

1 Cambios químicos

Página 124

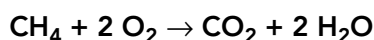
Trabaja con la imagen

A partir de la información de la ilustración, deduce qué enlaces se han roto y cuáles se han formado en el cambio químico que se representa.

Los enlaces que se rompen son los que unen a los átomos que forman reactivos: el enlace del nitrógeno con el oxígeno, en el caso de las moléculas NO, y el del oxígeno con el oxígeno, en la molécula de O₂. Los enlaces que se forman son los que unen a cada átomo de nitrógeno con dos de oxígeno, para obtener las moléculas de NO₂ como producto.

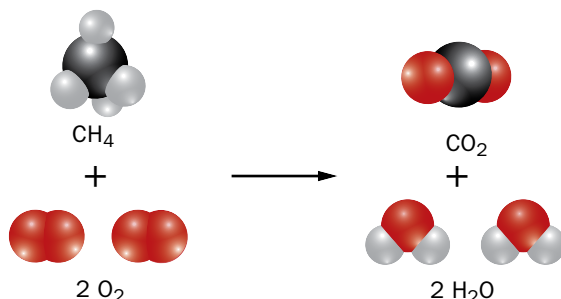
Página 125

1  Dibuja un esquema como el anterior para la siguiente reacción:




¿Cuántos y cuáles son los enlaces que se han roto y cuántos y cuáles son los que se han formado?

El esquema pedido es:

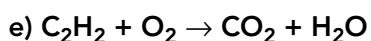
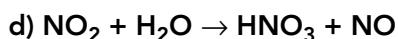
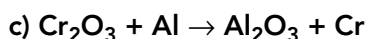
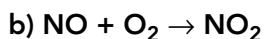
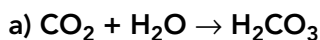


Se rompen dos enlaces O–O y cuatro enlaces C–H. Se forman dos enlaces C–O y cuatro enlaces O–H.

2  Indica qué significan los coeficientes estequiométricos en la reacción del ejercicio anterior.

Los coeficientes estequiométricos indican el número de moléculas de cada reactivo y producto que intervienen en la reacción; en este caso, una molécula de metano, dos de oxígeno, una de dióxido de carbono y dos de agua.

3 Ajusta las siguientes reacciones químicas:

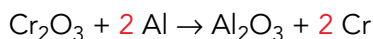


a) La reacción ya está ajustada, pues se cumple que el número de átomos de cada elemento es el mismo en reactivos y productos.

b) Tenemos un átomo de oxígeno más en reactivos que en productos, podemos ajustar esta ecuación química de dos modos diferentes:



c) Comenzamos por los coeficientes estequiométricos de los compuestos, que son 1, y por tanto no se escriben, y por último escribimos los de las sustancias simples:

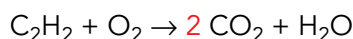


d) Ajustamos el H: $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3 + \text{NO}$

Ajustamos el O: $3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3 + \text{NO}$

Ajustamos el N: $3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3 + \text{NO}$, observamos que ya está ajustado.

e) Ajustamos primero el H y el C, que aparecen en los compuestos:



Ajustamos ahora el oxígeno, para lo cual tenemos dos opciones:



2 Velocidad de reacción

Página 126

Trabaja con la imagen

Supón que el lado del cuadrado de la figura mide 1 cm. Calcula cuánto valdría la superficie disponible en los tres casos. Obtén una regla general en función del número de divisiones.

- En el cuadro «Efecto del grado de división» no se aprecia bien el porqué del aumento de superficie, y con ello, de la velocidad de reacción. Tenemos que recordar que un cubo, al ser una figura con volumen, al dividirlo se obtienen más cubos de los que aparecen representados en esta imagen. Es decir, si se divide cada arista del cubo en dos partes iguales, se obtienen 8 cubos, el doble de los que aparecen en la imagen. Y si fuera en tres partes iguales, serían 27 cubos, tres veces más de los que vemos representados. Así, el área total en cada caso será:

– Caso 1: $A_T = (1 \cdot 1) \cdot 6 \cdot 1 = 6 \text{ cm}^2$

– Caso 2: $A_T = (1/2 \cdot 1/2) \cdot 6 \cdot 8 = 12 \text{ cm}^2$

– Caso 3: $A_T = (1/3 \cdot 1/3) \cdot 6 \cdot 27 = 18 \text{ cm}^2$


Por tanto, una regla general para esto puede ser:

$$A_T = (l/n)^2 \cdot 6 \cdot n^3 = 6 \cdot l \cdot n$$

Siendo l la medida del lado del cubo de partida y n el número de divisiones iguales que se quieren hacer.


- Puede proponerse que, con esta fórmula, se recalculen estos ejemplos y que lo hagan, también, para otras divisiones del cubo, y ver si se cumple de forma general.

Página 127

- 4  Si mezclamos una disolución de ácido sulfúrico concentrado con agua, siempre se ha de añadir, gota a gota, el ácido en el recipiente que contiene el agua, y no al revés.

Teniendo en cuenta que estas dos sustancias reaccionan violentamente, explica por qué tomamos esta precaución. ¿Con qué factor físico que afecta a la velocidad de reacción lo relacionarías?


Debemos añadir el ácido sobre el agua, y no al revés, puesto que la concentración de los reactivos aumenta la velocidad de reacción. Si añadiéramos el agua sobre el ácido, la concentración de ácido sería muy elevada, mientras que si lo hacemos al revés la concentración del ácido, del cual solo tenemos una gota en todo el volumen de agua, es mucho menor.

- 5  Indica cuál es el motivo de que la carne picada se estropee antes que un trozo de carne de las mismas características que no se haya picado. ¿Con qué factor físico lo relacionas?


El motivo por el cual la carne picada se estropea antes es la superficie libre del reactivo sólido, en este caso la carne, que es mucho mayor si esta está picada que si tenemos un trozo entero.

- 6 ¿Qué crees que ocurriría si las reacciones químicas que se producen en el interior de nuestro cuerpo no se llevaran a cabo con enzimas catalíticas?

Las enzimas, como otros catalizadores, aceleran la velocidad de la reacción que catalizan, que es específica para cada una de ellas. Si no existieran, podrían ocurrir reacciones no esperadas en el organismo, porque fueran más rápidas que las reacciones que catalizan las enzimas y, además, se requeriría de elevadas temperaturas para compensar la lentitud de muchas de estas reacciones catalizadas por enzimas.

- 7  Busca imágenes de diferentes enzimas que existan en nuestro organismo. Dibújalas en tu cuaderno y explica las diferencias y semejanzas en sus formas y tamaños. ¿A qué crees que se debe esto?

La estructura tridimensional de las enzimas está relacionada con su función. Podemos encontrar imágenes de enzimas en <http://www.bionova.org.es/biocast/tema14.htm>.

- 8  Busca información sobre la lactasa y la razón por la que algunas personas no digieren bien la leche. ¿Conoces algún otro tipo de enzima que si no funciona repercute en la no digestión de alimentos? ¿Cómo pueden remediarse estos hechos?

La lactasa es una enzima que desdobra el azúcar doble de la leche (lactosa) en dos azúcares sencillos (glucosa y galactosa). Este proceso permite que el organismo absorba los azúcares sencillos. Otros enzimas que actúan en la digestión son la lipasa (grasas) y la amilasa (almidón).

Podemos encontrar información sobre la lactasa en <http://www.lactosa.org/saber.html>.

3 Cantidad de sustancia

Página 129

- 9  Calcula la masa molar del amoníaco, el cloruro de hidrógeno y el hidróxido de calcio.

Para calcular las masas molares de las sustancias pedidas, debemos conocer las masas atómicas de los elementos que las componen, que buscaremos en el Sistema Periódico y redondearemos.


N: 14 u; H: 1 u; Cl: 35,5 u; Ca: 40 u; O: 16 u.

A partir de la fórmula de cada sustancia, calculamos su masa molar:

- Amoníaco: NH_3 ; $M = 14 \cdot 1 + 1 \cdot 3 = 17 \text{ g/mol}$
- Cloruro de hidrógeno: HCl ; $M = 1 \cdot 1 + 1 \cdot 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$
- Hidróxido de calcio: Ca(OH)_2 ; $M = 40 \cdot 1 + 2 \cdot (1 \cdot 16 + 1 \cdot 1) = 74 \text{ g/mol}$

10 ¿Cuál de las sustancias de la actividad anterior contendrá mayor cantidad de sustancia en un kilogramo de masa?

La sustancia que contendrá mayor cantidad de sustancia, es decir, mayor número de unidades fundamentales, será la de menor masa molar, es decir, aquella cuya unidad fundamental sea de menor masa; se trata, por tanto, del amoníaco.

11  Busca información acerca de la determinación del número de Avogadro y elabora un pequeño informe.

Se puede acudir a la investigación de Jean Perrin o al experimento de Millikan.

12 Calcula la cantidad de sustancia que hay en 250 mL de una disolución 2 M de NaOH. ¿Variará el resultado si la disolución es de Ca(OH)_2 ?

Para calcular la cantidad de sustancia que tenemos acudimos a la definición de molaridad, o concentración molar:

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}}$$

Observamos que si multiplicamos la molaridad de la disolución por el volumen de esta, expresado en litros, obtenemos la cantidad de sustancia:

$$M \cdot V \text{ (L)} = n \text{ (mol)}$$

Sustituyendo los datos del enunciado, en las unidades adecuadas:

$$2 \text{ mol/L} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,500 \text{ mol}$$

Obtendríamos el mismo resultado para la otra sustancia.

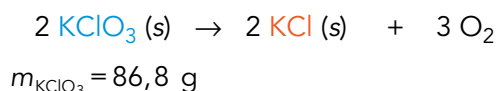
4 Cálculos estequiométricos

Página 130

13  Calcula la masa de cloruro de potasio que se obtiene en la reacción del ejemplo.

Utilizamos los datos del ejemplo resuelto y seguimos los mismos pasos:

– Identificamos la **sustancia dato** y la **sustancia incógnita** y anotamos la información del enunciado:



– Calculamos las masas molares de las sustancias dato e incógnita:

$$M_{\text{KClO}_3} = 122,6 \text{ g/mol} \quad ; \quad M_{\text{KCl}} = 74,6 \text{ g/mol}$$

– Calculamos la cantidad de sustancia de la sustancia dato a partir de su masa molar:

$$n_{\text{KClO}_3} = 86,8 \text{ g de KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{122,6 \text{ g de KClO}_3} = 0,708 \text{ mol de KClO}_3$$

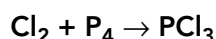
– Calculamos la cantidad de sustancia incógnita correspondiente a partir de los coeficientes estequiométricos:

$$n_{\text{KCl}} = 0,708 \text{ mol de KClO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol de KCl}}{2 \text{ mol de KClO}_3} = 0,708 \text{ mol de KCl}$$

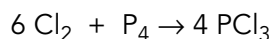
– Por último, calculamos la masa de la sustancia incógnita a partir de su masa molar:

$$m_{\text{KCl}} = 0,708 \text{ mol de KCl} \cdot \frac{74,6 \text{ g de KCl}}{1 \text{ mol de KCl}} = 52,82 \text{ g de KCl}$$

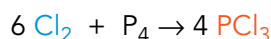
14  **Calcula la cantidad de sustancia de PCl_3 que se obtiene si reaccionan 426 g de Cl_2 según la reacción:**



Escribimos y ajustamos la ecuación química:



Identificamos la **sustancia dato** y la **sustancia incógnita**, y anotamos la información del enunciado:



$$m_{\text{Cl}_2} = 426 \text{ g}$$

Calculamos la masa molar de la sustancia dato:

$$M_{\text{Cl}_2} = 71 \text{ g/mol}$$

Calculamos la cantidad de sustancia de la sustancia dato a partir de su masa molar:

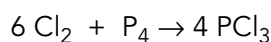
$$n_{\text{Cl}_2} = 426 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{71 \text{ g}} = 6 \text{ mol de Cl}_2$$

Calculamos la cantidad de sustancia incógnita correspondiente a partir de los coeficientes estequiométricos:

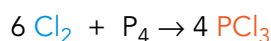
$$n_{\text{PCl}_3} = 6 \text{ mol de Cl}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol de PCl}_3}{6 \text{ mol de Cl}_2} = 4 \text{ mol de PCl}_3$$

15 **Calcula la cantidad de sustancia de P_4 que es necesaria en la reacción de la actividad anterior.**

Escribimos y ajustamos la ecuación química:



Identificamos la **sustancia dato** y la **sustancia incógnita**, y anotamos la información del enunciado:



$$m_{\text{Cl}_2} = 426 \text{ g}$$

Calculamos la masa molar de la sustancia dato:

$$M_{\text{Cl}_2} = 71 \text{ g/mol}$$

Calculamos la cantidad de sustancia de la sustancia dato a partir de su masa molar:

$$n_{\text{Cl}_2} = 426 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{71 \text{ g}} = 6 \text{ mol de Cl}_2$$

Calculamos la cantidad de sustancia incógnita correspondiente a partir de los coeficientes estequiométricos:

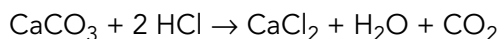
$$6 \text{ mol de Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de P}_4}{6 \text{ mol de Cl}_2} = 1 \text{ mol de P}_4$$

- 16**  Se hace reaccionar carbonato de calcio con ácido clorhídrico según la siguiente reacción:



Calcula la masa de cloruro de calcio que se obtiene a partir de 350 g de carbonato de calcio.

Escribimos y ajustamos la ecuación química:



Identificamos la **sustancia dato** y la **sustancia incógnita**, y anotamos la información del enunciado:



$$m_{\text{CaCO}_3} = 350 \text{ g}$$

Calculamos la masa molar de la sustancia dato y de la incógnita:

$$M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mol} \quad M_{\text{CaCl}_2} = 111 \text{ g/mol}$$

Calculamos la cantidad de sustancia de la sustancia dato a partir de su masa molar:

$$n_{\text{CaCO}_3} = 350 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g}} = 3,5 \text{ mol de CaCO}_3$$

Calculamos la cantidad de sustancia incógnita correspondiente a partir de los coeficientes estequiométricos:

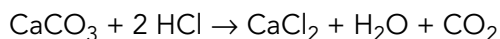
$$n_{\text{CaCl}_2} = 3,5 \text{ mol de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCl}_2}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 3,5 \text{ mol de CaCl}_2$$

Por último, calculamos la masa de la sustancia incógnita a partir de su masa molar:

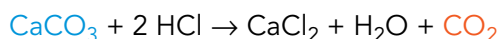
$$m_{\text{CaCl}_2} = 3,5 \text{ mol de CaCO}_3 \cdot \frac{111 \text{ g}}{1 \text{ mol de CaCl}_2} = 388,5 \text{ g de CaCl}_2$$

- 17** ¿Qué volumen de ácido clorhídrico se necesita en la reacción anterior suponiendo condiciones normales?

Escribimos y ajustamos la ecuación química:



Identificamos la **sustancia dato** y la **sustancia incógnita**, y anotamos la información del enunciado:



$$m_{\text{CaCO}_3} = 350 \text{ g}$$

Calculamos la masa molar de la sustancia dato:

$$M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mol}$$

Calculamos la cantidad de sustancia de la sustancia dato a partir de su masa molar:

$$n_{\text{CaCO}_3} = 350 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g}} = 3,5 \text{ mol de CaCO}_3$$


Calculamos la cantidad de sustancia incógnita correspondiente a partir de los coeficientes estequiométricos:

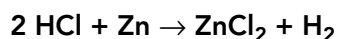
$$n_{\text{HCl}} = 3,5 \text{ mol de CaCO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 7 \text{ mol de HCl}$$

Para calcular el volumen de gas que corresponde a 7 mol utilizamos la ecuación de los gases ideales, o bien la equivalencia en condiciones normales de p y T , que indica que 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L. Tendremos, por tanto:

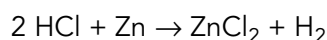
$$V_{\text{HCl}} = 7 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 156,8 \text{ L}$$

Página 131

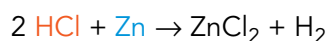
- 18**  **Calcula el volumen necesario de una disolución de ácido clorhídrico 2,5 M para que reaccionen 0,2 mol de cinc según esta reacción:**



Escribimos y ajustamos la ecuación química:



Identificamos la **sustancia dato** y la **sustancia incógnita**, y anotamos la información del enunciado:



$$n_{\text{Zn}} = 0,2 \text{ mol} \quad ; \quad \text{molaridad de disolución HCl} = 2,5 \text{ M}$$

Calculamos la cantidad de sustancia incógnita correspondiente a partir de los coeficientes estequiométricos:

$$n_{\text{HCl}} = 0,2 \text{ mol de Zn} \cdot \frac{2 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de Zn}} = 0,4 \text{ mol de HCl}$$

Por último, calculamos el volumen de disolución necesario para tener 0,4 mol de HCl a partir de la molaridad de la disolución:

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} \quad ; \quad V \text{ (L)} = \frac{n \text{ (mol)}}{M} = \frac{0,4 \text{ mol}}{2,5 \text{ mol/L}} = 0,16 \text{ L} = 160 \text{ mL}$$

- 19** **Infórmate sobre otras formas de expresar la concentración de una disolución. ¿Qué ventaja tiene usar la molaridad frente a otras para realizar cálculos estequiométricos?**

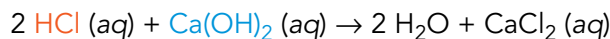
Las formas habituales de expresar la concentración son: % en masa o riqueza (masa de soluto en g por cada 100 g de disolución), % en volumen (volumen de soluto, en mL, por cada 100 mL de disolución) y concentración en masa de soluto, en gramos, por cada litro de disolución. La ventaja de utilizar la molaridad en los cálculos estequiométricos es que una vez tengamos el volumen de disolución, podemos calcular la cantidad de sustancia fácilmente; el valor de esta magnitud es el necesario para llevar a cabo los cálculos.

- 20** **¿Qué volumen de una disolución 2 M de una sustancia A será necesario para hacer reaccionar completamente 3 mL de otra disolución 2 M de una sustancia B si sabemos que los coeficientes estequiométricos de A y B son iguales?**

Si la molaridad de ambas disoluciones es la misma, y la relación entre los coeficientes estequiométricos es 1:1, el volumen de disolución será el mismo, pues contendrá la misma cantidad de sustancia, que es la requerida para que reaccione completamente la cantidad de sustancia dato.

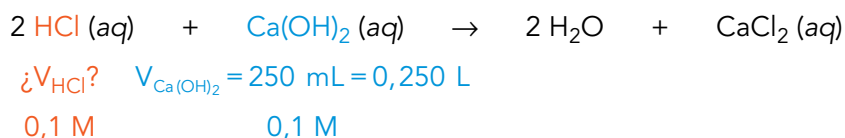
21 Calcula el volumen de disolución de ácido clorhídrico del ejercicio resuelto de esta página si la concentración de este reactivo fuera 0,1 M. ¿Cuál es la relación entre ambos resultados?

Partiremos de la ecuación química ajustada e identificaremos la **sustancia dato** y la **sustancia incógnita**:



Observa que el agua es aquí, además del disolvente, un producto de la reacción.

Anotamos los datos del enunciado junto con la ecuación química:



Calculamos la cantidad de sustancia dato a partir de la definición de molaridad:

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} ; n \text{ (mol)} = M \cdot V \text{ (L)}$$

En nuestro caso:

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = 0,1 \text{ M} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,025 \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

Calculamos la cantidad de sustancia incógnita correspondiente a partir de los coeficientes estequiométricos:

$$n_{\text{HCl}} = 0,025 \text{ mol de Ca(OH)}_2 \cdot \frac{2 \text{ HCl}}{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2} = 0,050 \text{ mol de HCl}$$

Calculamos el volumen de la disolución incógnita a partir de la definición de molaridad:

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} ; V \text{ (L)} = \frac{n \text{ (mol)}}{M}$$

En nuestro caso:

$$n_{\text{HCl}} = 0,050 \text{ mol} ; M = 0,1 \text{ mol/L}$$

por tanto:

$$V \text{ (L)} = \frac{0,050 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,500 \text{ L} = 500 \text{ mL de disolución HCl}$$

Observamos que necesitamos el doble de volumen de la disolución de ácido clorhídrico que en el caso del ejercicio resuelto, ya que ahora la concentración de la disolución de este reactivo es la mitad.

Página 132

22 Calcula la cantidad de gas metano que hay en un recipiente de 3 litros si $p = 1,2 \text{ atm}$ y $T = 27 \text{ }^\circ\text{C}$. Si enfriamos el recipiente hasta los $10 \text{ }^\circ\text{C}$, ¿cuál será el nuevo valor de la presión?

Los datos del problema son:

Estado inicial del gas	Estado final del gas
$V_1 = 3 \text{ L}$	$V_2 = 3 \text{ L}$
$p_1 = 1,2 \text{ atm}$	¿ p_2 ?
$T_1 = 27 \text{ }^\circ\text{C} = 300\text{K}$	$T_2 = 10 \text{ }^\circ\text{C} = 283 \text{ K}$

Calculamos en primer lugar la cantidad de sustancia, como se pide en el enunciado. Para ello utilizaremos la ecuación de los gases ideales, donde despejaremos el valor de la cantidad de sustancia:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Tendremos en cuenta el valor de la constante $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(K} \cdot \text{mol)}$ y que debemos expresar la temperatura en kelvin:

$$n = \frac{1,2 \text{ atm} \cdot 3 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}} \simeq 0,146 \text{ mol}$$

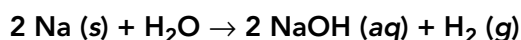
Para calcular el nuevo valor de presión, aplicamos las leyes de los gases, que nos indican que la presión y la temperatura varían de forma proporcional si el volumen y la cantidad de gas no se alteran. Por ello:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

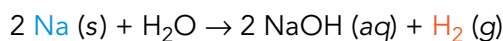
Despejando la presión y sustituyendo los datos, tenemos:

$$\frac{p_1}{T_1} \cdot T_2 = p_2 \rightarrow p_2 = \frac{1,2 \text{ atm} \cdot 300 \text{ K}}{283 \text{ K}} = 1,13 \text{ atm}$$

23 Calcula el volumen de hidrógeno (H_2), medido a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y $0,98 \text{ atm}$, que se desprende al hacer reaccionar $41,4 \text{ g}$ de sodio con agua:



Partiremos de la ecuación química ajustada e identificamos la **sustancia dato** y la **sustancia incógnita**:



Anotamos los datos del enunciado:

$$m_{\text{Na}} = 41,4 \text{ g}$$

Condiciones para el gas:

$$¿V_{\text{H}_2}?$$

$$p_{\text{H}_2} = 0,98 \text{ atm}$$

$$T_{\text{H}_2} = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

Calculamos la cantidad de sustancia del sodio a partir del dato de la masa molar del sodio (23 g/mol):

$$n_{\text{Na}} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = \frac{41,4 \text{ g}}{23 \text{ g/mol}} = 1,8 \text{ mol de Na}$$

Calculamos la cantidad de sustancia incógnita correspondiente a partir de los coeficientes estequiométricos:

$$n_{\text{H}_2} = 1,8 \text{ mol de Na} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de Na}} = 0,9 \text{ mol de H}_2$$

Calculamos el volumen de hidrógeno desprendido a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T ; V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,9 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,98 \text{ atm}} = 22,44 \text{ L}$$

- 24** Comprueba que el valor de la constante de los gases, expresado en unidades del SI, es $8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Utilizando factores de conversión:

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot \frac{101\,325 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} \simeq 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

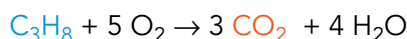
- 25** Comprueba que un mol de cualquier gas medido en c.n. (273 K y 1 atm) ocupa un volumen de 22,4 L.

Para ello despejamos el volumen en la ecuación del gas ideal y sustituimos los valores de las magnitudes:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \simeq 22,4 \text{ L}$$

- 26** Calcula el volumen de CO_2 desprendido en c.n. al quemarse 5 mol de propano.

Escribimos la reacción de combustión del propano:



Anotamos los datos de la **sustancia dato**, que en este caso es el propano: $n_{\text{propano}} = 5 \text{ mol}$.

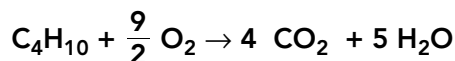
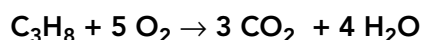
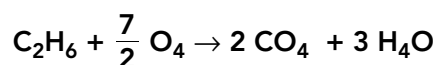
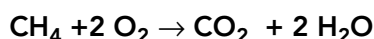
Calculamos la cantidad de **sustancia incógnita** correspondiente a partir de los coeficientes estequiométricos:

$$n_{\text{CO}_2} = 5 \text{ mol de propano} \cdot \frac{3 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de propano}} = 15 \text{ mol de CO}_2$$

Calculamos el volumen de dióxido de carbono desprendido en condiciones normales, sabiendo que 1 mol de cualquier gas en estas condiciones ocupa un volumen de 22,4 L:

$$V_{\text{CO}_2} = 15 \text{ mol} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 336 \text{ L}$$

- 27** A partir de las reacciones de combustión de los cuatro primeros alcanos, indica el volumen y la masa de CO_2 que se desprende al quemarse un litro de cada uno de ellos, medido en c.n.



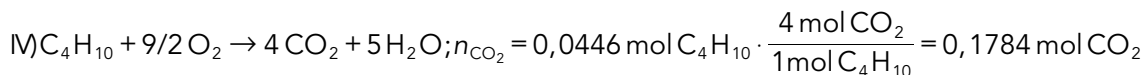
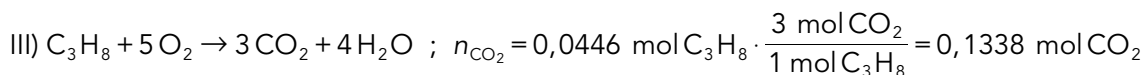
Para calcular el volumen de CO_2 desprendido a partir de un litro de cada combustible, medido en c.n., en primer lugar calculamos la cantidad de sustancia que corresponde al volumen del combustible sabiendo que 1 mol de cualquier gas en estas condiciones ocupa un volumen de 22,4 L:

$$n_{\text{combustible}} = 1 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,0446 \text{ mol}$$

A partir de las ecuaciones químicas obtenemos la relación entre la cantidad de sustancia del combustible y la del CO_2 producido:

$$\text{I) } \text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \quad ; \quad n_{\text{CO}_2} = 0,0446 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 0,0446 \text{ mol CO}_2$$

$$\text{II) } \text{C}_2\text{H}_6 + 7/2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O} \quad ; \quad n_{\text{CO}_2} = 0,0446 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} = 0,0892 \text{ mol CO}_2$$



Transformamos las cantidades anteriores en volumen de dióxido de carbono, medido en c.n., utilizando la relación 22,4 L/mol, y obtenemos:

$$\text{I) } V_{\text{CO}_2} = 0,0446 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 1 \text{ L}$$

$$\text{II) } V_{\text{CO}_2} = 0,0892 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 2 \text{ L}$$

$$\text{III) } V_{\text{CO}_2} = 0,1338 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 3 \text{ L}$$

$$\text{IV) } V_{\text{CO}_2} = 0,1784 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 4 \text{ L}$$

Transformamos las cantidades de dióxido de carbono en masa utilizando la masa molar del dióxido de carbono (44 g/mol):

$$\text{I) } m_{\text{CO}_2} = 0,0446 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 1,96 \text{ g}$$

$$\text{II) } m_{\text{CO}_2} = 0,0892 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 3,93 \text{ g}$$

$$\text{III) } m_{\text{CO}_2} = 0,1338 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 5,90 \text{ g}$$

$$\text{IV) } m_{\text{CO}_2} = 0,1784 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 7,86 \text{ g}$$

5 La energía en las reacciones químicas

Página 134

28 Si tocamos un vaso donde está ocurriendo una reacción endotérmica, ¿qué sensación tendremos?

Tendremos una sensación de frío, pues parte de la energía de nuestra mano se transmitirá al sistema donde ocurre esta reacción endotérmica.

29  Busca ejemplos de reacciones exotérmicas y endotérmicas y sus aplicaciones en productos cotidianos.

Se puede aludir a compresas de frío instantáneo, en las que se lleva a cabo la hidratación del nitrato de amonio, y a las bebidas autocalentables, a las que dedicamos la lectura del final de la unidad, en las que reacciona óxido de calcio con agua.

30  ¿Qué puedes decir de una reacción química, si $Q_r = -287,9 \text{ kJ/mol}$? ¿Y si fuera de signo contrario?


Se trata de una reacción exotérmica; si el signo fuese contrario sería una reacción endotérmica.

31 La presencia de un catalizador, ¿altera el valor de Q_r ?

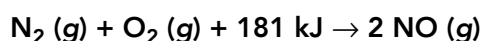
No altera el valor de la energía de activación.

32 Dibuja un esquema en el que representes las situaciones de intercambio de energía tanto en reacciones endotérmicas como exotérmicas.

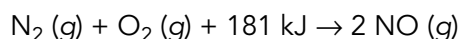
El esquema de una reacción exotérmica representará una salida de energía desde el sistema reaccionante hacia el exterior, mientras que en el caso de una reacción endotérmica el sentido de la representación del flujo energético será el contrario.

Página 135**33  Razona si una reacción es endotérmica o exotérmica si el calor de reacción en su ecuación termoquímica es de signo positivo sumado en los reactivos.**

Si se trata de una reacción endotérmica, el calor aparecerá sumado a los reactivos, pues el estado energético de los productos es mayor; por el contrario, el calor aparece sumado a los productos si se trata de una reacción exotérmica, pues se trata de energía que abandona el sistema.

34 Calcula la energía necesaria para la formación de 75 g de monóxido de nitrógeno según la reacción:

Partimos de la ecuación termoquímica, que nos informa de la energía necesaria para la formación de dos moles de monóxido de nitrógeno:



A continuación, debemos calcular la cantidad de sustancia que corresponde a 75 g de monóxido de nitrógeno; para ello, necesitaremos la masa molar de esta sustancia, $M_{\text{NO}} = 30 \text{ g/mol}$:

$$n_{\text{NO}} = \frac{m_{\text{NO}}}{M_{\text{NO}}} = \frac{75 \text{ g}}{30 \text{ g/mol}} = 2,5 \text{ mol}$$

Haciendo una proporción calculamos la energía puesta en juego:

$$Q = 2,5 \text{ mol} \cdot \frac{181 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = 226,25 \text{ kJ}$$

35  El calor de combustión del ácido benzoico es $-26,42 \text{ kJ/g}$:

a) ¿Es una reacción endotérmica o exotérmica?

b) ¿Qué cantidad de energía en forma de calor se desprende en la combustión de 3 mol de ácido benzoico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$)?

a) El calor de reacción es negativo, por lo que se trata de una reacción exotérmica.

b) Para calcular la energía desprendida nos fijamos en las unidades del calor de combustión, que en este caso viene dado por gramo de sustancia. Como partimos de un dato de cantidad de sustancia, 3 mol de ácido benzoico, debemos calcular la masa en gramos a la que corresponde la cantidad de sustancia anterior; para ello, utilizamos la masa molar del ácido benzoico, 122 g/mol:

$$n (\text{mol}) = \frac{m (\text{g})}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} ; m (\text{g}) = n (\text{mol}) \cdot M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 3 \text{ mol} \cdot 122 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 366 \text{ g}$$

A partir de la masa de ácido benzoico calculamos la energía desprendida, utilizando para ello el calor de combustión del enunciado:

$$\text{Energía desprendida} = 26,45 \text{ kJ/g} \cdot 366 \text{ g} = 9680,7 \text{ kJ}$$

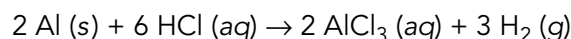
Debemos expresar esta energía con signo negativo para indicar que se trata de energía desprendida.

6 Orientaciones para la resolución de problemas

Página 137

- 36**  Calcula la masa de cloruro de aluminio que se ha formado a partir de la reacción química del primer ejemplo resuelto. Dato: $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$.

La ecuación química ajustada es:



En este caso, la sustancia dato y la sustancia incógnita, y sus datos, son:

– Sustancia dato:

Ácido clorhídrico: $V_{\text{HCl}} = 150 \text{ mL}$, $M = 5 \text{ M} = 5 \text{ mol/L}$

– Sustancia incógnita:

Cloruro de aluminio: $\text{¿}m_{\text{AlCl}_3}\text{?}$

Calculamos la cantidad de HCl:


$$n_{\text{HCl}} = 5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,15 \text{ L} = 0,75 \text{ mol de HCl}$$

Y a partir de la relación entre coeficientes estequiométricos calculamos la cantidad de cloruro de aluminio:

$$n_{\text{AlCl}_3} = 0,75 \text{ mol de HCl} \cdot \frac{2 \text{ mol de AlCl}_3}{6 \text{ mol de HCl}} = 0,25 \text{ mol de AlCl}_3$$


Por último, calculamos la masa de cloruro de aluminio a partir de su masa molar, $62,5 \text{ g/mol}$:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} ; m \text{ (g)} = n \text{ (mol)} \cdot M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 0,25 \text{ mol} \cdot 62,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 15,6 \text{ g}$$

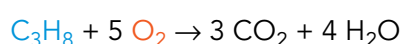
- 37**  Calcula el volumen de hidrógeno desprendido del primer ejemplo resuelto si se mide a 25°C . ¿Será mayor o menor que el del ejemplo?

Utilizando el resultado parcial de cantidad de hidrógeno del ejemplo resuelto, $0,375 \text{ mol}$, y utilizando la ecuación de los gases ideales, para las condiciones de $p = 1 \text{ atm}$ y $T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$, calculamos el volumen pedido:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T ; V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,375 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \simeq 9,16 \text{ L}$$

- 38**  Calcula la cantidad de oxígeno necesaria para la combustión completa de la cantidad de propano del segundo ejemplo.

Reaccionan 440 g de propano, que es la **sustancia dato**; la **sustancia incógnita** es el oxígeno. La ecuación química ajustada es:



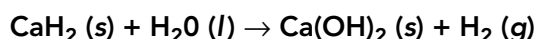
Calculamos la cantidad de sustancia dato; para ello, necesitamos la masa molar del propano, que calculamos a partir de las masas atómicas de carbono e hidrógeno, y es 44 g/mol:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} ; n_{\text{propano}} = \frac{440 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 10 \text{ mol}$$

A partir de la relación entre coeficientes estequiométricos, calculamos la cantidad de sustancia incógnita:

$$n_{\text{O}_2} = 10 \text{ mol de propano} \cdot \frac{5 \text{ mol de oxígeno}}{1 \text{ mol de propano}} = 50 \text{ mol de oxígeno}$$

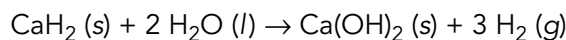
39 El hidruro de calcio reacciona con agua según la siguiente reacción química:



- Ajusta la ecuación química.
- Calcula la cantidad de hidruro de calcio que reaccionarán con 3,6 mol de agua.
- Calcula la masa de hidróxido de calcio que se forma con la misma cantidad de agua.
- ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 300 K y 1,2 atm, se desprende a partir del agua que reacciona?

Datos: $M \text{ (Ca)} = 40 \text{ g/mol}$; $M \text{ (O)} = 16 \text{ g/mol}$; $M \text{ (H)} = 1 \text{ g/mol}$.

a) La ecuación química ajustada es:



b) Para calcular la cantidad de hidruro de calcio que reacciona con 3,6 mol de agua utilizamos la proporción que nos dan los coeficientes estequiométricos de la sustancia dato (agua) y la sustancia incógnita (hidruro de calcio):

$$\frac{1 \text{ mol de CaH}_2}{2 \text{ mol de H}_2\text{O}} = \frac{x \text{ mol de CaH}_2}{3,6 \text{ mol de H}_2\text{O}}$$

despejando x , tenemos que reaccionan 1,8 mol de CaH_2 .

c) Observamos que el coeficiente estequiométrico del hidróxido de calcio es el mismo que el del hidruro; por tanto, partiendo de la misma cantidad de agua obtendremos la misma cantidad de hidróxido de calcio que la correspondiente al hidruro de calcio que reacciona, 1,8 mol.

Para calcular la masa a partir de la cantidad de sustancia, necesitamos conocer la masa molar de la sustancia; en este caso, el hidróxido de calcio. Utilizamos las masas atómicas del calcio (40 u), oxígeno (16 u) e hidrógeno (1 u) y obtenemos que la masa molar del Ca(OH)_2 es 74 g/mol.

Calculamos ahora la masa a partir de la relación entre cantidad de sustancia y masa:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} ; m \text{ (g)} = n \text{ (mol)} \cdot M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 1,8 \text{ mol} \cdot 74 \text{ g/mol} = 133,2 \text{ g}$$

d) Calculamos, en primer lugar, la cantidad de hidrógeno a partir de la información de la ecuación química ajustada:

$$\frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de H}_2\text{O}} = \frac{x \text{ mol de H}_2}{3,6 \text{ mol de H}_2\text{O}}$$

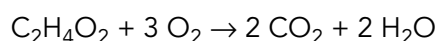
Utilizamos ahora la ecuación de los gases ideales para calcular el volumen medido a 300 K y 1,2 atm:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T ; V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{5,4 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}}{1,2 \text{ atm}} = 110,7 \text{ L}$$

40 ¿Qué energía se desprende cuando reaccionan 330 g de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ con la cantidad suficiente de oxígeno? Si la reacción se diera en c.n., ¿qué volumen de CO_2 se formaría? ¿Y de agua? $Q_c = -875,4 \text{ kJ/mol}$.

Datos: $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$.

Comenzamos escribiendo la reacción de combustión ajustada:



Para calcular la energía que se desprende debemos calcular la cantidad del combustible que reacciona, lo que hacemos utilizando la masa molar del combustible:

$$M_{\text{combustible}} = 12 \cdot 2 + 4 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 60 \text{ g/mol}$$

Calculamos ahora la cantidad de sustancia a partir de la relación entre cantidad de sustancia y masa:

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} ; n(\text{mol}) = \frac{330 \text{ g}}{60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,5 \text{ mol}$$

A partir del dato del calor de combustión calculamos la energía que se desprende:

$$\text{Energía desprendida} = 875,4 \text{ kJ/mol} \cdot 5,5 \text{ mol} = 4814,7 \text{ kJ}$$

que debemos expresar con signo negativo, puesto que es energía desprendida, $-4814,7 \text{ kJ}$.

Para calcular el volumen de dióxido de carbono calculamos primero la cantidad de esta sustancia producida:

$$n_{\text{CO}_2} = 5,5 \text{ mol de combustible} \cdot \frac{2 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de combustibe}} = 11 \text{ mol de CO}_2$$

A partir de la ecuación de los gases ideales, o considerando la relación entre volumen y cantidad de gas en c.n., obtenemos el volumen de dióxido de carbono producido:

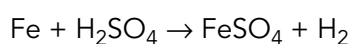
$$11 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 246,4 \text{ L}$$

El volumen de agua producido será igual al de CO_2 , puesto que la cantidad de estas dos sustancias es igual por cada mol de combustible que reacciona.

41 Una muestra de hierro se mezcla con 200 mL de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de concentración 3,5 M. En esta reacción se forman: hidrógeno en estado gaseoso y sulfato de hierro (II). ¿Qué masa tenía la muestra de hierro? ¿Qué volumen de hidrógeno se desprende medido a 30 °C y 0,95 atm?

Datos: $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$.

Comenzamos escribiendo la ecuación química:



La sustancia dato en este caso es el ácido sulfúrico, pues conocemos el volumen de la disolución de esta sustancia y su concentración. A partir de estos datos podemos calcular la cantidad de ácido sulfúrico que reacciona:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 3,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,200 \text{ L} = 0,7 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

La relación entre los coeficientes estequiométricos en esta reacción química es 1:1 para todas las sustancias; por ello, concluimos que la cantidad de hierro y la de hidrógeno es de 0,7 mol, en ambos casos.

Para calcular la masa de hierro a partir de la cantidad de sustancia necesitamos el dato de masa molar del hierro, que es de 55,8 g/mol:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} ; m \text{ (g)} = n \text{ (mol)} \cdot M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 0,7 \text{ mol} \cdot 55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 39,06 \text{ g}$$

Para calcular el volumen de hidrógeno desprendido medido a 30 °C (303 K) y 0,95 atm utilizamos la ecuación de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T ; V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,7 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 303 \text{ K}}{0,95 \text{ atm}} \simeq 18,31 \text{ L}$$

TIC. Ajuste de reacciones

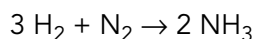
Página 138

- 1 **Explica por qué el último coeficiente que se debe ajustar es el que corresponde a sustancias elementales o sustancias simples.**

El coeficiente de las sustancias simples solo altera el valor de los átomos de un elemento químico, por ello debemos ajustarlo en último lugar.

- 2 **Del mismo modo que cuando tenemos cuatro rebanadas de pan y una sola loncha de queso, este ingrediente «limita» la preparación de dos bocadillos (solo se puede hacer uno), en estequiometría se utiliza el concepto de «reactivo limitante», que estudiarás en profundidad en cursos posteriores. Si tomamos como ejemplo la reacción de formación del amoníaco y tenemos dos mol de nitrógeno (N₂) y tres de hidrógeno (H₂), ¿cuál es el reactivo limitante?**

La ecuación química ajustada es la siguiente:



Por cada tres moles de H₂ necesitamos un mol de N₂. Si tenemos tres moles de H₂ y dos moles de N₂, sobrarán un mol de N₂; por tanto, el reactivo limitante es el hidrógeno.

Página 139

- 1 **Realiza varios experimentos con una sola colisión variando la energía y el ángulo de lanzamiento. Extrae conclusiones acerca de la probabilidad de que se produzca una colisión efectiva y los factores de los que depende.**

Esperamos respuestas que argumenten acerca de la orientación relativa de los reactivos y de la energía de la colisión.

- 2 **Realiza un experimento de velocidad de reacción con la primera reacción química de las ofrecidas variando la cantidad de moléculas de los dos reactivos.**

Activa la visualización del cronómetro y el diagrama de evolución de la reacción para cronometrar el tiempo que tarda en estabilizarse la reacción.

Recoge tus resultados en una tabla y extrae conclusiones acerca de la influencia de la concentración de reactivos. ¿Por qué decimos que el equilibrio químico es un equilibrio dinámico?

Con esta actividad pretendemos por una parte atender el estándar de aprendizaje 2.2 del bloque 3: Los cambios, en el que se alude al análisis del efecto de la concentración de reactivos, utilizando, entre otras, aplicaciones virtuales. Por otra parte, destacamos el carácter dinámico del equilibrio químico, con el objetivo que ya se ha mencionado.

- 3 **Realiza la misma experiencia variando ahora la temperatura. Extrae conclusiones.**

Al igual que en el caso anterior, se pretende atender al estándar de aprendizaje 2.2.

Taller de ciencias

Página 140

Organizo las ideas

A: reactivos; B: forman; C: ecuación química; D: proporción entre reactivos y productos; E: positiva.

Trabajo práctico

Página 141

- 1 **Elabora una tabla en la que recojas las condiciones de cada experiencia junto con las observaciones que hayas realizado y extrae conclusiones.**

Con esta actividad se trata de que el alumnado sea consciente de la necesidad de llevar a cabo un adecuado control de variables en la experiencia, como única forma de extraer conclusiones a partir de un trabajo práctico.

- 2 **A partir de la experiencia 3, realiza un experimento añadiendo solo el catalizador, el cobre y el ácido. ¿Qué observas?**

Es esperable que la reacción no tenga lugar, pues falta uno de los reactivos. Se trata de diferenciar el papel de los reactivos al del catalizador.

- 3 **¿Obtendríamos resultados análogos a la experiencia 3 si en vez de utilizar cobre usáramos un compuesto de cobre, como el sulfato de cobre? ¿Podríamos decir que el sulfato de cobre cataliza la reacción? Explica tu respuesta.**

No se esperan los mismos resultados, pues la sustancia que cataliza es el cobre, no la presencia de iones cobre en la disolución.

Trabaja con lo aprendido

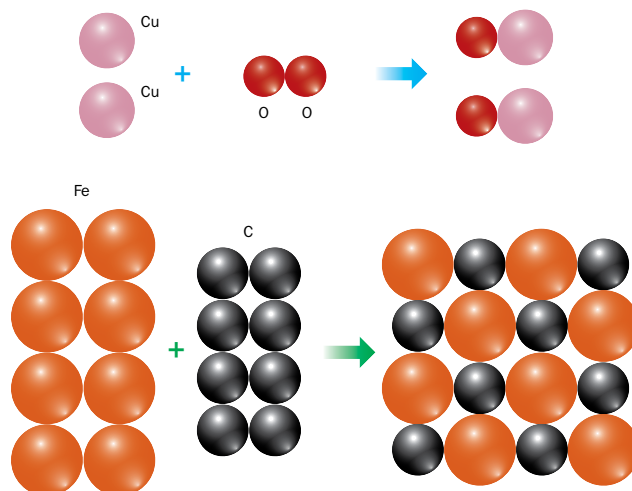
Página 142

Los cambios químicos

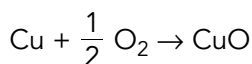
- 1 **Enumera cinco cambios químicos de los que seas consciente en tu día a día.**

Cocinado de alimentos, formación de herrumbre, combustión, respiración celular, entre otros.

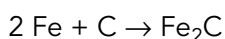
- 2 Escribe la ecuación química que representan estos cambios químicos, descritos a nivel molecular:



Para el primer proceso, podemos escribir:



Para el segundo:



- 3 Ajusta estas ecuaciones químicas:

- $\text{MgCl}_2 + \text{Li}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{MgCO}_3 + \text{LiCl}$
- $\text{P}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3$
- $\text{MgI}_2 + \text{Mn}(\text{SO}_3)_2 \rightarrow \text{MgSO}_3 + \text{MnI}_4$
- $\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{SeCl}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SeO}_2 + \text{Cl}_2$

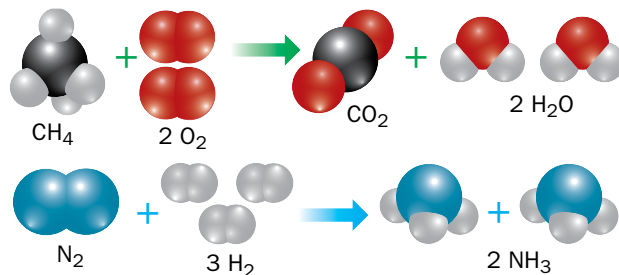
Las ecuaciones químicas ajustadas son:

- $\text{MgCl}_2 + \text{Li}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{MgCO}_3 + 2 \text{LiCl}$
- $\text{P}_4 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{P}_2\text{O}_3$
- $2 \text{MgI}_2 + \text{Mn}(\text{SO}_3)_2 \rightarrow 2 \text{MgSO}_3 + \text{MnI}_4$
- $\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + 4 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{SeCl}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SeO}_2 + 3 \text{Cl}_2$

- 4 Comprueba que se cumple la ley de conservación de la masa en las reacciones químicas anteriores considerando la masa de los átomos que forman las sustancias presentes en las mismas.

La ley de conservación de masa se cumple en todas las reacciones. Esto lo podemos comprobar haciendo un balance de átomos de cada elemento en reactivos y productos, lo que nos indicará que tenemos el mismo número de átomos de cada elemento antes y después del cambio. Como la masa de los átomos no varía en una reacción química, podemos concluir que la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.

- 5 A partir de la información del enunciado, indica qué enlaces se rompen y se forman en estos cambios químicos:



En el primer cambio químico, se rompen cuatro enlaces C-H y dos enlaces O-O; se forman dos enlaces C-O y cuatro enlaces O-H.

En el segundo, se rompen un enlace N-N y tres H-H; se forman 6 enlaces N-H.

Velocidad de reacción

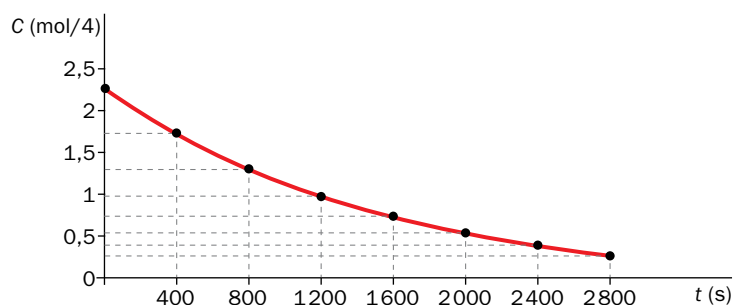
- 6 Explica cómo afecta la concentración de los reactivos a la velocidad de reacción, utilizando para ello la teoría de las colisiones.

Cuanto mayor es la concentración de los reactivos, mayor es la probabilidad de que se produzca una colisión efectiva; por tanto, mayor es la velocidad de la reacción.

- 7 Medimos la concentración de una sustancia que interviene en una reacción química y obtenemos los siguientes datos:

Tiempo (s)	Concentración (mol/L)	Tiempo (s)	Concentración (mol/L)
0	2,32	1600	0,73
400	1,72	2000	0,54
800	1,3	2400	0,39
1200	0,98	2800	0,28

- a) ¿Se trata de un reactivo o de un producto?
- b) Representa los datos de concentración frente al tiempo. La pendiente del gráfico en cada punto es una medida de la velocidad de reacción. ¿Aumenta o disminuye la velocidad de reacción según avanza la reacción? Explica tu observación.
- a) Se trata de un reactivo, pues su concentración va disminuyendo.
- b) En la gráfica se observa que la pendiente del gráfico va decreciendo, lo que indica que la velocidad de la reacción va siendo cada vez menor.



8 Explica cómo afecta la temperatura a la velocidad de una reacción química según la teoría cinética de la materia.

Un aumento de temperatura implica que ha ocurrido un aumento de la energía cinética de las partículas; por tanto, al producirse un choque entre varias partículas, con la orientación adecuada, la probabilidad de que la energía sea suficiente para que este sea un choque efectivo aumenta. Por ello, aumenta la velocidad de reacción.

9 Explica cuáles son las ventajas de utilizar catalizadores en reacciones que requieran de condiciones extremas de presión y/o temperatura.

Los catalizadores rebajan la energía de activación, la necesaria para que un choque sea efectivo. Por ello, se pueden dar choques efectivos en presencia de un catalizador a menor temperatura.

Cantidad de sustancia

10 Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) En un mol de agua hay el mismo número de moléculas que en un mol de butano.
- b) En un mol de agua hay el mismo número de átomos de hidrógeno que en un mol de butano.
- c) En un mol de agua hay un mol de átomos de oxígeno y dos mol de átomos de hidrógeno.
- d) En un mol de agua hay $1,8066 \cdot 10^{24}$ átomos.
- e) En un mol de agua hay $1,8066 \cdot 10^{24}$ moléculas.

a) Verdadero. b) Falso; en un mol de butano hay 5 veces más átomos de hidrógeno que en un mol de agua. c) Verdadero. d) Verdadero. e) Falso; en un mol de agua hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.

11 Completa la tabla con las cantidades que hay en 20 mol de agua:

	Cantidad de sustancia (mol)	Átomos o moléculas	Masa (g)	Masa molar (g/mol)
H ₂ O	20			18
H				1
O				16

En 20 mol de agua hay:

	Cantidad de sustancia (mol)	Átomos o moléculas	Masa (g)	Masa molar (g/mol)
H ₂ O	20	$1,2044 \cdot 10^{25}$	360	18
H	40	$2,4088 \cdot 10^{25}$	40	1
O	20	$1,2044 \cdot 10^{25}$	320	16

Página 143

12 Indica el número de átomos que hay en una muestra de 360 g de cobre.

Para calcular la cantidad de átomos calculamos, en primer lugar, la cantidad de cobre que hay en 360 g de este metal. Para ello necesitaremos la masa molar del cobre, que es 63,5 g/mol:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} ; n \text{ (mol)} = \frac{360 \text{ g}}{63,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \simeq 5,67 \text{ mol de Cu}$$

Calculamos ahora el número de átomos utilizando la constante de Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$):

$$N = 5,67 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} \simeq 3,41 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

13 Calcula las masas molares de estas sustancias a partir de los datos de masas atómicas promedio que se recogen en la Tabla Periódica. Recuerda que debes escribir la fórmula de cada una de ellas:

a) Cloruro de calcio.

e) Dicloro.

b) Plata.

f) Tricloruro de aluminio.

c) Trióxido de dihierro.

g) Ácido sulfhídrico.

d) Ozono.

h) Ácido sulfúrico.

a) CaCl_2 : 111 g/mol.e) Cl_2 : 71 g/mol.b) Ag : 107 g/mol.f) AlCl_3 : 133,5 g/mol.c) Fe_2O_3 : 160 g/mol.g) H_2S : 34 g/mol.d) O_3 : 48 g/mol.h) H_2SO_4 : 98 g/mol.**14** Calcula la molaridad de las siguientes disoluciones utilizando los datos de masas atómicas promedio que puedes encontrar en la Tabla Periódica.

a) 200 g de hidróxido de sodio en un volumen total de 500 mL.

b) 20 g de nitrato de sodio en agua hasta completar un volumen de 250 mL.

c) Una disolución de ácido nítrico en agua cuya densidad es $1,12 \text{ g/cm}^3$ y riqueza (% en masa) del 80%.

d) Una disolución preparada a partir de 200 mL de una disolución 2 M de ácido clorhídrico y agua hasta completar un volumen de 500 mL.

a) Calculamos la molaridad a partir de la cantidad de sustancia y el volumen de la disolución. Para calcular la cantidad de sustancia a partir de la masa, 200 g, necesitamos la masa molar del soluto, en este caso NaOH , que es 40 g/mol:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} ; n_{\text{NaOH}} \text{ (mol)} = \frac{200 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol}$$

Aplicamos ahora la definición de concentración molar, o molaridad, sustituyendo el valor de volumen expresado en litros (0,5 L):

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} = \frac{5 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 10 \text{ M}$$

b) Procediendo de forma análoga a la del apartado anterior, pero teniendo en cuenta que ahora la sustancia es nitrato de sodio (NaNO_3), cuya masa molar es 85 g/mol, obtenemos una concentración de 0,94 M.

c) En este caso la sustancia es ácido nítrico (HNO_3), cuya masa molar es 63 g/mol.

Para obtener la concentración molar, o molaridad, necesitamos conocer la cantidad de sustancia de soluto que contiene la disolución:

$$n_{\text{HNO}_3} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{M_{\text{HNO}_3}}$$

La masa de soluto no la conocemos, pero sabemos que es el 80% (riqueza) de la masa de la disolución:

$$m_{\text{HNO}_3} = \frac{80}{100} \cdot m_{\text{disolución}}$$

La masa de la disolución, para un volumen dado, podemos obtenerla a partir del dato de la densidad de la disolución:

$$d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V_{\text{disolución}}} = 1,12 \text{ g/cm}^3 = 1120 \text{ g/L} \rightarrow m_{\text{disolución}} = 1120 \text{ g/L} \cdot V_{\text{disolución}} \text{ (L)}$$

Por tanto:

$$n_{\text{HNO}_3} = \frac{0,8 \cdot m_{\text{disolución}}}{M_{\text{HNO}_3}} = \frac{0,8 \cdot 1120 \text{ g/L}}{63 \text{ g/mol}} \cdot V_{\text{disolución}} \text{ (L)}$$

Para un volumen dado de disolución, la concentración molar resulta:

$$M = \frac{n_{\text{HNO}_3}}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}} = \frac{0,8 \cdot 1120 \text{ g/L}}{63 \text{ g/mol}} \cdot \frac{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}} \simeq 14,2 \text{ M}$$

d) En este caso se trata de una dilución. Calculamos la cantidad de HCl presente en la disolución de partida, cuyo volumen es de 200 mL (0,2 L) y su concentración molar 2 M:

$$n_{\text{HCl}} = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,200 \text{ L} = 0,4 \text{ mol de HCl}$$

Calculamos ahora la nueva molaridad considerando que el volumen total de la disolución es de 500 mL (0,5 L)

$$M = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,8 \text{ M}$$

15 Calcula la cantidad de sustancia de ácido clorhídrico que presenta la disolución del apartado (d) del ejercicio anterior y la que había antes de que se llevara a cabo el proceso de dilución; ¿qué observas?

Para calcular la cantidad de sustancia multiplicamos el volumen, expresado en litros, por la molaridad: $0,2 \text{ L} \cdot 2 \text{ M} = 0,4 \text{ mol}$. Esta es la misma cantidad de sustancia que hay en la segunda disolución.

16 Se ha medido la concentración de una disolución utilizando un procedimiento de análisis, obteniéndose los datos siguientes:

Medida	Concentración (mol/L)
1	0,012
2	0,015
3	0,017
4	0,020
5	0,023
6	0,014

Expresa el valor medio de la concentración, indicando su error absoluto.

Calculamos la media aritmética de los datos de la tabla:

$$\bar{C} = \frac{0,012 + 0,015 + 0,017 + 0,020 + 0,023 + 0,014}{6} \simeq 0,017 \text{ mol/L}$$

Para calcular el error absoluto aplicamos:

$$\begin{aligned}
 (\Delta C)^2 &= \frac{(0,017 - 0,012)^2 + (0,017 - 0,015)^2 + (0,017 - 0,017)^2 + (0,017 - 0,020)^2}{6 \cdot (6 - 1)} + \\
 &+ \frac{(0,017 - 0,023)^2 + (0,017 - 0,014)^2}{6 \cdot (6 - 1)} = 2,8 \cdot 10^{-6} \\
 \Delta C &= \sqrt{2,8 \cdot 10^{-6}} = 0,002 \text{ mol/L}
 \end{aligned}$$

17 Calcula el número de átomos de hidrógeno que contiene una muestra de un gramo de amoníaco, cloruro de hidrógeno e hidróxido de calcio. ¿Qué masa de hidrógeno contiene cada una de las muestras?

Calculamos la cantidad de sustancia que hay en un gramo de cada sustancia del enunciado. Para ello, necesitaremos las masas molares, que son:

- Masa molar del amoníaco (NH_3): $M = 17 \text{ g/mol}$.
- Masa molar del cloruro de hidrógeno (HCl): $M = 36,5 \text{ g/mol}$.
- Masa molar del hidróxido de calcio (Ca(OH)_2): $M = 74 \text{ g/mol}$.

Calculamos la cantidad de sustancia dividiendo la masa, 1 g para todas las sustancias, entre la masa molar:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}$$

obtenemos:

$$n_{\text{NH}_3} \simeq 0,059 \text{ mol} ; n_{\text{HCl}} \simeq 0,027 \text{ mol} ; n_{\text{Ca(OH)}_2} \simeq 0,014 \text{ mol}$$

Multiplicando por la constante de Avogadro y el número de átomos de hidrógeno presentes en una unidad fundamental de cada sustancia obtenemos el número de átomos de hidrógeno en cada muestra:

- Para el NH_3 : $N = 3 \cdot n_{\text{NH}_3} \cdot N_A \simeq 1,062 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno.
- Para el HCl : $N = n_{\text{HCl}} \cdot N_A \simeq 1,65 \cdot 10^{22}$ átomos de hidrógeno.
- Para el Ca(OH)_2 : $N = 2 \cdot n_{\text{Ca(OH)}_2} \cdot N_A \simeq 1,63 \cdot 10^{22}$ átomos de hidrógeno.

La masa de hidrógeno en cada muestra, teniendo en cuenta que $1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$, resulta:

- Para el NH_3 : $m_{\text{H}} = 1,062 \cdot 10^{23} \text{ u} \simeq 0,17 \text{ g}$.
- Para el HCl : $m_{\text{H}} = 1,65 \cdot 10^{22} \text{ u} \simeq 0,027 \text{ g}$.
- Para el Ca(OH)_2 : $m_{\text{H}} = 1,63 \cdot 10^{22} \text{ u} \simeq 0,027 \text{ g}$.

18 Calcula la molaridad de una disolución de 70 g de cloruro de amonio en 500 mL de agua. ¿Cuántos átomos de H contiene?

Calculamos la cantidad de sustancia dividiendo la masa, 70 g, entre la masa molar, que para el cloruro de amonio, NH_4Cl , es de 53,5 g/mol:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} ; n \text{ (mol)} = \frac{70 \text{ g}}{53,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \simeq 1,31 \text{ mol}$$

Aplicamos ahora la definición de concentración molar, o molaridad, sustituyendo el valor del volumen expresado en litros (0,5 L):

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} = \frac{1,31 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} \simeq 2,62 \text{ M}$$

Multiplicando la cantidad de sustancia por la constante de Avogadro y por el número de átomos de hidrógeno presentes en una unidad fundamental de la sustancia, que son 4, obtenemos el número total de átomos de hidrógeno:

Para el NH_4Cl : $N = n \cdot N_A \cdot 4 \simeq 3,15 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno.

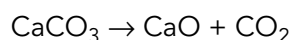
Cálculos estequiométricos

19 El carbonato de calcio se descompone por la acción del calor en óxido de calcio y dióxido de carbono.

a) Escribe la ecuación química ajustada.

b) Calcula qué cantidad de dióxido de carbono se forma si reaccionan 150 g de carbonato de calcio.

a) Escribimos la ecuación química:



b) Calculamos la cantidad de sustancia dato, CaCO_3 , a partir de su masa, 150 g. Para ello, necesitamos su masa molar, que calculamos a partir de las masas atómicas de carbono, calcio y oxígeno, y es 100 g/mol. Por tanto, la cantidad de sustancia vale:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} ; n \text{ (mol)} = \frac{150 \text{ g}}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,5 \text{ mol}$$

Como la relación entre coeficientes estequiométricos es 1:1, la cantidad de óxido de calcio formado será igual a la cantidad de carbonato de calcio que reacciona; es decir, 1,5 mol.

20 El hidróxido de litio reacciona con bromuro de hidrógeno para dar bromuro de litio y agua.

a) Escribe la ecuación química ajustada.

b) Calcula la cantidad de bromuro de hidrógeno que es necesaria para que reaccionen 5 mol de hidróxido de litio.

c) ¿A qué masa corresponden los resultados obtenidos en el apartado anterior?

d) Calcula las masas de productos que se obtiene a partir de los 5 mol de hidróxido de litio.

e) Verifica, con los datos del ejercicio, que se cumple la ley de conservación de la masa.

a) $\text{LiOH} + \text{HBr} \rightarrow \text{LiBr} + \text{H}_2\text{O}$ es la ecuación ajustada.

b) Como la proporción entre coeficientes estequiométricos es 1:1, la cantidad de HBr es igual a la de LiOH, es decir, 5 mol.

c) Para calcular la masa de cada sustancia necesitamos la masa molar de cada una de ellas, que obtenemos utilizando las masas atómicas del litio (6,9 u), oxígeno (16 u), hidrógeno (1 u) y bromo (79,9 u). Las masas molares son:

Para el LiOH: $M = 23,9 \text{ g/mol}$.

Para el HBr: $M = 80,9 \text{ g/mol}$.

La masa de cada sustancia es:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} ; m_{\text{LiOH}} \text{ (g)} = n_{\text{LiOH}} \text{ (mol)} \cdot M_{\text{LiOH}} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 5 \text{ mol} \cdot 23,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \simeq 120 \text{ g de LiOH}$$

$$m_{\text{HBr}} \text{ (g)} = n_{\text{HBr}} \text{ (mol)} \cdot M_{\text{HBr}} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 5 \text{ mol} \cdot 80,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \simeq 404 \text{ g de HBr}$$

- d) Calculamos la masa de los productos, teniendo en cuenta que la relación entre coeficientes estequiométricos es 1:1 y calculando previamente las masas molares de las sustancias:

Para el LiBr: $M = 86,8 \text{ g/mol}$.

Para el H_2O : $M = 18 \text{ g/mol}$.

La masa de cada sustancia es:

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}; m_{\text{LiBr}}(\text{g}) = n_{\text{LiBr}}(\text{mol}) \cdot M_{\text{LiBr}}\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) = 5 \text{ mol} \cdot 86,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \simeq 434 \text{ g de LiBr}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}}(\text{g}) = n_{\text{H}_2\text{O}}(\text{mol}) \cdot M_{\text{H}_2\text{O}}\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) = 5 \text{ mol} \cdot 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \simeq 90 \text{ g de H}_2\text{O}$$

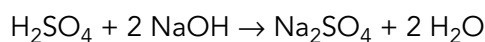
- e) Para comprobar que se cumple la ley de conservación de la masa sumamos las masas de los reactivos y las de los productos y las comparamos:

$$120 \text{ g} + 404 \text{ g} = 434 \text{ g} + 90 \text{ g}$$

$$524 \text{ g} = 524 \text{ g}$$

21 Se tienen 250 mL de una disolución de ácido sulfúrico 3 M. Calcula el volumen de disolución de hidróxido de sodio 1,5 M necesario para que reaccione por completo la disolución de ácido sulfúrico.

Escribimos la ecuación química:



Calculamos la cantidad de ácido sulfúrico presente en la disolución (0,25 L, 3 M, sustancia dato):

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 3 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,75 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Como la relación entre los coeficientes estequiométricos es 1:2, necesitaremos el doble de NaOH, es decir, 1,5 mol.

Para calcular la cantidad de disolución necesaria de concentración 1,5 M utilizamos la definición de molaridad:

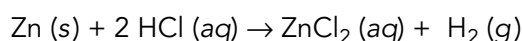
$$M = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{L})}; V(\text{L}) = \frac{n(\text{mol})}{M} = \frac{1,5 \text{ mol}}{1,5 \text{ M}} = 1 \text{ L}$$

Página 144

22 Los metales reaccionan con los ácidos liberando hidrógeno.

- Escribe la reacción entre el cinc y el ácido clorhídrico.
- Calcula el volumen necesario de una disolución de ácido clorhídrico 3 M para que reaccionen 60 g de cinc.
- Calcula el volumen de hidrógeno que se desprenderá si lo medimos a 1 atm y 298 K.
- Calcula las masas de todas las sustancias implicadas en esta reacción y verifica que se cumple la ley de conservación de la masa.

- a) La ecuación química ajustada es:



Solucionario descargado de: <https://solucionarios.academy/>

- b) Calculamos la cantidad de cinc que va a reaccionar a partir de la relación entre cantidad de sustancia y masa, donde tendremos en cuenta la masa molar del cinc, de 65,4 g/mol:

$$n_{\text{Zn}} \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = \frac{60 \text{ g}}{65,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \simeq 0,92 \text{ mol}$$

La cantidad de ácido clorhídrico necesaria la obtenemos a partir de la proporción en la que reacciona con el cinc:

$$\frac{2 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de Zn}} = \frac{x \text{ mol de HCl}}{0,92 \text{ mol de Zn}}$$

de donde resulta que necesitamos 1,84 mol de HCl.

Calculamos el volumen de la disolución de HCl a partir de la definición de molaridad:

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} ; V \text{ (L)} = \frac{n \text{ (mol)}}{M}$$

En nuestro caso, $n_{\text{HCl}} = 1,84 \text{ mol}$ y $M = 3 \text{ mol/L}$; por tanto:

$$V \text{ (L)} = \frac{1,84 \text{ mol}}{3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} \simeq 0,612 \text{ L} = 612 \text{ mL de disolución de HCl}$$

- c) Para calcular el volumen de hidrógeno desprendido necesitamos conocer la cantidad de sustancia, que coincide con la de cinc, puesto que la relación entre coeficientes estequiométricos es 1:1, es decir, 0,92 mol.

Utilizamos ahora la ecuación de los gases ideales para calcular el volumen medido a 298 K y 1 atm:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T ; V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,92 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \simeq 22,5 \text{ L}$$

- d) A partir de la cantidad de cada sustancia, y teniendo en cuenta sus respectivas masas molares, calculamos la masa de cada una de ellas:

$$m_{\text{Zn}} = 60 \text{ g}$$

$$n_{\text{HCl}} = 1,84 \text{ mol} \rightarrow m_{\text{HCl}} = 1,84 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g/mol} \simeq 67,2 \text{ g}$$

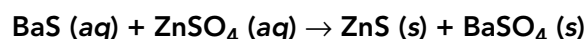
$$n_{\text{ZnCl}_2} = 0,92 \text{ mol} \rightarrow m_{\text{ZnCl}_2} = 0,92 \text{ mol} \cdot 136,4 \text{ g/mol} \simeq 125,5 \text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,92 \text{ mol} \rightarrow m_{\text{H}_2} = 0,92 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} \simeq 1,84 \text{ g}$$

Comprobamos que se cumple la ley de conservación de la masa:

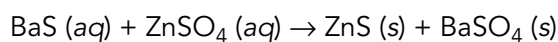
$$60 + 67,2 - 125,5 - 1,84 \simeq 0$$

23 El blanco litopón o blanco de bario ($\text{ZnS} + \text{BaSO}_4$) es un pigmento que se utiliza en acuarelas y que se prepara por precipitación de sales solubles a partir de sus disoluciones, según esta reacción química:



- Nombra todos los compuestos que aparecen en esta reacción química. ¿Cuáles son los reactivos y cuáles los productos?
- Calcula la masa de litopón que se obtiene cuando se hacen reaccionar 300 mL de una disolución de sulfato de cinc 0,2 M con la cantidad suficiente de una disolución 0,3 M de sulfuro de bario.
- Calcula el volumen de la disolución de sulfuro de bario que ha sido necesario.
- Busca información acerca del motivo por el cual no se puede utilizar este pigmento en pinturas al óleo.

a) La ecuación química ajustada es:



Por orden, las sustancias son: sulfuro de bario, sulfato de cinc, sulfuro de cinc y sulfato de bario; las dos primeras son reactivos y las otras dos, productos.

b) La cantidad de litopón vendrá dada por la suma de las masas de los productos de la reacción. Para poder calcularlas tendremos que calcular, en primer lugar, la cantidad de cada una de las sustancias que se produce, para lo que partiremos de la cantidad de la sustancia dato, que es, en este caso, sulfato de cinc (300 mL, es decir, 0,300 L; 0,2 M).

$$n_{\text{ZnSO}_4} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,300 \text{ L} = 0,06 \text{ mol de ZnSO}_4$$

Como la proporción entre coeficientes estequiométricos es 1:1 para todas las sustancias, concluimos que:

$$n_{\text{ZnS}} = 0,06 \text{ mol} \quad n_{\text{BaSO}_4} = 0,06 \text{ mol}$$

Para calcular la masa de cada uno de los productos necesitamos conocer su masa molar, que calculamos a partir de las masas atómicas del Zn (65,4 u), S (32 u), Ba (137 u) y O (16 u):

$$\text{Masa molar de ZnS: } M = 97,4 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masa molar de BaSO}_4: M = 233 \text{ g/mol}$$

Calculamos ahora la masa de cada sustancia a partir de la definición de masa molar:

$$m_{\text{ZnS}} = 0,06 \text{ mol} \cdot 97,4 \text{ g/mol} = 5,84 \text{ g}$$

$$m_{\text{BaSO}_4} = 0,06 \text{ mol} \cdot 233 \text{ g/mol} = 13,98 \text{ g}$$

Por tanto, la masa de litopón producida es $5,84 \text{ g} + 13,98 \text{ g} \simeq 19,8 \text{ g}$

c) Para calcular el volumen necesario de disolución de BaS, de concentración molar 0,3 M, calculamos el volumen de esta disolución necesario para tener los 0,06 mol que reaccionan. Para ello utilizamos la definición de molaridad:

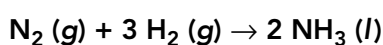
$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} \quad ; \quad V \text{ (L)} = \frac{n \text{ (mol)}}{M}$$

En nuestro caso, $n_{\text{BaS}} = 0,06 \text{ mol}$ y $M = 0,3 \text{ mol/L}$; por tanto:

$$V \text{ (L)} = \frac{0,06 \text{ mol}}{0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,2 \text{ L} = 200 \text{ mL de disolución de BaS}$$

d) No se utiliza este pigmento en pinturas al óleo porque se trata de un pigmento hidrosoluble.

24 Calcula el volumen de amoníaco, medido a 68 °C y 704 mmHg, que se obtiene si reaccionan 27,4 L de nitrógeno, medidos en las mismas condiciones, con el suficiente hidrógeno según la reacción:



¿Qué cantidad de hidrógeno sería necesaria para que se produjera la reacción?

Partimos de la ecuación química, que nos indica que la proporción entre las cantidades de reactivos y productos es:

$$n_{\text{NH}_3} : n_{\text{H}_2} : n_{\text{N}_2} = 2 : 3 : 1$$

La sustancia dato es el nitrógeno y la sustancia incógnita es el amoníaco, que se encuentran en la proporción:

$$n_{\text{NH}_3} : n_{\text{N}_2} = 2 : 1$$

Esta proporción se mantiene entre los volúmenes de las sustancias si se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura, de lo que deducimos que:

$$V_{\text{NH}_3} = 2 \cdot V_{\text{N}_2} = 2 \cdot 27,4 \text{ L} = 54,8 \text{ L}$$

Para calcular la cantidad de hidrógeno partimos del volumen de gas medido en las condiciones del enunciado ($p = 704 \text{ mmHg} \approx 0,926 \text{ atm}$; $T = 68 \text{ }^\circ\text{C} = 341 \text{ K}$). Este volumen se puede calcular utilizando la proporción entre amoníaco e hidrógeno, o entre nitrógeno e hidrógeno; utilizando esta última, tenemos que:

$$V_{\text{H}_2} = 3 \cdot V_{\text{N}_2} = 3 \cdot 27,4 \text{ L} = 82,2 \text{ L}$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales, tenemos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad ; \quad n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,962 \text{ atm} \cdot 82,2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 341 \text{ K}} \approx 2,8 \text{ mol}$$

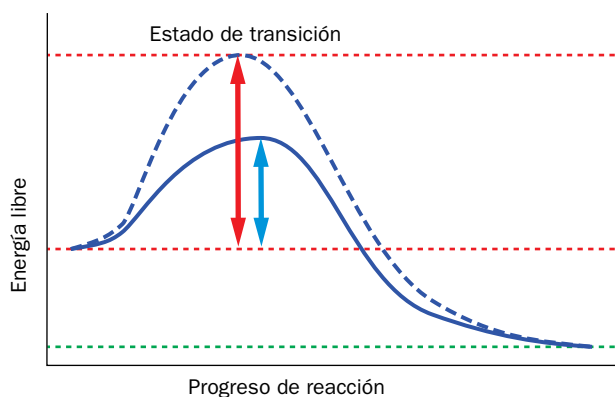
La energía en las reacciones químicas

25 Explica por qué las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La energía asociada a los enlaces químicos y a las fuerzas intermoleculares es energía cinética.
- La variación de energía que se produce en una reacción endotérmica es positiva.
- La energía de activación es la diferencia de energía entre los reactivos y los productos de una reacción química.
- El calor de reacción siempre es positivo.
- Todas las reacciones necesitan superar una barrera de energía para iniciarse.
- La energía del complejo activado es mayor que la energía de los reactivos y que la de los productos.

- Falsa; es energía química.
- Verdadera.
- Falsa; es la diferencia de energía entre los reactivos y el estado de transición.
- Falsa; puede ser positivo o negativo.
- Verdadera.
- Verdadera.

26 Indica en el diagrama cuál es la representación de la reacción catalizada. ¿Se trata de una reacción endotérmica o exotérmica?



La reacción catalizada es la que se representa en línea continua, pues es la que tiene menor energía de activación. Se trata de una reacción exotérmica, pues la energía de los productos es menor que la de los reactivos.

27 Se ha medido el calor de combustión de un combustible y se han obtenido los siguientes datos:

Medida	Calor combustión (kJ/mol)
1	-2190,3
2	-2202,7
3	-2180,5
4	-2144,6
5	-2210,1
6	-2165,2

Calcula el valor del calor de combustión y su error absoluto.

Calculamos la media aritmética de los datos de la tabla:

$$\bar{E} = \frac{-2190,3 - 2202,7 - 2180,5 - 2144,6 - 2210,1 - 2165,2}{6} \simeq -2182,2 \text{ kJ}$$

Para calcular el error absoluto aplicamos:

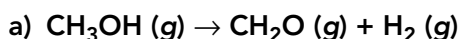
$$(\Delta E)^2 = \frac{(2190,3 - 2182,2)^2 + (2202,7 - 2182,2)^2 + (2180,5 - 2182,2)^2}{6 \cdot (6 - 1)} + \frac{(2144,6 - 2182,2)^2 + (2210,1 - 2182,2)^2 + (2165,2 - 2182,2)^2}{6 \cdot (6 - 1)} = 246,3$$

$$\Delta E = \sqrt{246,3} = 15,69 \simeq 20$$

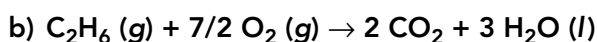
Por tanto, el calor de combustión es 2180 ± 20 kJ.

Página 145

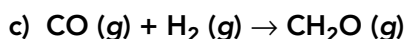
28 A partir de estas ecuaciones termoquímicas:



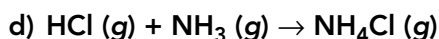
$$Q_r = 54,5 \text{ kJ}$$



$$Q_r = -3119,6 \text{ kJ}$$



$$Q_r = 21,3 \text{ kJ/mol}$$



$$Q_r = -175,9 \text{ kJ}$$

Indica cuáles de ellas son endotérmicas y cuáles exotérmicas.

Las reacciones exotérmicas son la b) y la d), pues su calor de reacción es negativo.

29 A partir de los datos de la actividad anterior, calcula el calor que se desprende al reaccionar 71 g de HCl (g) según la reacción del apartado d).

Para calcular la energía en forma de calor que se desprende debemos calcular la cantidad de sustancia que reacciona (HCl) a partir de la masa, 71 g, y de su masa molar, que calculamos a partir de las masas atómicas del hidrógeno (1 u) y del cloro (35,5 u):

$$M = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = \frac{71 \text{ g}}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \simeq 1,94 \text{ mol}$$

Multiplicando por el calor de reacción, $-175,9 \text{ kJ/mol}$, obtenemos:

$$Q = -175,9 \text{ kJ/mol} \cdot 1,94 \text{ mol} \simeq 342,16 \text{ kJ}$$

30 El calor de combustión de algunos hidrocarburos saturados es el que se muestra en la tabla:

	PC (kJ/mol)
Metano	879
Propano	2 192
Butano	2 850
Octano	5 438
Hexadecano	10 663

FE DE ERRATAS DE LA PRIMERA EDICIÓN DEL LIBRO DEL ALUMNADO: La tabla de los calores de combustión correcta es la que se ofrece en este solucionario.

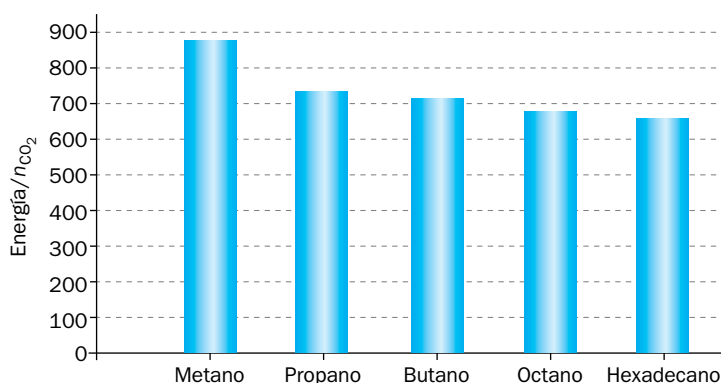
- Calcula la cantidad de dióxido de carbono desprendido en la combustión de un mol de cada hidrocarburo.
 - Calcula la energía en forma de calor que se libera en la combustión de un mol de cada hidrocarburo y realiza un gráfico en el que compares la cantidad de dióxido emitido con la energía liberada. ¿Qué observas?
- a) Para calcular el dióxido de carbono desprendido necesitamos ajustar las ecuaciones químicas de combustión; en este ajuste observamos que se producen tanta cantidad de dióxido de carbono como carbonos posea la sustancia combustible:

	n de CO ₂ (mol)
Metano	1
Propano	2
Butano	4
Octano	8
Hexadecano	16

b) Dividimos la energía producida entre la cantidad de dióxido de carbono emitida y tenemos:

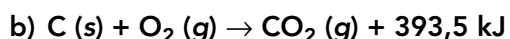
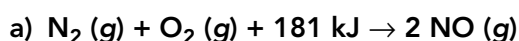
	PC (kJ/mol)	n de CO ₂ (mol)	Energía/n de CO ₂
Metano	879	1	879,17
Propano	2 192	2	730,56
Butano	2 850	4	712,50
Octano	5 438	8	679,69
Hexadecano	10 663	16	666,41

Representamos gráficamente estos valores para la serie de hidrocarburos:



Se observa que cuanto mayor es la cantidad de dióxido de carbono emitido en la reacción de combustión de 1 mol de cada combustible, menor es la energía liberada por cada mol de CO₂. Esto significa que la combustión de metano produce mayor cantidad de energía por cada mol de CO₂ liberado a la atmósfera que el resto de combustibles.

31 Escribe el calor de reacción a partir de esta información:



¿Son reacciones endotérmicas o exotérmicas?

La primera reacción es endotérmica y la segunda es exotérmica. Por tanto, los calores de reacción son:

a) $Q_r = +181 \text{ kJ/mol}$.

b) $Q_r = -393,5 \text{ kJ/mol}$.