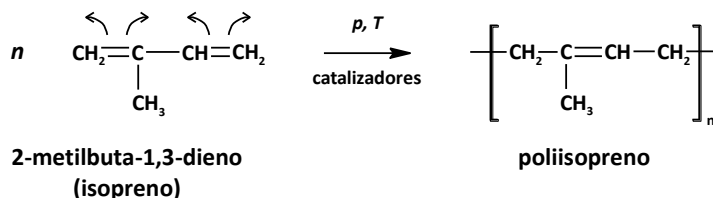


28. El polietileno y el PVC son dos polímeros de interés industrial. Se utilizan en la fabricación de tuberías, botellas y prendas impermeables:

- Formula los monómeros.
- Justifica de qué tipo de polímeros se trata.
- Uno de los dos polímeros del enunciado es más contaminante porque su reacción de combustión contiene productos peligrosos, ¿de cuál se trata?
 - El polietileno tiene como monómero al eteno (etileno): $\text{CH}_2=\text{CH}_2$.
El PVC, policloruro de vinilo, tiene como monómero al cloruro de vinilo (cloroeteno): $\text{CHCl}=\text{CH}_2$.
 - El polietileno y el policloruro de vinilo son ambos **polímeros de adición**, ya que presentan dobles enlaces en sus monómeros. Se forman por la adición de unos monómeros a otros vía radicalica. De esa manera quedan unidos formando largas cadenas.
 - Se trata del **PVC**. Entre los gases generados durante la combustión del PVC se produce cloro, que es una sustancia contaminante para el medio ambiente y peligrosa para la salud humana.

29. La polimerización del 2-metilbuta-1,3-dieno produce una sustancia muy elástica y de propiedades muy parecidas a un polímero natural. Contesta:

- ¿De qué polímero natural se trata?
- Escribe la reacción de polimerización del compuesto.
- Justifica de qué tipo de polimerización se trata.
 - Se trata del **caucho**, que según estudios químicos está compuesto en una gran proporción por isopreno (2-metilbuta-1,3-dieno).
 - Cuando se produce la reacción quedan todos los monómeros unidos con un doble enlace entre los carbonos 2 y 3, debido a que reacciona como un dieno. La reacción de polimerización es la siguiente:



- Se trata de una **polimerización por adición**.

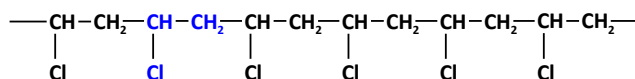
30. Haz corresponder uniendo con flechas en tu cuaderno cada polímero con su característica.

PVC (cloruro de polivinilo)	●	●	Feniletano (estireno)
Polietileno	●	●	Cloroeteno
Poliestireno	●	●	Condensación
Nylon-6,6 (poliamida)	●	●	Bolsas
PVC (cloruro de polivinilo)	●	●	Feniletano (estireno)
Polietileno	●	●	Cloroeteno
Poliestireno	●	●	Condensación
Nylon-6,6 (poliamida)	●	●	Bolsas

31. El cloruro de polivinilo, conocido por las siglas PVC, es un polímero del cloruro de vinilo (cloroeteno).

- Escribe la fórmula del monómero.
- Escribe un fragmento de este polímero señalando uno de los monómeros.
- Explica el mecanismo por el que transcurre su polimerización.
 - El monómero es el cloruro de vinilo (cloroeteno), cuya fórmula es $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{Cl}$.

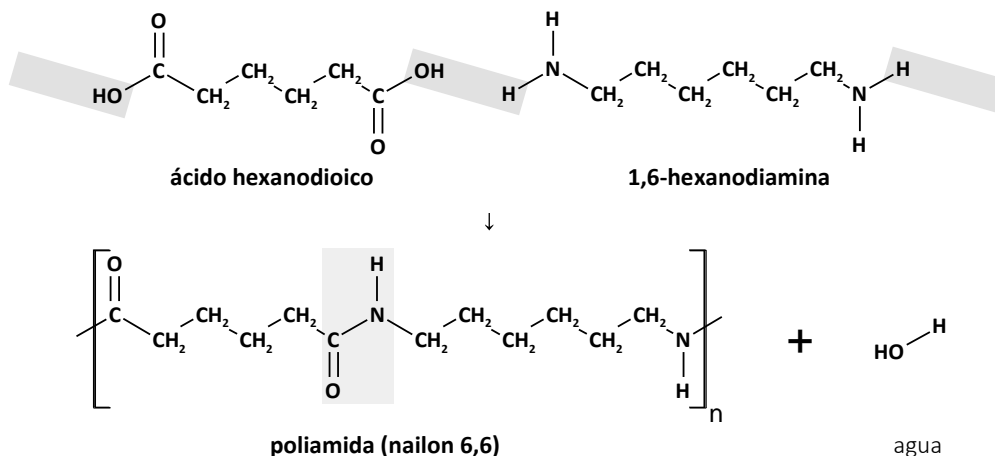
b) Un fragmento del PVC es el siguiente, el monómero está destacado en azul:



c) Tiene lugar una **polimerización por adición**, mediante la unión repetida de varias unidades de monómero, sin la eliminación de ninguna molécula (como el H₂O). El polímero PVC es el resultado de la reorganización de los enlaces del monómero cloruro de vinilo (cloroeteno).

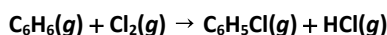
32. El nailon 6,6 es una poliamida que se produce por reacción entre la 1,6-hexanodiamina y el ácido hexanodioico. Formula los monómeros constituyentes y una unidad esquemática del polímero.

La reacción de condensación descrita es:



Aplicaciones de la química orgánica

33. El HCl se obtiene en la industria como uno de los subproductos de la preparación de derivados halogenados. Una de las reacciones que da lugar a este compuesto es:

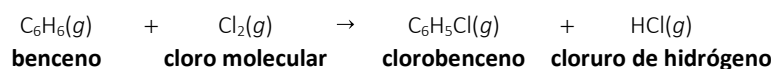


a) Nombra reactivos y productos implicados en la reacción.

b) Indica el tipo de reacción.

c) ¿Qué significa que el HCl sea un subproducto de reacción?

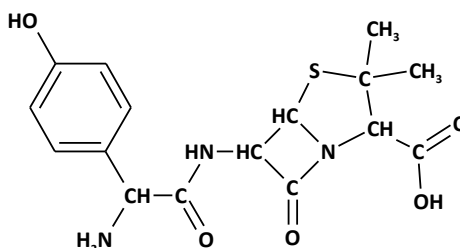
a) La reacción que tiene lugar es:



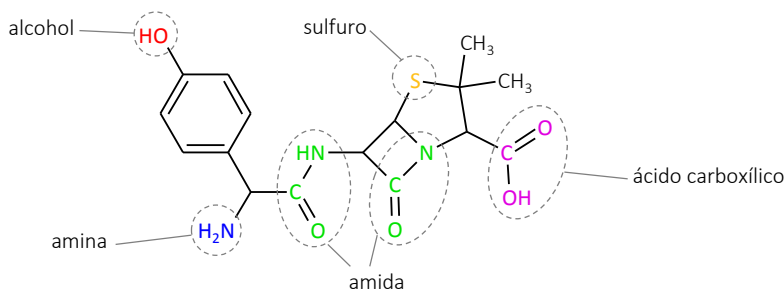
b) Se trata de una **reacción de sustitución electrófila aromática** en un sustrato como el benceno. Se sustituye un hidrógeno del anillo por un cloro, liberándose cloruro de hidrógeno.

c) El HCl es un subproducto porque la síntesis principal era la de clorobenceno. El HCl se obtiene asociado al proceso.

34. Augmentine es el nombre comercial de un medicamento que se utiliza para el tratamiento de infecciones bacterianas. Cada comprimido contiene 500 mg del principio activo, la amoxicilina, C₁₆H₁₉N₃O₅S. Su estructura se puede ver en la figura.



- a) Indica el nombre de dos grupos funcionales presentes en la molécula de amoxicilina.
- b) Teniendo en cuenta que el tratamiento habitual en un adulto es de un comprimido cada 8 horas durante una semana. ¿Cuántos moles de amoxicilina habrá tomado un adulto durante el tratamiento?
- a) La molécula de amoxicilina presenta los siguientes grupos funcionales: **alcohol** (1), **amina** (1), **amida** (2), **sulfuro** (1) y **ácido carboxílico** (1).



- b) Calcula los moles de amoxicilina que toma un adulto durante todo el tratamiento, teniendo en cuenta que tomará en total 21 comprimidos de 500 mg cada uno (3 comprimidos durante 7 días):

$$M(C_{16}H_{19}N_3O_5S) = 12,01 \cdot 16 + 1,008 \cdot 19 + 14,01 \cdot 3 + 16,00 \cdot 5 + 32,06 = 365,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{C_{16}H_{19}N_3O_5S} = 0,500 \frac{\text{g de } C_{16}H_{19}N_3O_5S}{\text{comprimidos}} \cdot \frac{21 \text{ comprimidos}}{\text{tratamiento}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_{16}H_{19}N_3O_5S}{365,4 \text{ g de } C_{16}H_{19}N_3O_5S} = 0,029 \frac{\text{mol}}{\text{tratamiento}}$$

- 35.** El análisis elemental de un fármaco indica que contiene un 60% de C, 4,44% de H y el resto de O. Calcula su fórmula empírica y masa molar sabiendo que 9,0 g de dicho fármaco contiene $3,011 \cdot 10^{22}$ moléculas.

Dato: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Si el fármaco posee 60% de C y 4,44% de H, el porcentaje en masa de oxígeno será:

$$\%m_O = 100 - 60 - 4,44 = 35,56 \%$$

Sea $C_xH_yO_z$ la fórmula empírica de la sustancia orgánica. Determina la cantidad de cada elemento en 100 g de compuesto:

$$M(C) = 12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_C = 60 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12,01 \text{ g de C}} = 4,996 \text{ mol de C}$$

$$M(H) = 1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_H = 4,44 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 4,405 \text{ mol de H}$$

$$M(O) = 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_O = 35,56 \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 2,223 \text{ mol de O}$$

Divide por el menor para obtener la proporción de átomos frente al menor de ellos:

$$x = \frac{4,996 \text{ mol}}{2,223 \text{ mol}} = 2,248 \approx 2,25; \quad y = \frac{4,405 \text{ mol}}{2,223 \text{ mol}} = 1,982 \approx 2; \quad z = \frac{2,223 \text{ mol}}{2,223 \text{ mol}} = 1$$

Los valores de los subíndices deben ser todos número entero, así que buscamos la proporción a los números enteros más sencillos. Teniendo en cuenta que:

$$x \approx 2,25 = \frac{9}{4}$$

Multiplica los valores por 4 y quedan números enteros sencillos: $x = 9$; $y = 8$; $z = 4$. Por tanto, la fórmula empírica del compuesto es **$C_9H_8O_4$** .

Calcula la masa molar del compuesto sabiendo que 9,0 g de dicho fármaco contiene $3,011 \cdot 10^{22}$ moléculas:

$$M(\text{fármaco}) = \frac{9,0 \text{ g}}{3,011 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Como la fórmula molecular del compuesto contiene n veces la fórmula empírica, tenemos:

$$M(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 12,01 \cdot 9 + 1,008 \cdot 8 + 16,00 \cdot 4 = 180,15 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M[(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4)_n] = n \cdot M(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) \Rightarrow n = \frac{M[(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4)_n]}{M(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4)} = \frac{180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{180,15 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,999 \approx 1$$

Por tanto, la fórmula molecular del compuesto coincide con su fórmula empírica y es **C₉H₈O₄**.

36. El petróleo está compuesto por una mezcla de hidrocarburos, además de otras sustancias que contienen nitrógeno y azufre.

a) Indica, justificadamente, los productos posibles de su combustión.

b) ¿Cuáles de estos productos obtenidos resultan perjudiciales para el medio ambiente? En concreto, ¿qué efectos producen en la atmósfera?

a) En la combustión de un hidrocarburo (compuesto orgánico formado por átomos de carbono e hidrógeno) se generan dióxido de carbono y agua. Además, el petróleo puede ir acompañado de impurezas que contengan nitrógeno y azufre.

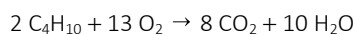
Por tanto, además del **dióxido de carbono** y del **agua**, durante la combustión del petróleo se producen también **óxidos de azufre** y **óxidos de nitrógeno**.

b) El vapor de agua y el dióxido de carbono son gases que participan en el efecto invernadero, impiden la salida de las emisiones infrarrojas de la superficie terrestre. El efecto invernadero es un fenómeno natural (imprescindible para que la vida se dé tal y como la conocemos hoy en día), no es perjudicial para el medio ambiente. El vapor de agua se regula de un modo natural, pues cuando se condensa ya no absorbe la radiación infrarroja. El exceso de emisiones de CO₂ desequilibra el efecto invernadero y colabora en el sobrecalentamiento de la atmósfera y, por tanto, del planeta.

Los óxidos de azufre y los óxidos de nitrógeno son los principales causantes de la lluvia ácida (también el dióxido de carbono aunque en menor medida), al reaccionar con el agua en suspensión de las nubes y nieblas acidificando la mezcla. Los óxidos de nitrógeno también participan en el efecto invernadero, aunque en menor medida que el vapor de agua y el dióxido de carbono.

37. Calcula el volumen de aire necesario, medido a 20 °C y 1 atm, para quemar completamente la carga de una bombona de butano que contiene 12,5 kg de combustible sabiendo que en el aire hay un 21 % en volumen de oxígeno. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Escribe la ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del butano:



Halla la cantidad de oxígeno necesario para reaccionar con 12,5 kg de butano:

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 12,01 \cdot 4 + 1,008 \cdot 10 = 58,12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 12500 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}{58,12 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{13 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} = 1397,97 \text{ mol de O}_2$$

A continuación calcula el volumen de oxígeno con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1397,97 \text{ mol de O}_2 \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (20 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 33587,6 \text{ L de O}_2$$

Ten en cuenta que en el aire hay un 21 % en volumen de oxígeno, halla el volumen de aire necesario:

$$V(\text{aire}) = 33587,6 \text{ L de O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{21 \text{ L de O}_2} = 159941 \text{ L} \approx 160000 \text{ L}$$

QUÍMICA EN TU VIDA (página 360)

INTERPRETA

1. ¿Cuánto tiempo conlleva de media la fase clínica? ¿Y la preclínica?

Como podemos ver en la figura, la fase clínica tiene una duración media de seis años.

La fase preclínica conlleva unos cuatro años.

REFLEXIONA

2. ¿Qué implicaciones puede tener este proceso tan largo a la hora de aprobar un medicamento?

Este proceso tan largo tiene la ventaja de que se asegura la seguridad del fármaco en los seres humanos, ya que se realizan diversas pruebas y ensayos para comprobar los distintos parámetros involucrados: eficacia, posología, efectos adversos, etc.

Sin embargo, una consecuencia negativa es que hay ocasiones en las que muchos enfermos no se benefician de un fármaco que se prevé seguro y eficaz, porque todavía quedan algunos años para su aprobación definitiva. La única forma que tendrían de acceder al fármaco sería participar en los ensayos clínicos, y esta no es siempre una vía accesible, ya que depende del hospital de tratamiento, lugar de residencia, etc.

En cualquier caso, sí que sería beneficioso intentar reducir este tiempo tan prolongado, optimizando al máximo los recursos disponibles.

USA LAS TIC

3. Investiga cuál es el objetivo de cada fase a la hora de sintetizar un nuevo medicamento, y las etapas en la que se subdivide a su vez cada una de ellas.

Fase preclínica

Objetivo: predecir cómo actúa el candidato a fármaco sobre el organismo y viceversa, y determinar si el candidato a fármaco puede entrañar posibles riesgos para la salud o efectos secundarios tóxicos. Los estudios preclínicos se realizan en un contexto científicamente controlado, utilizando cultivos celulares y animales como modelos.

Fase clínica

Objetivo: determinar la seguridad, la posología, la eficacia, las reacciones adversas y los efectos secundarios a largo plazo del medicamento nuevo. Los ensayos clínicos se llevan a cabo en seres humanos y se realizan siguiendo normas armonizadas internacionales. La fase clínica se divide a su vez en estas etapas:

- Fase I: evaluar la seguridad, la tolerabilidad y la posología segura del fármaco. El grupo experimental suele oscilar entre 20 y 50 voluntarios, 100 a lo máximo. Normalmente son voluntarios sanos que no tienen la enfermedad.
- Fase II: determinar la eficacia y la seguridad del nuevo fármaco. Se investiga en un grupo más amplio de pacientes voluntarios, normalmente entre 100 y 300 personas.
- Fase III: confirmar la eficacia del nuevo fármaco y compararla con el placebo u otros tratamientos ya comercializados. Se estudia a cientos o miles de pacientes voluntarios.

Aprobación

Objetivo: vigilar la seguridad y la eficacia del fármaco cuando se utiliza ya en un contexto médico normal. Se estudia una población de pacientes que podría llegar a varios millones. Se trata de la fase IV. Al estudiar poblaciones más amplias y diversas, en ocasiones se descubren reacciones adversas, que no se observaron en fases anteriores. Si se descubre una reacción adversa, es probable que se retire el fármaco del mercado. La empresa promotora puede retirar voluntariamente el fármaco o un organismo regulador puede retirarlo del mercado. Se deben llevar a cabo nuevos estudios para evaluar la posibilidad de volver a incorporar el fármaco al mercado.

OPINA

4. Debate con tus compañeros sobre el voluntariado, remunerado o no, en los estudios en la fase clínica.

Respuesta abierta en la que se deben contemplar aspectos como el riesgo para la salud del voluntario, responsabilidad en caso de secuelas...

Anexos

Formulación inorgánica

I

ACTIVIDADES (página 366)

1. Nombra los siguientes compuestos:

- | | |
|-----------------------------|--|
| a) OCl_2 | a) dicloruro de oxígeno |
| b) Ni_2Se_3 | b) triseleniuro de diníquel / teleniuro de níquel(III) |
| c) SrO | c) monóxido de estroncio / óxido de estroncio |
| d) PbBr_2 | d) dibromuro de plomo / bromuro de plomo(II) |
| e) NaH | e) hidruro de sodio |
| f) N_2O | f) monóxido de dinitrógeno / óxido de nitrógeno(I) |
| g) Rb_2O_2 | g) dióxido de dirrubidio / peróxido de rubidio |
| h) CuCl_2 | h) dicloruro de cobre / cloruro de cobre(II) |
| i) CaO_2 | i) dióxido de calcio / peróxido de calcio |
| j) K_2O_2 | j) dióxido de dipotasio / peróxido de potasio |

2. Formula los siguientes compuestos:

- | | |
|--------------------------|----------------------------|
| a) óxido de cinc | a) ZnO |
| b) sulfuro de cromo(II) | b) CrS |
| c) óxido de calcio | c) CaO |
| d) monóxido de hierro | d) FeO |
| e) peróxido de bario | e) BaO_2 |
| f) dióxido de azufre | f) SO_2 |
| g) óxido de vanadio(V) | g) V_2O_5 |
| h) sulfuro de hidrógeno | h) H_2S |
| i) peróxido de litio | i) Li_2O_2 |
| j) óxido de cobalto(III) | j) Co_2O_3 |

ACTIVIDADES (página 369)

3. Nombra los siguientes compuestos:

- | | |
|--------------------------------|---|
| a) HClO_2 | a) ácido cloroso |
| b) $\text{Sc}(\text{OH})_3$ | b) trihidróxido de escandio / hidróxido de escandio |
| c) HClO | c) ácido hipocloroso |
| d) H_3PO_3 | d) ácido fosforoso |
| e) AgOH | e) monohidróxido de plata / hidróxido de plata |
| f) H_3BO_3 | f) ácido bórico |
| g) $\text{Pb}(\text{ClO}_3)_4$ | g) clorato de plomo(IV) |

- h) $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$
- i) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- j) Na_2SO_4

- h) nitrito de cinc
- i) dicromato de potasio
- j) sulfato de sodio

4. Formula los siguientes compuestos:

- a) perclorato de magnesio
- b) hidróxido de cinc
- c) hidróxido de estroncio
- d) ácido bórico
- e) ácido fosfórico
- f) permanganato de bario
- g) hidróxido de hierro(II)
- h) carbonato de sodio
- i) ácido nitroso
- j) nitrato de plata

- a) $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$
- b) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- c) $\text{Sr}(\text{OH})_2$
- d) H_3BO_3
- e) H_3PO_4
- f) $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$
- g) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- h) Na_2CO_3
- i) HNO_2
- j) AgNO_3

ACTIVIDAD (página 370)
5. Formula o nombra los siguientes compuestos:

- a) hidrogenofosfato de calcio
- b) NaH_2PO_4
- c) hidrogenosulfito de cinc
- d) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- e) hidrogenocarbonato de cadmio
- f) $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$
- g) dihidrogenoborato de hierro(II)
- h) NaHCO_3

- a) CaHPO_4
- b) dihidrogenofosfato de sodio
- c) $\text{Zn}(\text{HSO}_3)_2$
- d) hidrogenocarbonato de calcio
- e) $\text{Cd}(\text{HCO}_3)_2$
- f) hidrogenosulfato de magnesio
- g) $\text{Fe}(\text{H}_2\text{BO}_3)_2$
- h) hidrogenocarbonato de sodio

ACTIVIDADES FINALES (página 372)
Nomenclatura
6. Nombra las siguientes sustancias dadas por su fórmula:

- a) PCl_3
- b) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- c) $\text{Sr}(\text{OH})_2$
- d) SO_2
- e) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- f) H_2SO_3
- g) H_3PO_4
- h) $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$
- i) PbO_2

- a) tricloruro de fósforo / cloruro de fósforo(III)
- b) dihidróxido de hierro / hidróxido de hierro(II)
- c) dihidróxido de estroncio / hidróxido de estroncio
- d) dióxido de azufre / óxido de azufre(IV)
- e) sulfato de aluminio
- f) ácido sulfuroso
- g) ácido fosfórico
- h) hidrogenosulfato de hierro(II)
- i) dióxido de plomo / óxido de plomo(IV)

- j) N_2O_5
- k) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- l) CsH

- j) pentaóxido de dinitrógeno / óxido de nitrógeno(V)
- k) nitrato de hierro(III)
- l) hidruro de cesio

7. Nombra las siguientes sustancias dadas por su fórmula:

- a) KMnO_4
- b) HgS
- c) NaHSO_4
- d) Ag_2O
- e) NaHCO_3
- f) Ar
- g) $\text{Ni}(\text{OH})_2$
- h) Fe_2S_3
- i) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- j) NH_4Cl
- k) Na_2O_2
- l) HClO_4

- a) permanganato de potasio
- b) sulfuro de mercurio / sulfuro de mercurio(II)
- c) hidrogenosulfato de sodio
- d) monóxido de diplata / óxido de plata
- e) hidrogenocarbonato de sodio
- f) argón
- g) dihidróxido de níquel / hidróxido de níquel(II)
- h) trisulfuro de dihierro / sulfuro de hierro(III)
- i) dihidróxido de calcio / hidróxido de calcio
- j) monocloruro de amonio / cloruro de amonio
- k) dióxido de disodio / peróxido de sodio
- l) ácido perclórico

8. Nombra las siguientes sustancias dadas por su fórmula:

- a) PH_3
- b) HgSO_3
- c) SiH_4
- d) As_2O_5
- e) B_2O_3
- f) CaO
- g) As_2O_3
- h) NO_3^-
- i) HBrO_3
- j) HIO_3
- k) $\text{Co}(\text{OH})_3$
- l) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

- a) trihidruro de fósforo / fosfano
- b) sulfito de mercurio(II)
- c) tetrahidruro de silicio / silano
- d) pentaóxido de diarsénico / óxido de arsénico(V)
- e) trióxido de diboro / óxido de boro
- f) monóxido de calcio / óxido de calcio
- g) trióxido de diarsénico / óxido de arsénico(III)
- h) nitrato
- i) ácido brómico
- j) ácido yódico
- k) trihidróxido de cobalto / hidróxido de cobalto(III)
- l) ácido difosfórico

9. Nombra las siguientes sustancias dadas por su fórmula:

- a) HCO_3^-
- b) H_2O_2
- c) $\text{Sn}(\text{IO}_3)_2$
- d) HgCl_2
- e) Au_2O_3
- f) BeH_2
- g) V_2O_5
- h) BeO

- a) hidrogenocarbonato
- b) dióxido de dihidrógeno / peróxido de hidrógeno
- c) yodato de estaño(II)
- d) dicloruro de mercurio / cloruro de mercurio(II)
- e) trióxido de dioro / óxido de oro(III)
- f) dihidruro de berilio / hidruro de berilio
- g) pentaóxido de divanadio / óxido de vanadio(V)
- h) monóxido de berilio / óxido de berilio

- | | |
|---------------------------------|--|
| i) $\text{Pt}(\text{OH})_2$ | i) dihidróxido de platino / óxido de platino(II) |
| j) Ag_3AsO_4 | j) arseniato de plata |
| k) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ | k) dihidróxido de estaño / hidróxido de estaño(II) |
| l) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ | l) fosfato de bario |

10. Nombra las siguientes sustancias dadas por su fórmula:

- | | |
|-------------------------------|--|
| a) CrO_3 | a) trióxido de cromo / óxido de cromo(VI) |
| b) CaH_2 | b) dihidruro de calcio / hidruro de calcio |
| c) P_2O_5 | c) pentaóxido de difósforo / óxido de fósforo(V) |
| d) CO_3^{2-} | d) carbonato |
| e) $\text{Hg}(\text{IO}_2)_2$ | e) yodito de mercurio(II) |
| f) Ag_2CrO_4 | f) cromato de plata |
| g) H_2S | g) sulfuro de hidrógeno / ácido sulfhídrico |
| h) $\text{Hg}(\text{NO}_2)_2$ | h) nitrito de mercurio(II) |
| i) NH_4IO_4 | i) peryodato de amonio |
| j) NaClO_4 | j) perclorato de sodio |
| k) PbSO_4 | k) sulfato de plomo |
| l) H_2SeO_3 | l) ácido selenioso |

11. Nombra las siguientes sustancias dadas por su fórmula:

- | | |
|--------------------------------|---|
| a) Sc_2S_3 | a) trisulfuro de dioscandio / sulfuro de escandio |
| b) Bi_2O_3 | b) trióxido de dibismuto / óxido de bismuto(III) |
| c) Cr_2O_3 | c) trióxido de dicromo / óxido de cromo(III) |
| d) CCl_4 | d) tetracloruro de carbono / cloruro de carbono(IV) |
| e) SrO_2 | e) dióxido de estroncio / peróxido de estroncio |
| f) WO_3 | f) trióxido de wolframio / óxido de wolframio(III) |
| g) $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$ | g) permanganato de bario |
| h) NaClO | h) hipoclorito de sodio |

Formulación
12. Formula las siguientes sustancias dadas por su nombre:

- | | |
|----------------------------------|-----------------------------|
| a) tetracloruro de estaño | a) SnCl_4 |
| b) hidrogenocarbonato de potasio | b) KHCO_3 |
| c) cromato de cobre(II) | c) CuCrO_4 |
| d) hidrogenosulfuro de bario | d) $\text{Ba}(\text{HS})_2$ |
| e) hidróxido de aluminio | e) $\text{Al}(\text{OH})_3$ |
| f) óxido de plata | f) Ag_2O |
| g) hidróxido de cinc | g) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ |
| h) bromato de calcio | h) CaBrO_3 |
| i) hidruro de berilio | i) BeH_2 |
| j) nitrito de plata | j) AgNO_3 |

13. Formula las siguientes sustancias dadas por su nombre:

- | | |
|-------------------------------|--------------------------------|
| a) perbromato de hierro(II) | a) $\text{Fe}(\text{BrO}_4)_2$ |
| b) pentasulfuro de diarsénico | b) As_2S_5 |
| c) sulfuro de arsénico(V) | c) As_2S_5 |
| d) monóxido de níquel | d) NiO |
| e) pentaóxido de difósforo | e) P_2O_5 |
| f) bromuro de litio | f) LiBr |
| g) óxido de níquel(II) | g) NiO |
| h) ácido sulfuroso | h) H_2SO_3 |
| i) óxido de fósforo(V) | i) P_2O_5 |
| j) ácido yodoso | j) HIO_2 |

14. Formula las siguientes sustancias dadas por su nombre:

- | | |
|---------------------------------|---|
| a) disulfuro de carbono | a) CS_2 |
| b) sulfuro de carbono(IV) | b) CS_2 |
| c) seleniuro de hidrógeno | c) H_2S |
| d) hidrogenosulfato de sodio | d) NaHSO_4 |
| e) dihidrogenofosfato de calcio | e) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ |
| f) clorito de sodio | f) NaClO_2 |
| g) arsano | g) AsH_3 |
| h) yodato de potasio | h) KIO_3 |
| i) ácido fosforoso | i) H_3PO_3 |
| j) sulfato de plata | j) Ag_2SO_4 |

15. Formula las siguientes sustancias dadas por su nombre:

- | | |
|-----------------------------------|--------------------------------|
| a) manganato de potasio | a) K_2MnO_4 |
| b) hidrogenosulfato de hierro(II) | b) $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$ |
| c) tricloruro de bismuto | c) BiCl_3 |
| d) carbonato de bario | d) BaCO_3 |
| e) peróxido de potasio | e) K_2O_2 |
| f) sulfuro de cinc | f) ZnS |
| g) sulfito de sodio | g) Na_2SO_3 |
| h) ácido cloroso | h) HClO_2 |
| i) peróxido de sodio | i) Na_2O_2 |
| j) óxido de cobre(II) | j) CuO |

16. Formula las siguientes sustancias dadas por su nombre:

- | | |
|----------------------------|---------------------|
| a) perclorato de potasio | a) KClO_4 |
| b) tetrafluoruro de estaño | b) SnF_4 |
| c) permanganato de litio | c) LiMnO_4 |

- | | |
|----------------------------|-------------------------------|
| d) permanganato de sodio | d) NaMnO_4 |
| e) tetrabromuro de carbono | e) CBr_4 |
| f) cloruro de amonio | f) NH_4Cl |
| g) nitrato de hierro(II) | g) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ |
| h) nitrato de rubidio | h) RbNO_3 |
| i) nitrato de cinc | i) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ |
| j) cloruro de hierro(II) | j) FeCl_2 |

17. Formula las siguientes sustancias dadas por su nombre:

- | | |
|-----------------------------|---------------------------------|
| a) clorato de cobalto(III) | a) $\text{Co}(\text{ClO}_3)_3$ |
| b) fosfato de níquel(II) | b) $\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$ |
| c) hidróxido de paladio(II) | c) $\text{Pd}(\text{OH})_2$ |
| d) hidróxido de magnesio | d) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ |
| e) hidróxido de plomo(IV) | e) $\text{Pb}(\text{OH})_4$ |
| f) dióxido de titanio | f) TiO_2 |
| g) amoniac | g) NH_3 |
| h) ácido perclórico | h) HClO_4 |
| i) sulfuro de cadmio | i) CdS |
| j) óxido de cromo(III) | j) Cr_2O_3 |

18. Formula las siguientes sustancias dadas por su nombre:

- | | |
|-----------------------------|----------------------------------|
| a) hidróxido de hierro(III) | a) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ |
| b) carbonato de rubidio | b) Rb_2CO_3 |
| c) nitrato de magnesio | c) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ |
| d) hidruro de níquel(III) | d) NiH_3 |
| e) óxido de molibdeno(IV) | e) MoO_2 |
| f) ácido crómico | f) H_2CrO_4 |
| g) sulfito de hierro(II) | g) FeSO_3 |
| h) ácido bromoso | h) HBrO_2 |
| i) sulfato de hierro(III) | i) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| j) cromato de hierro(III) | j) $\text{Fe}_2(\text{CrO}_4)_3$ |

19. Formula las siguientes sustancias dadas por su nombre:

- | | |
|--------------------------|-----------------------------|
| a) trihidruro de níquel | a) NiH_3 |
| b) sulfuro de plomo(IV) | b) PbS_2 |
| c) óxido de arsénico(V) | c) As_2O_5 |
| d) dihidróxido de hierro | d) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ |
| e) carbonato de calcio | e) CaCO_3 |
| f) nitrato de amonio | f) NH_4NO_3 |
| g) disulfuro de plomo | g) PbS_2 |
| h) cromato de potasio | h) K_2CrO_4 |

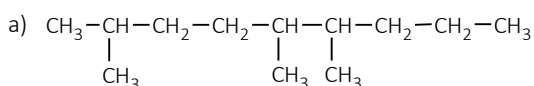
Formulación orgánica



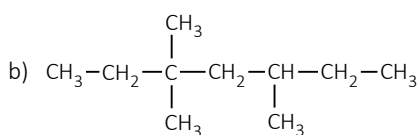
ACTIVIDAD (página 377)

1. Formula en tu cuaderno los siguientes compuestos:

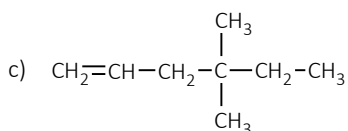
a) 2,5,6-trimetilnonano



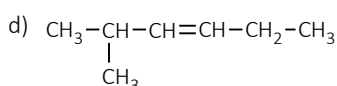
b) 3,3,5-trimetilheptano



c) 4,4-dimetilhex-1-eno



d) 2-metilhex-3-eno



ACTIVIDADES (página 378)

2. Nombra en tu cuaderno los siguientes compuestos:

a) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2$

a) 3-metilpent-1-eno

b) $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$

b) hept-3-en-1,6-diino

c) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

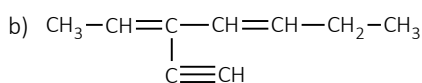
c) pent-1-eno

3. Formula en tu cuaderno los siguientes compuestos:

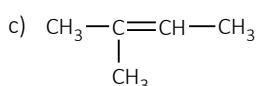
a) pent-2-ino

a) $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

b) 3-etinilhepta-2,4-dieno



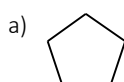
d) 2-metilbut-2-eno



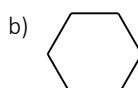
ACTIVIDAD (página 379)

4. Formula en tu cuaderno los siguientes compuestos químicos:

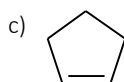
a) ciclopentano



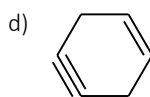
b) ciclohexano

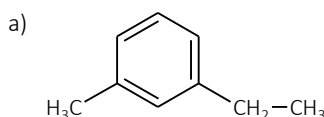
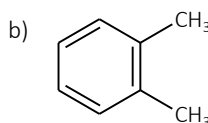


c) ciclopenteno

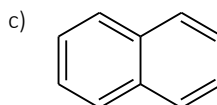


d) ciclohex-1-en-4-ino

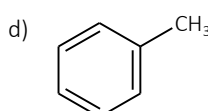

ACTIVIDAD (página 380)
5. Formula en tu cuaderno los siguientes hidrocarburos aromáticos:

 a) *m*-etilmetilbenceno

 b) *o*-dimetilbenceno


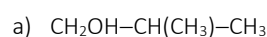
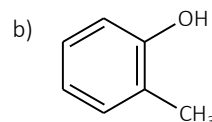
c) naftaleno



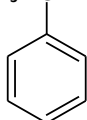
d) tolueno


ACTIVIDAD (página 382)
6. Formula o nombra en tu cuaderno los siguientes compuestos químicos:

a) metilpropan-1-ol


 b) *o*-metilfenol

 c) $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{OH}$

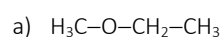
c) 2-cloroetanol

 d) $\text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH}$


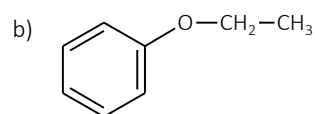
d) 2-fenilpropan-1-ol

ACTIVIDAD (página 383)
7. Formula o nombra en tu cuaderno los siguientes compuestos químicos:

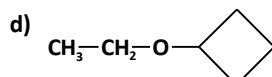
a) etil metil éter



b) etoxibenceno


 c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

c) etoxipropano / etil propil éter



d) etoxiciclobutano / etil ciclobutil éter

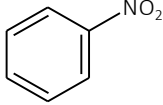
ACTIVIDAD (página 384)
8. Formula o nombra en tu cuaderno los siguientes compuestos químicos:

- | | |
|---|---|
| a) 5-metilhex-5-en-2,4-diona | a) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CO-C(CH}_3\text{)=CH}_2$ |
| b) 3-metilpent-4-enal | b) $\text{CH}_2\text{=CH-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CHO}$ |
| c) 2-metilbutanal | c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH(CH}_3\text{)-CHO}$ |
| d) $\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-C(CH}_3\text{)}_2\text{-CHO}$ | d) 2,2-dimetilbutanal |
| e) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$ | e) pentan-2-ona / dietil cetona |
| f) $\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-CH=CH-CHO}$ | f) pent-2-enal |

ACTIVIDAD (página 385)
9. Formula o nombra en tu cuaderno los siguientes compuestos químicos:

- | | |
|--|---|
| a) ácido 2,3-dimetilpentanodioico | a) $\text{HOOC-CH}_2\text{-CH(CH}_3\text{)-CH(CH}_3\text{)-COOH}$ |
| b) ácido 2-bromo-3-clorobutanoico | b) $\text{CH}_3\text{-CHCl-CHBr-COOH}$ |
| c) $\text{H}_2\text{C=CH-CH=CH-COOH}$ | c) ácido pent-2-4-dienperoxoico |
| d) $\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-CH-COOH} \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2 \end{array}$ | d) ácido 2-etilbutanoico |

ACTIVIDAD (página 387)
10. Formula o nombra en tu cuaderno los siguientes compuestos orgánicos:

- | | |
|---|---|
| a) $\text{N(CH}_3\text{)}_3$ | a) trimetilamina / <i>N,N</i> -dimetilmetanamina |
| b) nitrobeneno | b)  |
| c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_3$ | c) etil metil amina / <i>N</i> -metiletanamina |
| d) etanamida | d) $\text{CH}_3\text{-CO-NH}_2$ |
| e) HCONH_2 | e) metanamida |

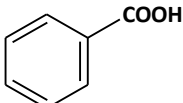
ACTIVIDADES FINALES (página 391)
Nomenclatura
11. Nombra los siguientes compuestos:

- | | |
|--|-----------------------------|
| a) $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C=CH-CH-CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ | a) 3-metilbut-1-eno |
| b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ | b) dietil éter / etoxietano |
| c) $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C-CH-CH}_2\text{-CH}_3 \end{array}$ | c) metilbutano |
| d) $\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-C}\equiv\text{C-CH}_3$ | d) pent-2-ino |
| e) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$ | e) hexanamina |

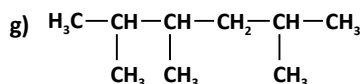
- f) $\text{H}_3\text{C}-\text{CO}-\text{CH}_3$
 g) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{OH}$
 h) $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

- f) dimetil cetona / propanona
 g) etanol
 h) etanoato de etilo / acetato de etilo

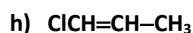
12. Nombra los siguientes compuestos:

- a) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$
 b) $\text{CH}_3-\text{CHCl}_2$
 c) $\text{HC}\equiv\text{CH}$
 d) $\text{CH}_3-\text{CO}-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3$
 e) $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_3$
 f) 

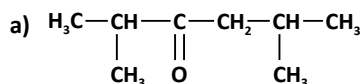
- a) ácido butanoico
 b) 1,1-dicloroetano
 c) etino
 d) pentil metil cetona / heptan-2-ona
 e) propan-2-ol
 f) ácido benzoico / ácido bencenocarboxílico



- g) 2,3,5-trimetilhexano



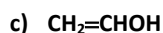
- h) 1-cloropropeno

13. Nombra los siguientes compuestos:


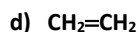
- a) 2,5-dimetilhexan-3-ona / isobutil isopropil cetona



- b) butanona / etil metil cetona



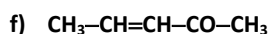
- c) etenol



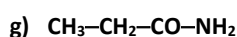
- d) eteno



- e) etil metil amina / *N*-metiletanamina



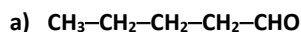
- f) pent-3-en-2-ona / metil prop-1-enil cetona



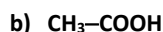
- g) propanamida



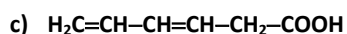
- h) nona-2,6-dien-4-ino

14. Nombra los siguientes compuestos:


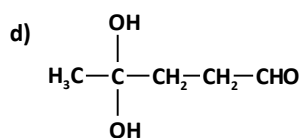
- a) pentanal



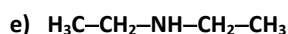
- b) ácido etanoico / ácido acético



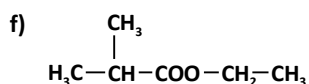
- c) ácido hexa-3,5-dienoico



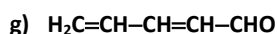
- d) 4,4-dihidroxipentanal



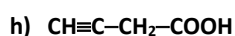
- e) dietil amina / *N*-etiletanamina



- f) 2-metilpropanoato de etilo



- g) penta-2,4-dienal



- h) ácido but-3-inoico

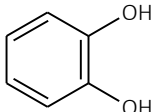
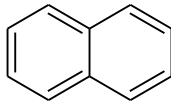
15. Nombra los siguientes compuestos:

- | | |
|--|--------------------------------|
| a) $\text{H}_3\text{C}-\text{CO}-\text{CO}-\text{CH}_3$ | a) butanodiona |
| b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHOH}-\text{CONH}_2$ | b) 2-hidroxiбутanamida |
| c) $\text{HC}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ | c) 4-metilhex-5-in-3-ona |
| d) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ | d) propanamina |
| e) $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CHCl}-\text{C}\equiv\text{CH}$ | e) 5-clorohept-3-eno-1,6-diino |
| f) $\text{NC}-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ | f) 3-metilbutanonitrilo |
| g) $\text{H}_3\text{C}-\text{CO}-\text{CHOH}-\text{CH}_3$ | g) 3-hidroxiбутanona |
| h) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$ | h) penta-1,4-dieno |

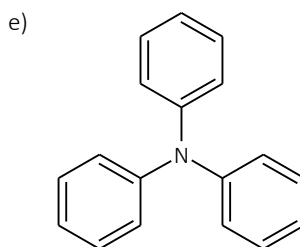
16. Nombra los siguientes compuestos:

- | | |
|---|--|
| a) $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$ | a) dimetil éter / metoximetano |
| b) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CO}-\text{CH}_3$ | b) 3-metilbutan-2-ona / isopropil metil cetona |
| c) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{COOH}$ | c) ácido 2-metilpropanoico |
| d) $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_3$ | d) etanoato de metilo / acetato de metilo |
| e) HOCH_2-CHO | e) hidroxietanal |
| f) CH_3-NH_2 | f) metanamina |
| g) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ | g) dietil cetona / pentan-3-ona |
| h) CH_3-CHO | h) etanal |

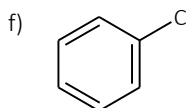
Formulación
17. Formula los siguientes compuestos.

- | | |
|----------------------------|---|
| a) ácido 2-metilpropanoico | a) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{COOH}$ |
| b) etanoato de potasio | b) $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{K}$ |
| c) 1,2-bencenodiol | c)  |
| d) naftaleno | d)  |

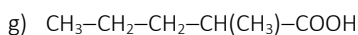
e) trifenilamina



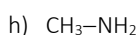
f) clorobenceno



g) ácido 2-metilpentanoico

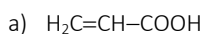


h) metilamina

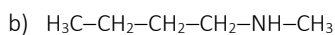


18. Formula los siguientes compuestos.

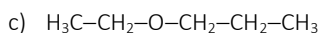
a) ácido propenoico



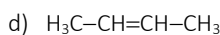
b) butil metil amina



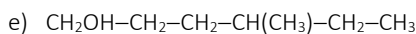
c) etil propil éter



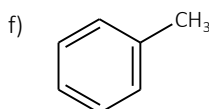
d) 2-buteno



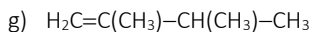
e) 4-metilhexan-1-ol



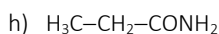
f) tolueno



g) 2,3-dimetilbut-1-eno



h) propanamida



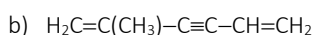
ACTIVIDADES FINALES (página 392)

19. Formula los siguientes compuestos.

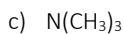
a) 1-bromo-2,2-diclorobutano



b) 2-metilhexa-1,5-dien-3-ino



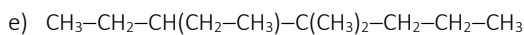
c) trimetilamina



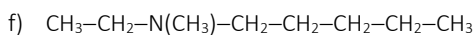
d) butanoato de 2-metilpropano



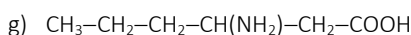
e) 3-etil-4,4-dimetilheptano



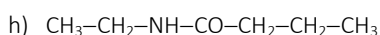
f) N-metil-N-etilpentanamina



g) ácido 3-aminohexanoico

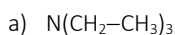


h) N-etilbutanamida

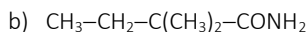


20. Formula los siguientes compuestos.

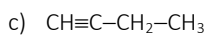
a) trietilamina



b) 2,2-dimetilbutanamida



c) but-1-ino



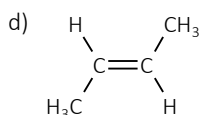
d) *trans*-but-2-eno

e) pentan-3-ona

f) 1,1-difluoro-2,2-dicloropropano

g) 2,5,6-trimetilnonano

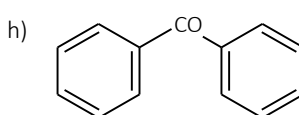
h) difenilcetona



e) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$

f) $\text{CHF}_2\text{-CCl}_2\text{-CH}_3$

g) $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH(CH}_3\text{)-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$



21. Formula los siguientes compuestos.

a) pentan-2-ol

b) acetato de etilo

c) propan-2-ol

d) pent-2-eno

e) 1-cloro-1,1-difluoroetano

f) 5,6-dietil-3-metildecano

g) dietil metil amina

h) 2-metilpropan-2-ol

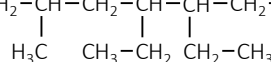
a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$

b) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$

c) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$

d) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$

e) $\text{CClF}_2\text{-CH}_3$

f) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$


g) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-N(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH}_3$

h) $\text{CH}_3\text{-C(CH}_3\text{)OH-CH}_3$

22. Formula los siguientes compuestos.

a) 3,4-dimetilhept-2-eno

b) penta-1,3-dieno

c) etanamina

d) butan-2-ol

e) dietilamina

f) antraceno

g) propino

h) *o*-dimetilbenceno

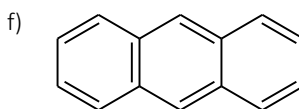
a) $\text{CH}_3\text{-CH=C(CH}_3\text{)-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

b) $\text{CH}_2\text{=CH-CH=CH-CH}_3$

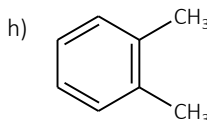
c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$

d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$

e) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_2\text{-CH}_3$



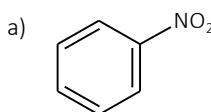
g) $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH}$



23. Formula los siguientes compuestos.

a) nitrobenzono

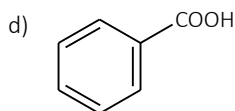
b) propanal



b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$

- c) metanol
d) ácido benzoico

- e) but-2-eno
f) ácido metanoico
g) propan-1-ol
h) pentanal

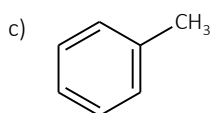
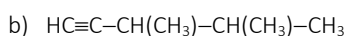


- e) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$
f) HCOOH
g) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$
h) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$

24. Formula los siguientes compuestos.

- a) etanoato de etilo
b) 3,4-dimetilpent-1-ino
c) metilbenceno

- d) dietilamina
e) metilbutanona
f) *N*-metilacetamida
g) pentanamina
h) propano-1,2-diol



- d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_2\text{-CH}_3$
e) $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CO-CH}_3$
f) $\text{CH}_3\text{-CONH-CH}_3$
g) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$
h) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{OH}$

Complementos

TABLAS DE CONSTANTES FÍSICAS Y QUÍMICAS

Partículas subatómicas

Nombre	Símbolo	Valor	Unidades
Masa del electrón	m_e	$9,1094 \cdot 10^{-31}$	kg
		$5,4858 \cdot 10^{-4}$	u
Carga del electrón	q_e	$-1,6022 \cdot 10^{-19}$	C
Masa del protón	m_p	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	kg
		1,0073	u
Carga del protón	q_p	$1,6022 \cdot 10^{-19}$	C
Masa del neutrón	m_n	$1,6749 \cdot 10^{-27}$	kg
		1,0087	u
Relación de masa	m_p/m_e	1836,15	
	m_p/m_n	0,99862	
Constante de Planck	h	$6,6261 \cdot 10^{-34}$	J · s

Electricidad

Nombre	Símbolo	Valor	Unidades
Velocidad de la luz	c_0	$2,9979 \cdot 10^8$	$m \cdot s^{-1}$
Carga elemental	q_e	$1,6022 \cdot 10^{-19}$	C
Constante de Coulomb	k	$8,9876 \cdot 10^9$	$N \cdot m^2 \cdot C^{-2}$
Permitividad del vacío	ϵ_0	$8,9876 \cdot 10^{-12}$	$C^2 \cdot N^{-1} \cdot m^{-2}$

Espectro electromagnético

Límites		Nombre	Uso
λ (m)	f (Hz)		
10^1	10^7	Radio	Telecomunicaciones
		Televisión	Telecomunicaciones
10^{-1}	10^9	Microondas	Radar, comunicaciones
10^{-5}	10^{13}	Infrarrojo	Calefacción, astronomía
$7,00 \cdot 10^{-7}$	$4,28 \cdot 10^{14}$	Rojo	Color visible
$6,47 \cdot 10^{-7}$	$4,64 \cdot 10^{14}$	Naranja	Color visible
$5,85 \cdot 10^{-7}$	$5,13 \cdot 10^{14}$	Amarillo	Color visible
$5,75 \cdot 10^{-7}$	$5,22 \cdot 10^{14}$	Verde	Color visible
$4,91 \cdot 10^{-7}$	$6,11 \cdot 10^{14}$	Azul	Color visible
$4,24 \cdot 10^{-7}$	$7,07 \cdot 10^{14}$	Violeta	Color visible
$4,00 \cdot 10^{-7}$	$7,50 \cdot 10^{14}$	Ultravioleta	Activador químico
10^{-8}	10^{16}	Rayos X	Diagnóstico médico
10^{-11}	10^{19}	Rayos γ	Diagnóstico y terapia

Gases

Nombre	Símbolo	Valor	Unidades
Constante molar	R	0,082 057	$atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$
		8,3145	$J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$
Condiciones estándar (C.E.)	p	0,986 92	atm
	T	0	°C
Volumen molar (1 atm, 0 °C)		22,414	$L \cdot mol^{-1}$

Líquidos

Nombre	Símbolo	Valor	Unidades
Densidad del agua	d	1000,0	$g \cdot L^{-1}$
Densidad de etanol	d	~793,3	$g \cdot L^{-1}$
Densidad del aceite de oliva	d	~893,5	$g \cdot L^{-1}$
Densidad de la gasolina	d	~793,3	$g \cdot L^{-1}$

Químicas

Nombre	Símbolo	Valor	Unidades
Número de Avogadro	N_A	1000,0	partículas · mol ⁻¹
Constante de Rydberg	R_∞	~793,3	m ⁻¹
Constante de Faraday	F	~893,5	C · mol ⁻¹

Conversión de unidades

Nombre	Símbolo
Masa	1 u = $1,6605 \cdot 10^{-27}$ kg
Cantidad de partículas	1 mol = $6,0221 \cdot 10^{23}$ partículas
Presión	1 atm = 101 325 Pa
	1 bar = 10^5 Pa = 750,06 mm de Hg
	1 atm = 760 mm de Hg
Temperatura	0 °C = 273,15 K
Volumen	1 L = 1000 cm ³
	1 mL = 1 cm ³
	1 m ³ = 1000 L
Longitud	1 Å = 0,1 nm = 10^{-10} m
Energía	1 eV = $1,6022 \cdot 10^{-19}$ J
	1 cal = 4,184 J

Prefijos decimales

Símbolo	Nombre	Valor	Símbolo	Nombre	Valor
d	deci	10^{-1}	da	deca	10^1
c	centi	10^{-2}	h	hecta	10^2
m	mili	10^{-3}	k	kilo	10^3
μ	micro	10^{-6}	M	mega	10^6
n	nano	10^{-9}	G	giga	10^9
p	pico	10^{-12}	T	tera	10^{12}

Equilibrios de solubilidad y los valores de K_{ps} de algunas sustancias de interés

Soluto	Equilibrio de solubilidad	K_{ps} (25 °C)
bromuro de plata	$\text{AgBr}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Br}^-(aq)$	$5,0 \cdot 10^{-13}$
carbonato de calcio	$\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$2,8 \cdot 10^{-9}$
cloruro de plata	$\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$	$1,8 \cdot 10^{-10}$
cromato de plomo(II)	$\text{PbCrO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(aq) + \text{CrO}_4^{2-}(aq)$	$2,8 \cdot 10^{-13}$
fosfato de magnesio	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(s) \rightleftharpoons 3 \text{Mg}^{2+}(aq) + 2 \text{PO}_4^{3-}(aq)$	$1,0 \cdot 10^{-25}$
hidróxido de aluminio	$\text{Al}(\text{OH})_3(s) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(aq) + 3 \text{OH}^-(aq)$	$1,3 \cdot 10^{-33}$
yoduro de plomo(II)	$\text{PbI}_2(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(aq) + 2 \text{I}^-(aq)$	$7,1 \cdot 10^{-9}$
sulfato de bario	$\text{BaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	$1,1 \cdot 10^{-10}$
sulfato de calcio	$\text{CaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	$9,1 \cdot 10^{-6}$

Valores de K_a para los ácidos débiles más comunes

Ácido	Base conjugada	K_a
HIO_3	IO_3^-	$1,6 \cdot 10^{-1}$
HClO_2	ClO_2^-	$1,1 \cdot 10^{-2}$
HF	F^-	$6,8 \cdot 10^{-4}$
HNO_2	NO_2^-	$4,0 \cdot 10^{-4}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^-$	$6,5 \cdot 10^{-5}$
$\text{CH}_3\text{-COOH}$	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
HCN	CN^-	$4,9 \cdot 10^{-10}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{-OH}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-O}^-$	$1,3 \cdot 10^{-10}$

Serie de potenciales estándar de reducción en medio ácido

Semirreacción de reducción (medio ácido)	E^0 (V)
$\text{F}_2(g) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{F}^-(aq)$	+2,866
$\text{O}_3(g) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+2,075
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(aq) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-}(aq)$	+2,01
$\text{H}_2\text{O}_2(aq) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1,763
$\text{MnO}_4^-(aq) + 8 \text{H}^+(aq) + 5 e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 4 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1,51
$\text{PbO}_2(s) + 4 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}(aq) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1,455
$\text{Cl}_2(g) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-(aq)$	+1,358
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(aq) + 14 \text{H}^+(aq) + 6 e^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(aq) + 7 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1,33
$\text{MnO}_2(s) + 4 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1,23
$\text{O}_2(g) + 4 \text{H}^+(aq) + 4 e^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1,229
$2 \text{IO}_3^-(aq) + 12 \text{H}^+(aq) + 10 e^- \rightarrow \text{I}_2(s) + 6 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1,20
$\text{Br}_2(l) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Br}^-(aq)$	+1,065
$\text{NO}_3^-(aq) + 4 \text{H}^+(aq) + 3 e^- \rightarrow \text{NO}(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+0,956
$\text{Ag}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Ag}(s)$	+0,800
$\text{Fe}^{3+}(aq) + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq)$	+0,771
$\text{O}_2(g) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(aq)$	+0,695
$\text{Cu}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$	+0,521
$\text{Cu}^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$	+0,340
$\text{SO}_4^{2-}(aq) + 4 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+0,17
$\text{S}(s) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2\text{S}(g)$	+0,14
$2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2(g)$	0,00
$\text{Pb}^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Pb}(s)$	-0,125
$\text{Sn}^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Sn}(s)$	-0,137
$\text{Cd}^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Cd}(s)$	-0,403
$\text{Fe}^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Fe}(s)$	-0,440
$\text{Zn}^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}(s)$	-0,763
$\text{Al}^{3+}(aq) + 3 e^- \rightarrow \text{Al}(s)$	-1,676
$\text{Mg}^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Mg}(s)$	-2,356
$\text{Na}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Na}(s)$	-2,713
$\text{Ca}^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Ca}(s)$	-2,84
$\text{K}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{K}(s)$	-2,924
$\text{Li}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Li}(s)$	-3,040

Valores de K_b de algunas bases

Base	Ácido conjugado	K_b
$\text{CH}_3\text{-NH}_2$	$\text{CH}_3\text{-NH}_3^+$	$4,4 \cdot 10^{-4}$
CO_3^{2-}	HCO_3^-	$1,8 \cdot 10^{-4}$
NH_3	NH_4^+	$1,8 \cdot 10^{-5}$
ClO^-	HClO	$3,3 \cdot 10^{-7}$
HS^-	H_2S	$1,8 \cdot 10^{-7}$

Valores de pK_a de ácidos carboxílicos

Ácido	Fórmula	pK_a
fórmico	HCOOH	3,75
acético	$\text{CH}_3\text{-COOH}$	4,74
cloroacético	$\text{CH}_2\text{Cl-COOH}$	2,86
dicloroacético	$\text{CHCl}_2\text{-COOH}$	1,30
tricloroacético	$\text{CCl}_3\text{-COOH}$	0,70

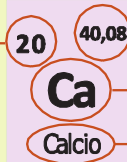
Valores de pK_b de aminas

Base	Fórmula	pK_b
amoniaco	NH_3	4,75
metilamina	$\text{CH}_3\text{-NH}_2$	3,38
etilamina	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$	3,37
bromoamina	Br-NH_2	7,61

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

GRUPO		1	2	3	4	5	6	7	8
Configuración electrónica		s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶
ORBITALES	PERIODO								
1s	1	1 H Hidrógeno 1,008							
2s 2p	2	3 Li Litio 6,94	4 Be Berilio 9,012						
3s 3p	3	11 Na Sodio 22,99	12 Mg Magnesio 24,3						
4s 3d 4p	4	19 K Potasio 39,10	20 Ca Calcio 40,08	21 Sc Escandio 44,96	22 Ti Titanio 47,87	23 V Vanadio 50,94	24 Cr Cromo 52,00	25 Mn Manganeso 54,94	26 Fe Hierro 55,85
5s 4d 5p	5	37 Rb Rubidio 85,47	38 Sr Estroncio 87,62	39 Y Itrio 88,91	40 Zr Circonio 91,22	41 Nb Niobio 92,91	42 Mb Molibdeno 95,95	43 Tc Tecnecio (98)	44 Ru Rutenio 101,1
6s 4f 5d 6p	6	55 Cs Cesio 132,9	56 Ba Bario 137,3	57-71 Lantanoides	72 Hf Hafnio 178,5	73 Ta Tántalo 180,9	74 W Wolframio 183,8	75 Re Renio 186,2	76 Os Osmio 190,2
7s 5f 6d 7p	7	87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89-103 Actinoides	104 Rf Rutherfordio (267)	105 Db Dubnio (270)	106 Sg Seaborgio (271)	107 Bh Bohrio (270)	108 Hs Hassio (277)

Número atómico



Masa atómica (u)

Símbolo

Nombre

Nota: Los símbolos químicos con la letra perfilada corresponden a aquellos elementos artificiales o los que todos sus isótopos tienen vida breve.

	d ¹	f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵
6	57 La Lantano 138,9	58 Ce Cerio 140,1	59 Pr Praseodimio 140,9	60 Nd Neodimio 144,2	61 Pm Prometio (145)	62 Sm Samario 150,4
7	89 Ac Actinio (227)	90 Th Torio 232,0	91 Pa Protactinio (231)	92 U Uranio 238,0	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)

Tabla periódica con los números de oxidación más frecuentes

1 H +I -I																	2 He
3 Li +I	4 Be +II											5 B +III	6 C +IV -II +II -IV	7 N +V +II +III -III	8 O -I -II	9 F -I	10 Ne
11 Na +I	12 Mg +II											13 Al +III	14 Si +IV -II +II -IV	15 P +V -III +III	16 S +VI +II +IV -II +II	17 Cl +VII +I +V -I +III	18 Ar
19 K +I	20 Ca +II	21 Sc +III	22 Ti +IV +II +III	23 V +V +III +IV +II	24 Cr +IV +II +III	25 Mn +VII +III +VI +II +IV	26 Fe +III +II	27 Co +III +II	28 Ni +III +II	29 Cu +II +I	30 Zn +II	31 Ga +III	32 Ge +IV -IV	33 As +V -III +III	34 Se +VI -II +IV	35 Br +VII +I +V -I +III	36 Kr
37 Rb +I	38 Sr +II	39 Y +III	40 Zr +IV	41 Nb +IV +III +IV	42 Mo +VI +III +IV	43 Tc +VII +IV	44 Ru +VIII +III +VI +II +IV	45 Rh +VI +III +II	46 Pd +IV +II	47 Ag +I	48 Cd +II	49 In +III	50 Sn +IV +II	51 Sb +V -III +III	52 Te +VI -II +IV	53 I +VII +I +V -I +III	54 Xe
55 Cs +I	56 Ba +II	57-71 La-Lu	72 Hf +IV	73 Ta +V	74 W +VI +III +V +II +IV	75 Re +VIII +IV +VI +II	76 Os +VII +III +VI +II +IV	77 Ir +VI +III +IV +II	78 Pt +IV +II	79 Au +III +I	80 Hg +II	81 Tl +III +I	82 Pb +III +I	83 Bi +V -III +III	84 Po +VI -III +III	85 At +V -I +I	86 Rn
87 Fr +I	88 Ra +II	89-103 Ac-Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
57 La +III	58 Ce +IV +III	59 Pr +IV +III	60 Nd +III	61 Pm	62 Sm +III +II	63 Eu +III +II	64 Gd +III	65 Tb +IV +III	66 Dy +III	67 Ho +III	68 Er +III	69 Tm +III +II	70 Yb +III +II	71 Lu +III			
89 Ac +III	90 Th +IV	91 Pa +IV	92 U +VI +IV +V +III	93 Np +VI +IV +V +III	94 Pu +VI +IV +V +III	95 Am +VI +IV +V +III	96 Cm +III	97 Bk +IV +III	98 Cf +III	99 Es +III	100 Fm +III	101 Md +III +II	102 No +III +II	103 Lr +III			

Orden de los elementos dentro de una fórmula química

