

Unidad 5 Elementos y compuestos

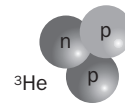
EJERCICIOS PROPUESTOS

1. ¿Cómo puedes averiguar a qué elemento representa el modelo nuclear de átomo del margen?

Dibuja algún otro átomo distinto del mismo elemento.

Miramos en la tabla periódica a qué elemento corresponde un número atómico $Z = 2$, y vemos que corresponde al helio. Decimos que es helio-4 porque tiene dos protones y dos neutrones.

El helio-3 es un átomo con solo un neutrón en su núcleo y que también corresponde al elemento helio.



2. Según Lavoisier, ¿podría una sustancia ser considerada hoy como simple, y mañana no?

¿Por qué la luz y el calor no son elementos?

En efecto, según la afirmación de Lavoisier: "ciertas sustancias se comportan para nosotros como sustancias simples porque todavía no hemos descubierto el modo de separarlas". En el momento en que una sustancia considerada simple se consiga separar en otras más básicas, aquella deja de ser considerada como simple.

La luz y el calor no obedecen a la definición de elemento, ya que, para empezar, no están formados por átomos.

3. A juzgar por el número de electrones de valencia, ¿dónde deberían situarse el hidrógeno y el helio en el SP? ¿Qué le debe pasar al átomo de H para adquirir la configuración del He?

El hidrógeno tiene un electrón de valencia, luego debería situarse en el grupo 1, junto a los alcalinos. El helio tiene dos electrones de valencia, luego debería situarse, si solo atendemos a eso, en el grupo 2, junto a los alcalinotérreos.

Cuando el H adquiere un electrón más en su corteza pasa a tener la configuración electrónica del He.

4. Ciertos elementos se conocían tradicionalmente como metales de acuñación. Busca información sobre ellos e indica qué grupo de la tabla periódica forman.

Se llaman así los elementos del grupo 11 (cobre, plata, oro), aunque es un nombre no reconocido por la IUPAC.

5. Analiza la gráfica que muestra la abundancia en el sistema solar de los elementos desde $Z = 1$ a $Z = 36$ y responde a las siguientes preguntas:

- ¿Cuáles son el metal, el no metal y el semimetal más abundantes?
- ¿Cuáles son halógenos? ¿Cuál es el más abundante?
- Enumera, según su abundancia, los que constituyen la materia viva.

a) El metal más abundante es el de número atómico 26: Fe (seguido por el magnesio, $Z = 12$, si bien su abundancia es mayor por número de átomos). El no metal más abundante es el de número atómico 1: H. El semimetal más abundante es el de número atómico 14: Si.

b) Los halógenos son: F (9), Cl (17), Br (35), I, At. El más abundante es el cloro.

c) Los que constituyen la materia viva son: H (1), O (8), C (6), N (7), S (16), P (15).

6. Analiza la siguiente afirmación: "Una agrupación estable de átomos está formada por millones de átomos iguales ordenados en el espacio". Esta agrupación, ¿sería una molécula o un cristal? ¿Correspondería a un elemento o a un compuesto?

Los cristales están formados por un número indefinido de átomos, moléculas o iones que se disponen en una estructura tridimensional regular. Por tanto, se trata de un cristal y corresponde a un elemento, ya que todos los átomos son iguales.

7. En el caso de que nos dijese que una agrupación estable de átomos está formada por 3 átomos, 2 de oxígeno y 1 de azufre, ¿nos estarían hablando de una molécula o de un cristal? ¿Sería una sustancia simple o un compuesto?

Las moléculas están formadas por un número definido de átomos, generalmente pequeño. Se denominan diatómicas si contienen dos átomos, triatómicas si contienen tres, etc. Así pues, una agrupación formada por dos átomos de oxígeno y uno de azufre constituye una molécula (SO_2). La molécula es de un compuesto, ya que está formada por átomos diferentes.

8. Si aceptamos que solo son iónicos los compuestos formados por metal y no metal, ¿cuáles de estos compuestos no lo son?: KCl , CO_2 , CCl_4 , NaI y KBr .

No son compuestos iónicos: CO_2 y CCl_4 .

9. Un cristal de sal común, ¿conduce la corriente eléctrica? Explica por qué un compuesto iónico es conductor cuando está fundido o disuelto.

En estado sólido, un cristal de cloruro sódico no conduce la corriente, ya que los iones permanecen fijos en la red.

Cuando se funde el cristal o se disuelve, los iones adquieren movilidad, lo que les hace capaces de conducir la corriente.

10. Clasifica los siguientes compuestos según su tipo de enlace: SiO₂, KCl, Na₂S, Br₂ y Cu.

Presentan enlace iónico: KCl, Na₂S.

Presentan enlace covalente: SiO₂, Br₂.

Presenta enlace metálico: Cu.

11. Representa, mediante diagramas de Lewis, la molécula de cloro (Cl₂) y la de cloruro de hidrógeno (HCl).



12. Tanto las redes cristalinas iónicas como las redes cristalinas metálicas poseen iones en su estructura.

a) ¿Qué diferencias hay entre ellas?

b) Diseña un experimento que permita distinguir entre cristales de cada clase.

a) La red iónica tiene iones de distinto signo (aniones y cationes). La red metálica está formada por un solo tipo de átomos que ocupan los nudos de la red y comparten sus electrones; es decir, todos sus iones son positivos e iguales.

b) La conductividad permite diferenciar ambos tipos de redes: la red metálica será conductora y la red iónica no.

Procedimiento: Se coloca en una cápsula de porcelana una muestra de sólido y se introducen en ella dos electrodos de grafito unidos a una pila. Cierra el circuito para comprobar si existe paso de corriente.

13. Calcula la masa molecular de la sacarosa, cuya fórmula es C₁₂H₂₂O₁₁. Determina la masa en kilogramos de una molécula de sacarosa.

$$\text{Masa molecular: } 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342 \text{ u}$$

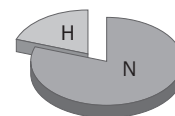
$$\frac{0,342 \text{ (kg)}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ (moléculas)}} = 5,68 \cdot 10^{-25} \text{ kg molécula}^{-1}$$

14. Halla la composición centesimal del amoníaco, NH₃. Después, utilizando un programa de cálculo como Excel, elabora una representación en un diagrama circular.

$$\text{Masa molecular: } 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ u}$$

$$\% \text{ N} = \frac{14}{17} \cdot 100 = 82,4\%$$

$$\% \text{ H} = \frac{3}{17} \cdot 100 = 17,6\%$$



15. Determina la cantidad de plata que hay en 25 g de cloruro de plata, AgCl.

$$\text{Masa molar: } 107,9 + 35,5 = 143,4 \text{ g/mol}$$

$$\frac{107,9 \text{ (g Ag)}}{143,4 \text{ (g AgCl)}} = \frac{x \text{ (g Ag)}}{25 \text{ (g AgCl)}} \Rightarrow x = 18,8 \text{ g de Ag}$$

16. Utilizando la herramienta que se proporciona en <http://www.e-sm.net/fq3eso40>, determina la cantidad de carbono que hay en 50 g de glucosa (C₆H₁₂O₆).

$$\frac{72 \text{ (g C)}}{180 \text{ (g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = \frac{x \text{ (g C)}}{50 \text{ (g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} \Rightarrow x = 20 \text{ g de C}$$

17. Un mol de cierto compuesto pesa 112 g. ¿Cuál es la masa de una molécula en unidades de masa? ¿Cuántas moléculas de compuesto hacen falta para completar 200 g?

$$\frac{112 \text{ (g)}}{200 \text{ (g)}} = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ (moléculas)}}{x} \Rightarrow x = 1,08 \cdot 10^{24} \text{ moléculas para completar 200 g}$$

18. Se ha preparado una disolución de cloruro potásico (KCl) disolviendo 5 g en agua destilada y completando hasta obtener 500 mL de disolución. Calcula su concentración molar.

$$c = \frac{m}{MV} = \frac{5 \text{ (g)}}{74,6 \text{ (g mol}^{-1}) \cdot 0,5 \text{ (L)}} = 0,134 \text{ M}$$

TRABAJO EN EL LABORATORIO

1. Deduce el tipo de enlace que se da en cada sustancia a partir de las propiedades que has comprobado.

Sal común: iónico. Arena: red covalente. Parafina: covalente. Plomo: metálico.

2. Investiga cómo se podría fundir arena o sal.

Para fundir la sal se necesitan temperaturas de 800 °C, que se pueden alcanzar con un mechero Fisher. Para fundir la arena, hay que llegar hasta los 3000 °C. La reacción entre el óxido de hierro y el azufre puede alcanzar esta temperatura. Mezclando a partes iguales polvo de azufre y óxido de hierro e iniciando la reacción con una gota de ácido sulfúrico, se genera una reacción muy exotérmica que puede superar los 3000 °C.

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

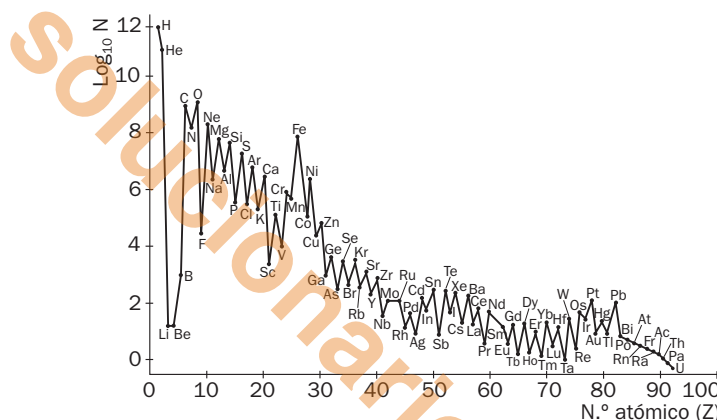
ACTIVIDADES

20. Comenta la frase siguiente: "Desde un punto de vista puramente físico las estrellas son hornos nucleares enormes. Mediante un proceso conocido como fusión nuclear, y usando el hidrógeno y el helio como combustible, producen el resto de elementos químicos más pesados".

- a) ¿Puedes adivinar en qué consiste esa fusión nuclear? (Analiza la gráfica del problema 21).
- b) ¿Qué significa entonces la frase: "somos, en cierto modo, hijos de las estrellas"?
- c) Investiga en este enlace: www.e-sm.net/fq3eso41 cuál es aproximadamente la temperatura a la que funciona ese horno y cómo se clasifican las estrellas en función de ella.

En efecto, el hidrógeno y el helio son los constituyentes fundamentales de una estrella y en ella, a temperaturas enormes, se producen procesos nucleares que hacen que los núcleos de H y He se fusionen para dar elementos más pesados, como el carbono, el cual forma parte de los seres vivos. De ahí que la frase citada en b) sea verdadera, entendida en el sentido de que el carbono y los átomos que constituyen nuestro cuerpo se han formado a partir de esos procesos de fusión.

21. La gráfica muestra la abundancia relativa de los elementos químicos en el universo.



Analízala y descubre a qué elementos se refieren en cada caso las siguientes frases:

- a) Su nombre es el dios del Sol en griego y es muy abundante en las estrellas.
 - b) Es uno de los metales más abundantes, además está presente en la sangre.
 - c) Los no metales más abundantes en los seres vivos.
 - d) Gas a temperatura ambiente, el más abundante en los seres vivos y en la corteza terrestre.
 - e) El metal alcalinotérreo más abundante de todos.
- a) He; b) Fe; c) H, O, C, N, S y P; d) O; e) Mg.

22. Razona cuál de las siguientes afirmaciones es falsa.

- a) La regla del octeto es útil, pero presenta numerosas excepciones.
- b) El hidrógeno y el litio adquieren su estabilidad con 2 electrones en su última capa, no con 8.
- c) El hidrógeno es el elemento más abundante del universo.
- d) También es el más abundante de los seres vivos.

Es falsa la d.

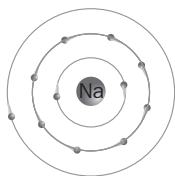
23. Razona cuál de estas afirmaciones es verdadera.

- a) Los nudos de una red cristalina están ocupados siempre por iones.
- b) Las redes cristalinas metálicas son las que presentan más dureza.
- c) Las redes cristalinas covalentes son las únicas que no conducen la electricidad.
- d) Las redes cristalinas covalentes son muy poco solubles en agua.

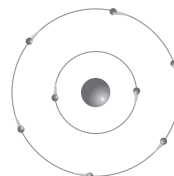
Es correcta la d.

24. El número atómico del sodio es 11. Describe el tipo de enlace que formará con el oxígeno. ¿Qué propiedades pueden esperarse para el compuesto resultante?

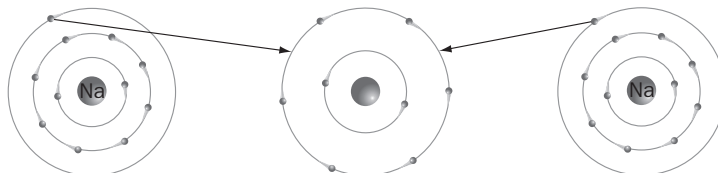
La estructura del sodio es:



Y la del oxígeno es:



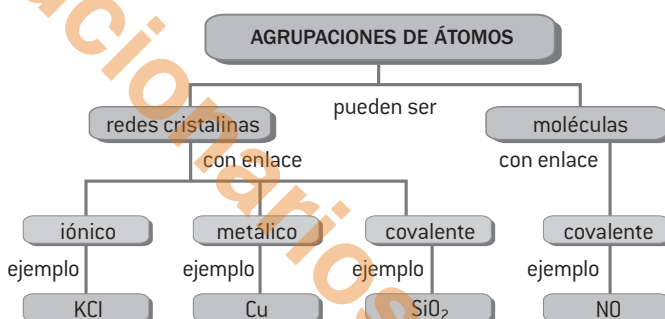
El sodio cumple la regla del octeto desprendiéndose de su electrón más externo. El oxígeno, sin embargo, necesita captar dos electrones. Harán falta dos sodios que aporten cada uno un electrón. Así:



Se forman los iones: $\text{Na}^+ \text{O}^{2-} \text{Na}^+$. Ello da lugar a un enlace iónico cuyas propiedades previsible son:

Sólido a temperatura ambiente, con punto de fusión elevado. Duro y difícil de rayar. Soluble en agua. No conduce la electricidad en estado sólido, porque los iones están fijos en la estructura cristalina, pero sí cuando está fundido o disuelto.

26. Completa con las palabras siguientes el esquema inferior: *moléculas, redes cristalinas, iónico, covalente, metálico, cloruro de potasio (KCl), óxido nítrico (NO), cobre (Cu) y cuarzo (SiO₂)*.



27. Explica los siguientes hechos:

- a) Si se combina un átomo de Ca con otro de S, ambos adoptan la estructura electrónica del Ar.
- b) Las redes cristalinas iónicas son frágiles, pero las metálicas no.
- c) Algunas redes son conductoras de la electricidad en estado sólido y otras no.

a) En efecto, el calcio tiene 20 electrones en estado neutro. Si forma un ion Ca^{2+} pierde dos electrones, quedándose con 18, los mismos que el Ar. Igualmente el S, que tiene 16 electrones, gana dos electrones para formar el ion S^{2-} , con lo que adquiere también la misma configuración de 18 electrones que el Ar.

b) Las redes cristalinas iónicas son frágiles debido a que al desplazar las capas de iones, alternativamente positivos y negativos, pueden coincidir (+) con (+) y (-) con (-) a lo largo de un número ingente de iones, con lo cual se genera una fuerza repulsiva de origen eléctrico que hace que el cristal se fracture.

En cambio las redes metálicas no tienen iones + y -, sino que todos ellos son iones positivos, con lo cual, al desplazar una capa sobre otra la disposición final es siempre idéntica a la anterior. Se dice que son maleables.

c) Efectivamente, las redes metálicas son conductoras en estado sólido, ya que la nube electrónica que envuelve todo el cristal permite la conducción de la electricidad. Sin embargo, en la red cristalina iónica, las cargas ocupan posiciones fijas en los nudos de la red, por lo que no son móviles y no pueden conducir la electricidad.

28. Teniendo en cuenta el tipo de enlace que forma cada sustancia, completa en tu cuaderno la siguiente tabla poniendo SÍ o NO en las casillas.

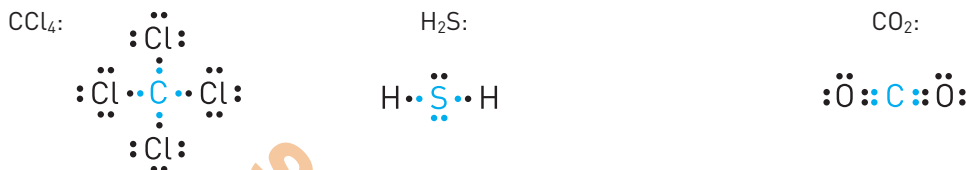
Sustancia	Sólido a T ambiente	Soluble en H ₂ O	Conductor en estado sólido
Hg	NO	NO	SÍ
KCl	SÍ	SÍ	NO
SiO ₂	SÍ	NO	NO
O ₂	NO	SÍ (MUY POCO)	NO

29. Al escribir las columnas se nos han intercambiado algunas propiedades. Colócalas correctamente:

Moléculas	Cristales
Número definido de átomos	Número variable de átomos
Son siempre sólidos a temperatura ambiente	Temperaturas de fusión y ebullición bajas
Son estructuras gigantes	Por lo general, son agregados de pocos átomos
Ejemplo: CO, N ₂	Ejemplo: sodio metal

Moléculas	Cristales
Número definido de átomos	Número variable de átomos
Temperaturas de fusión y ebullición bajas	Son siempre sólidos a temperatura ambiente
Por lo general, son agregados de pocos átomos	Son estructuras gigantes
Ejemplo: CO, N ₂	Ejemplo: sodio metal

30. Representa los diagramas de Lewis de las siguientes moléculas: CCl₄, H₂S y CO₂.



31. Con ayuda del sistema periódico, decide y razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- La masa molecular del cloruro cálcico, de fórmula CaCl₂, es 111 u.
 - Una molécula de agua tiene una masa de 18 g.
 - La masa de un átomo de cobre es 1,05 · 10⁻²² g.
 - No se puede expresar la masa de un átomo en gramos.
- Verdadera. En efecto, 40 + 35,5 · 2 = 111 u
 - Falsa. La masa de 18 g corresponde a 1 mol de agua, no a una molécula, que serían 18 u.
 - Verdadera. Un átomo de Cu son 63,5 u, es decir: 63,5 · 1,66 · 10⁻²⁴ = 1,05 · 10⁻²² g
 - Puede significar dos cosas: que el número que expresa la masa atómica no viene dado en gramos, lo cual es verdad; sin embargo sí se puede dar la masa de un átomo en gramos, haciendo las operaciones oportunas.

32. Halla la composición centesimal de las siguientes sales de metales preciosos:

- Cloruro de plata (AgCl).
 - Sulfuro de oro (III) (Au₂S₃).
 - Bromuro de paladio (II) (PdBr₂).
- Masas moleculares: Ag: 107,9; Cl: 35,45; AgCl: 143,4 u $\% \text{Ag} = \frac{107,9}{143,3} \cdot 100 = 75,24\%$ $\% \text{Cl} = \frac{35,45}{143,3} \cdot 100 = 24,72\%$
 - Masas moleculares: Au: 197; S: 32; Au₂S₃: 490 u $\% \text{Au} = \frac{2 \cdot 197}{490} \cdot 100 = 80,4\%$ $\% \text{S} = \frac{3 \cdot 32}{490} \cdot 100 = 19,6\%$
 - Masas moleculares: Pd: 106,4; Br: 79,9; PdBr₂: 266,2 u $\% \text{Pd} = \frac{106,4}{266,2} \cdot 100 = 39,97\%$ $\% \text{S} = \frac{2 \cdot 79,9}{490} \cdot 100 = 60,03\%$

33. Durante siglos, el cinabrio (HgS) extraído en Almadén (Ciudad Real) ha suministrado la mayor parte del mercurio consumido en el mundo.

- Determina la composición en porcentaje del cinabrio.
- ¿Cuánto mercurio se puede obtener a partir de 1 t de cinabrio?
- ¿Qué problemas ambientales genera el mercurio?
- ¿Qué medidas ha planteado al respecto la Unión Europea? Investiga estas cuestiones en su página web a través del enlace: www.e-sm.net/fq3eso42.

- Masa molar = 200,6 + 32 = 232,6 g/mol $\% \text{Hg} = \frac{200,6}{232,6} \cdot 100 = 86,24\%$ $\% \text{S} = \frac{32}{232,6} \cdot 100 = 13,76\%$
- $\frac{232,6 \text{ (g HgS)}}{200,6 \text{ (g Hg)}} = \frac{10^6 \text{ (g HgS)}}{x} \Rightarrow x = 862425 \text{ g Hg} = 862,4 \text{ kg Hg}$
- El mercurio es una sustancia extremadamente tóxica para los seres humanos, los ecosistemas y la naturaleza. Puede ser mortal en dosis elevadas y dosis relativamente bajas bastan para dañar el sistema nervioso.
- Reducir las emisiones de mercurio; restringir la oferta y la demanda de esta sustancia; gestionar las cantidades de mercurio actualmente existentes; prevenir la exposición de las poblaciones; mejorar la comprensión del problema y sus soluciones; promover iniciativas internacionales en este ámbito.

35. A partir de la masa molecular de las sustancias: H_2SO_4 ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_4$; C_4H_{10} , calcula:

a) La masa en gramos de una molécula de H_2SO_4 .

b) Las moléculas de C_4H_{10} que hacen falta para completar 1 g de sustancia.

c) La composición en porcentaje del $\text{Pb}(\text{NO}_3)_4$.

a) Masa molecular del H_2SO_4 : $2 + 32 + 64 = 98$ u. Su masa en gramos será: $98 \text{ (u)} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ (g u}^{-1}\text{)} = 1,63 \cdot 10^{-22} \text{ g}$

b) Masa molecular: $12 \cdot 4 + 10 = 58$ u. N.º moléculas = $1 \text{ (g)} \cdot 1,04 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$

c) Masa molecular: $207 + 14 \cdot 4 + 16 \cdot 12 = 455$ u

$$\% \text{ Pb} = \frac{207}{455} \cdot 100 = 45,5\%$$

$$\% \text{ N} = \frac{56}{455} \cdot 100 = 12,3\%$$

$$\% \text{ O} = \frac{192}{455} \cdot 100 = 42,2\%$$

36. La cromita, FeCr_2O_4 , es una mena del cromo.

a) Calcula la masa en gramos de 10^{12} moléculas de cromita.

b) Calcula la composición en porcentaje.

c) Si el rendimiento fuera del 80%, ¿qué masa de cromo se podría obtener con 1 t de cromita?

a) Masa molecular: $55,8 + 52 \cdot 2 + 16 \cdot 4 = 223,8$ u

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ (moléc.)}}{1 \text{ (mol)}} = \frac{10^{12} \text{ (moléc.)}}{x \text{ (mol)}} \Rightarrow x = 1,66 \cdot 10^{-12} \text{ moles. Es decir: } 1,66 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot 223,8 \text{ g mol}^{-1} = 3,7 \cdot 10^{-10} \text{ g}$$

$$\text{b) } \% \text{ Fe} = \frac{55,8}{223,8} \cdot 100 = 24,9\%$$

$$\% \text{ Cr} = \frac{2 \cdot 52}{223,8} \cdot 100 = 46,5\%$$

$$\% \text{ O} = \frac{4 \cdot 16}{223,8} \cdot 100 = 28,6\%$$

c) Con 1 t de cromita saldrían $0,465 \cdot 1000 = 465$ kg de Cr. Pero si el rendimiento es del 80%, será: $0,8 \cdot 465 = 372$ kg

37. Ordena de menor a mayor las masas de las siguientes muestras:

a) 8 mol de ozono (O_3).

c) 60 mol de amoníaco (NH_3).

b) 0,5 mol de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

d) 4 m³ de aire de densidad 1,3 g/L.

$$\text{a) } 8 \cdot 16 \cdot 3 = 384 \text{ g}$$

$$\text{c) } 60 \cdot (14 + 3) = 1020 \text{ g}$$

$$\text{b) } 0,5 \cdot (12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 16 \cdot 11) = 171 \text{ g}$$

$$\text{d) } 4000 \text{ (L)} \cdot 1,3 \text{ (g/L)} = 5200 \text{ g}$$

Ordenado quedaría: (b) 171 g < (a) 384 g < (c) 1020 g < (d) 5200 g

38. Realiza los cálculos necesarios y completa en tu cuaderno el siguiente párrafo:

La masa molecular del ácido sulfúrico (H_2SO_4) es 98 u; por tanto, 200 g de ácido son 2,04 mol.

A partir de esta cantidad de azufre se pueden obtener 2,04 mol de átomos de azufre (S), 4,08 mol de átomos de hidrógeno y 8,16 mol de átomos de oxígeno.

39. Dados 1,5 mol de carbonato de potasio, K_2CO_3 , halla:

a) Los moles de potasio que se pueden obtener.

b) Los gramos de carbono que se pueden obtener.

c) Los átomos de oxígeno que contienen.

Toma los datos necesarios del SP.

$$\text{a) Se pueden obtener: } 2 \cdot 1,5 = 3 \text{ mol de K}$$

$$\text{b) Se pueden obtener 1,5 mol de C, que son: } 12 \cdot 1,5 = 18 \text{ g}$$

$$\text{c) Se pueden obtener: } 1,5 \cdot 3 = 4,5 \text{ mol de O, que son: } 4,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,7 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$

40. La cantidad de feromona, $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$, secretada por un insecto hembra es alrededor de 10^{-12} g.

a) ¿Cuántas moléculas hay en esa cantidad y cuántas más harían falta para completar 1 mol?

b) ¿Qué es una feromona? ¿Qué función tiene en los insectos? Puedes investigar en la página www.e-sm.net/fq3eso43.

a) Masa molar: $12 \cdot 19 + 38 + 16 = 282$ u

$$\frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ (moléc.)}}{1 \text{ (mol)}} = \frac{x \text{ (moléc.)}}{3,55 \cdot 10^{-15} \text{ (mol)}}; x = 2,1 \cdot 10^9 \text{ moléc.}$$

Faltan $6,02 \cdot 10^{23} - 2,1 \cdot 10^9$ moléculas para completar 1 mol.

b) Las feromonas son sustancias químicas secretadas por un individuo con el fin de provocar un comportamiento determinado en otro individuo de la misma u otra especie. Los insectos las utilizan como medio de comunicación codificado, tanto para atraerse sexualmente como para otros fines.

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

41. Completa los datos de la tabla, sabiendo que corresponden al CO₂:

Masa (g)	Moles	Moléculas	Átomos de C	Átomos de O
8,8	0,2	$1,2 \cdot 10^{23}$	$1,2 \cdot 10^{23}$	$2,4 \cdot 10^{23}$
99	2,25	$13,55 \cdot 10^{23}$	$13,55 \cdot 10^{23}$	$27,09 \cdot 10^{23}$
73	1,66	10^{24}	10^{24}	$2 \cdot 10^{24}$
7,3	0,166	10^{23}	10^{23}	$2 \cdot 10^{23}$
3,65	0,083	$0,5 \cdot 10^{23}$	$0,5 \cdot 10^{23}$	10^{23}

42. Se tienen 200 mL de una disolución de ácido nítrico de concentración molar 7 mol/L. Si añadimos agua hasta completar 0,5 L, ¿qué concentración tendrá la nueva disolución?

Los moles de soluto que hay en la disolución son: $c = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{Disolución}}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = c V = 7 \text{ (mol/L)} \cdot 0,2 \text{ (L)} = 1,4 \text{ mol}$

Si ahora el nuevo volumen es 0,5 L, queda: $c' = \frac{n_{\text{soluto}}}{V'_{\text{Disolución}}} = \frac{1,4 \text{ (mol)}}{0,5 \text{ (L)}} = 2,8 \text{ mol/L}$

43. Con ayuda de la tabla periódica, decide si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Razona la respuesta.

- 1 mol de N₂O₄ contiene el mismo número de moléculas que 2 mol de NO₂.
 - 1 mol de N₂O₄ equivale a 92 g de sustancia.
 - 2 mol de NO₂ equivalen a 92 g de sustancia.
 - 1 mol de N₂O₄ contiene el mismo número de átomos de nitrógeno que 2 mol de NO₂.
- a) Falso. Todos los moles contienen el mismo número de moléculas.
 b) Verdadero, su masa molar es: $28 + 64 = 92 \text{ g/mol}$
 c) Verdadero. Su masa molar es: $14 + 32 = 46 \text{ g/mol}$. Como son 2 mol, serán 92 g.
 d) Verdadero. En 1 mol de N₂O₄ hay N_A moléculas, que son 2N_A átomos de N; igual que 2 mol de NO₂.

45. Una disolución acuosa de ácido acético glacial tiene una concentración molar de 17 mol/L.

- Calcula la masa molar del ácido, sabiendo que 0,5 L de disolución contienen 510 g de soluto.
 - ¿Cuál será su nueva concentración molar si a 1 L de disolución se le añaden 250 cm³ de agua?
- a) A partir de la expresión de la concentración molar: $c = \frac{m_{\text{soluto}}}{M V_{\text{disolución}}} \Rightarrow M = \frac{m_{\text{soluto}}}{c V_{\text{Disolución}}} = \frac{510 \text{ (g)}}{17 \text{ (mol/L)} \cdot 0,5 \text{ (L)}} = 60 \text{ g/mol}$
- b) Inicialmente hay 17 mol en 1 L. Al añadir el agua habrá 17 mol en 1,25 L: $c = \frac{n_s}{V_D} = \frac{17}{1,25} = 13,6 \text{ mol/L}$

46. Se puede considerar el átomo de aluminio como una esfera de 0,14 nm de radio. ¿Qué longitud tendría 1 mol de átomos de aluminio puestos en fila uno tras otro? (1 nm = 10⁻⁹ m).

Cada átomo tendría un diámetro de 0,28 nm, por tanto, 1 mol de átomos: $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 0,28 \cdot 10^{-9} = 1,69 \cdot 10^{14} \text{ m}$

47. Se tienen las siguientes disoluciones acuosas de ácido clorhídrico (HCl).

- 500 mL de concentración 60 g/L.
 - 250 mL de concentración molar 2 mol/L.
- ¿En cuál de ellas habrá más soluto?
 - ¿Qué volumen de la segunda disolución se debe tomar para preparar 100 mL de disolución de concentración 0,1 mol/L?
 - ¿Cuántos átomos de cloro habrá en 40 mL de la primera disolución?
- a) Disolución 1: En 0,5 L habrá 30 g. Disolución 2: n.º de moles = $c V = 2 \text{ (mol/L)} \cdot 0,25 \text{ (L)} = 0,5 \text{ mol}$
 Sabiendo que la masa molar del HCl es 36,5 u, resulta: $0,5 \cdot 36,5 = 18,25 \text{ g}$ Hay más soluto en la (1).
- b) $c_1 V_1 = c_2 V_2$; $100 \cdot 0,1 = 2 \cdot V_2 \Rightarrow V = 5 \text{ mL}$
- c) $60 \text{ (g/L)} \cdot 0,040 \text{ (L)} = 2,4 \text{ g} \Rightarrow \frac{2,4 \text{ (g)}}{36,5 \text{ (g/mol)}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (átomos/mol)} = 3,96 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$

48. Tenemos en el laboratorio ácido nítrico de concentración 5 mol/L. ¿Cuántos gramos de ácido tendremos en 250 mL de esa disolución?

Los moles de soluto que hay en la disolución son: $c = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{Disolución}}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = c V = 5 \text{ (mol/L)} \cdot 0,25 \text{ (L)} = 1,25 \text{ mol}$

Si cada mol de HNO₃ tiene una masa de $1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63 \text{ g} \Rightarrow 1,25 \text{ (mol)} \cdot 63 \text{ (g/mol)} = 78,75 \text{ g}$

50. Se representa la red cristalina de la blenda (ZnS).

- a) La fórmula ZnS, ¿es empírica o molecular? Describe el enlace que tiene lugar.
- b) Halla la composición centesimal de la blenda.
- c) ¿Cuántos kilogramos de cinc se pueden obtener a partir de 500 kg de blenda?
- d) ¿Cuántos átomos de azufre habrá en 30 g de blenda?

a) Se trata de la fórmula de una red cristalina, en la cual se indica la proporción en que se combinan Zn y S. Es, por tanto, una fórmula empírica. Se trata de un enlace iónico, que puede describirse por etapas:
 1.ª Formación de los iones (Zn²⁺ y S²⁻). 2.ª Atracción eléctrica entre ellos. 3.ª Formación de la red cristalina.

b) Masa molar: $65,4 + 32 = 97,4$ $\% \text{ Zn} = \frac{65,4}{97,4} \cdot 100 = 67,1\%$ $\% \text{ S} = \frac{32}{97,4} \cdot 100 = 32,9\%$

Aplicando el porcentaje: 67,1% de 500 kg \Rightarrow 335,5 kg

c) $n = \frac{m}{M} = \frac{30}{97,4} = 0,31 \text{ mol} \Rightarrow 0,31 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,85 \cdot 10^{23}$ moléculas (y átomos de S)

51. El acero denominado 18/8 es un acero inoxidable resistente a la corrosión. Tiene una composición de un 18% de níquel y un 8% de cromo.

- a) ¿Qué cantidad de cromo se podría obtener a partir de una hoja de acero de 35 g?
- b) ¿Cuántos átomos de níquel se pueden obtener a partir de 1 kg de acero 18/8? ¿A cuántos moles equivalen?
- c) ¿Qué diferencia fundamental hay entre el hierro fundido y el acero? ¿Cómo se define el acero inoxidable y por qué se dice que es en realidad una aleación?

a) 8% de 35 g \Rightarrow 2,8 g

b) 18% de 1000 g \Rightarrow 180 g de Ni $n = \frac{m}{M} = \frac{180}{58,7} = 3,07 \text{ mol} \Rightarrow 3,07 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,85 \cdot 10^{24}$ átomos de Ni

c) El acero es una aleación de Fe-C. El acero inoxidable es una aleación de acero con un mínimo del 10% (en masa) de Cr. Una aleación es una mezcla sólida homogénea de dos o más metales, o con algunos elementos no metálicos.

52. El gráfico representa el diagrama de Lewis de dos elementos.



- a) ¿Cómo interaccionarán los átomos A y B con el fin de cumplir la regla del octeto? ¿A qué elementos químicos pueden referirse?
- b) Describe el tipo de enlace que formará B con B, así como sus propiedades.
- c) ¿Crees que el cloruro de radio podría cumplir los requisitos del compuesto AB? ¿Cuál sería su fórmula? ¿Qué tanto por ciento de radio hay en el cloruro de radio?

a) El átomo A puede perder sus dos electrones exteriores para dejar completa la capa inmediatamente interior. El átomo B debe captar un electrón para completar su capa. Por tanto, es necesaria la interacción de dos átomos B por cada uno de A. El elemento A puede ser cualquier metal del segundo grupo y B puede referirse a cualquier no metal del grupo 17.

b) B con B formará un enlace covalente. Si B fuera el cloro, por ejemplo, sería: Cl_2 . Sus propiedades son:

Los átomos dentro de la molécula están fuertemente unidos. Las fuerzas de unión de unas moléculas con otras son muy débiles. No conducen el calor ni la electricidad. Son poco solubles en agua, salvo excepciones.

c) En efecto, el cloruro de radio podría ser el compuesto A-B, y tendría por fórmula: RaCl_2 .

Masa molar: $226 + 2 \cdot 35,5 = 297 \text{ g}$; $\% \text{ Cl} = \frac{71}{297} \cdot 100 = 23,9\%$ $\% \text{ Ra} = \frac{226}{297} \cdot 100 = 76,1\%$

53. En 1902, el radio fue aislado por Marie Curie y André Debierne mediante la electrólisis de una disolución de cloruro de radio. ¿En qué consiste la electrólisis y por qué ha sido tan importante en la historia de la química?

Se dice que la muerte prematura de madame Curie tuvo que ver con el radio. ¿Por qué? ¿Cuál es su peligrosidad? ¿Para qué se usa? Puedes encontrar información en internet.

La electrólisis consiste en provocar una reacción química a partir de energía eléctrica.

El radio es extremadamente radiactivo. Actualmente se usa para producir radón, para tratamientos contra el cáncer.

PON A PRUEBA TUS COMPETENCIAS

INVESTIGA Y REFLEXIONA

El uso adecuado de los medicamentos

1. ¿Cuál es el principio activo de este medicamento? ¿Para qué se utiliza? ¿Cuál es el excipiente?

Principio activo: ibuprofeno (DCI) [arginato]. Excipientes: aspartamo (E951), sacarosa, sodio bicarbonato, sacarina sódica, aroma de menta y de anís. Es empleado como analgésico y antipirético.

2. Averigua el significado de: *analgésico, antiinflamatorio, antipirético, hepático.*

Analgésico: medicamento o droga que produce falta o supresión de toda sensación dolorosa. Antiinflamatorio: que combate la inflamación. Antipirético: antitérmico, eficaz contra la fiebre. Hepático: perteneciente o relativo al hígado.

3. La fórmula molecular del ibuprofeno es: $C_{13}H_{18}O_2$. Consulta el sistema periódico y calcula su masa molecular y su composición centesimal. ¿Cuántos moles de ibuprofeno hay en cada sobre?

$$M = 13 \cdot 12 + 18 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 206 \text{ u} \quad \% C = \frac{156}{206} \cdot 100 = 75,7\% \quad \% H = \frac{18}{206} \cdot 100 = 8,7\% \quad \% O = \frac{32}{206} \cdot 100 = 15,6\%$$

En cada sobre hay 600 mg, que en moles son: $n = 2,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

4. Teniendo en cuenta qué átomos componen el ibuprofeno, razona cuál será su tipo de enlace.

Puesto que son no metales, deben captar electrones para completar su capa de valencia, formando enlaces covalentes.

5. ¿A qué nos referimos cuando hablamos del término *posología*? ¿Cuál es la de este medicamento?

Nos referimos a la dosificación del medicamento. En este caso es de un sobre en medio vaso de agua cada 12 h.

6. Se disuelve un sobre en medio vaso de agua (unos 125 mL).

a) ¿Cuál será la concentración de ibuprofeno en g/L?

b) ¿Y en mol/L?

a) $\frac{0,6 \text{ (g)}}{0,125 \text{ (L)}} = 4,8 \text{ g/L}$

b) Utilizando el resultado del ejercicio 3: $c = \frac{2,9 \cdot 10^{-3} \text{ (mol)}}{0,125 \text{ (L)}} = 0,023 \text{ mol/L}$

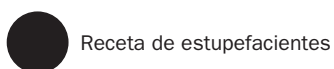
7. Razona si este medicamento está indicado para una mujer que está amamantando a un bebé o para un diabético.

En estos casos no es aconsejable, dado que el ibuprofeno pasa a través de la leche materna y contiene 1,340 g de sacarosa.

8. Consulta la dirección de internet: <http://www.e-sm.net/fq3eso44> para averiguar el significado de estos símbolos, que aparecen en los medicamentos.



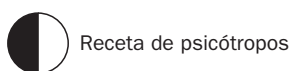
Medicamento que necesita receta médica



Receta de estupefacientes



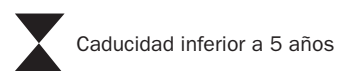
Condiciones especiales de conservación (frigorífico)



Receta de psicótopos



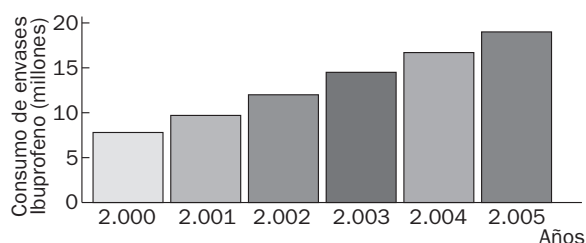
Conducción



Caducidad inferior a 5 años

9. Elabora una gráfica con los datos de esta tabla, que muestran la evolución del consumo de envases de ibuprofeno entre 2000 y 2005. ¿En qué período ha habido una mayor variación en su consumo?

2000	2001	2002	2003	2004	2005
7 855 113	9 798 082	12 013 300	14 599 225	16 720 421	18 993 154



LEE Y COMPRENDE

Teorías atómicas de Thomson y Rutherford

1. ¿A qué se dedicaba Bernard Courtois?

Se dedicaba a la fabricación de la potasa y el salitre.
2. ¿De dónde procedían las cenizas de las que partía Courtois en su fábrica?

De la combustión de las algas marinas.
3. ¿Qué le llevó a predecir que había descubierto un nuevo elemento?

El desprendimiento de unos vapores de características diferentes a las de los elementos conocidos.
4. ¿Quién propuso el nombre de *yodo* para el nuevo elemento?

El químico francés Gay-Lussac.
5. En la evaporación por calentamiento, ¿qué sales precipitaban primero?

Primero se precipitaba el cloruro de sodio, y después el cloruro y sulfato de potasio.
6. ¿Qué hecho casual permitió que Courtois descubriera el yodo?

Añadió una cantidad de ácido sulfúrico mayor de la necesaria.
7. Señala dos características de los vapores que se desprendieron en la disolución salina.

Tenían un olor irritante y se condensaban sobre los objetos fríos, como cristales color oscuro violeta con brillo metálico.
8. ¿Por qué la comunicación publicada en la revista *Annales de Chimie et de Physique* lleva la firma de N. Clement y Ch. Desormes?

Porque Desormes y Clement fueron los que continuaron y concluyeron la investigación.
9. Explica, con ayuda del diccionario, el significado de las siguientes palabras: *disolución*, *salitre*, *salina*, *púrpura*, *'ioeídés'* (griego).

Disolución: mezcla que resulta de disolver cualquier sustancia en un líquido. Salitre: nitrato potásico. Salina: que contiene sal. Púrpura: color rojo subido que tira a violado. *ioeídés*: violeta.
10. ¿Cómo se formaba la solución madre a partir de las algas marinas?

Por la acción del agua sobre las cenizas.
11. ¿Se conocían igual que hoy los componentes de las cenizas sobre las que trabajaban?

No, pues, gracias a la investigación, la ciencia avanza en casi todos los ámbitos.
12. ¿Qué sustancias componen la disolución madre?

La disolución madre era una disolución de varias sales, entre las que estaban algunos compuestos de azufre.
13. Escribe sobre la influencia en nuestro organismo del exceso o deficiencia de yodo.

El exceso de yodo favorece un bloqueo en la producción de hormonas por el tiroides.
La deficiencia puede producir cretinismo (durante la primera infancia) y bocio e hipotiroidismo (en adultos).