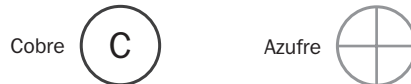


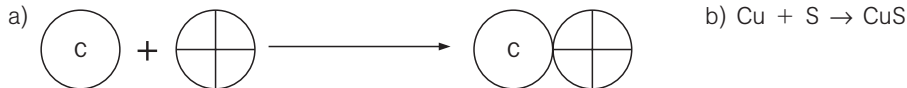
EJERCICIOS PROPUESTOS

11.1 De acuerdo con la teoría atómica de Dalton, representa la ecuación de la reacción química entre los átomos de cobre y los de azufre para formar sulfuro de cobre:

a) Mediante los círculos utilizados por Dalton.



b) Mediante los símbolos atómicos actuales.



11.2 Explica, a la luz de la teoría atómica de Dalton, estos hechos:

- Es posible descomponer el sulfuro de cobre, pero no pueden descomponerse ni el cobre ni el azufre.
 - La masa del sulfuro de cobre obtenido es siempre igual a la suma de las masas del cobre y del azufre que han reaccionado.
 - El cobre y el azufre siempre reaccionan en la misma proporción (0,506 g de azufre por cada gramo de cobre, o bien 1,98 g de cobre por cada gramo de azufre).
- El cobre y el azufre están formados por átomos, por tanto no pueden descomponerse en sustancias más simples, porque los átomos son indivisibles. Por contra, el sulfuro de cobre es un compuesto constituido por moléculas (de acuerdo con la teoría de Dalton) formadas por la unión de un átomo de azufre y uno de cobre; por tanto, se pueden descomponer en átomos de azufre y átomos de cobre.
 - La masa de los átomos es invariable. En la reacción de descomposición los átomos se conservan; por tanto, la masa de todos los átomos de azufre y de cobre ha de ser la misma cuando están unidos formando las moléculas de sulfuro de cobre que cuando forman el azufre y el cobre, separadamente.
 - Cuando el azufre y el cobre reaccionan lo hacen a nivel atómico combinándose un átomo de azufre con uno de cobre. La cantidad 0,506 es la relación que existe entre la masa de un átomo de azufre y la masa de un átomo de cobre; por tanto, si medimos las masas de azufre y de cobre que reaccionan es lógico que siempre guarden la misma relación.

11.3 Indica cuál es el significado de las siguientes fórmulas:

a) Fórmulas moleculares: O_2 , Cl_2 , P_4 , H_2O , CO_2

b) Fórmulas de las estructuras gigantes: SiO_2 , NaCl , CaCl_2

a) O_2 : fórmula de la molécula de dióxígeno, formada por 2 átomos de oxígeno.

Cl_2 : fórmula de la molécula de dicloro, formada por 2 átomos de cloro.

P_4 : fórmula del tetrafósforo, formada por 4 átomos de fósforo.

H_2O : fórmula de la molécula de agua, formada por 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno.

CO_2 : fórmula de la molécula de dióxido de carbono, formada por 2 átomos de oxígeno y 1 átomo de carbono.

b) SiO_2 : unidad fórmula de la estructura gigante del dióxido de silicio. La proporción de átomos de silicio y de oxígeno es de 1:2.

NaCl : unidad fórmula de la estructura gigante del cloruro de sodio. La proporción de iones sodio y cloruro es de 1:1.

CaCl_2 : unidad fórmula de la estructura gigante del cloruro de calcio. La proporción de iones calcio y cloruro es de 1:2.

11.4 La reacción química entre el gas metano y el oxígeno es:



Si 16 g de metano reaccionan exactamente con 64 g de oxígeno para dar 44 g de dióxido de carbono, ¿cuántos gramos de vapor de agua se producen? ¿Por qué?

Según la ley de conservación de la masa: $\sum m_{\text{reactivos}} = 16 \text{ (g)} + 64 \text{ (g)} = \sum m_{\text{productos}} = 80 \text{ g}$

Además: $\sum m_{\text{productos}} = m_{\text{dióxido de carbono}} + m_{\text{agua}}$; $80 = 44 + m_{\text{agua}}$; $m_{\text{agua}} = 80 \text{ (g)} - 44 \text{ (g)} = 36 \text{ g de agua}$

- 11.5 Dalton interpretaba la reacción de formación del agua según la ecuación: $\text{H (g) + O (g) \rightarrow HO (g)}$
- Razona por qué esta explicación está en contradicción con la hipótesis de Avogadro.
 - Explica por qué la ecuación siguiente está de acuerdo con la hipótesis de Avogadro:

$$2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$$
 - ¿Qué otras fórmulas para el hidrógeno, el oxígeno y el agua estarían también de acuerdo con la hipótesis de Avogadro?
 - De acuerdo con la hipótesis de Avogadro, debe haber una proporcionalidad entre los volúmenes de los gases y el número de moléculas que contienen (si se miden en las mismas condiciones de presión y de temperatura). El hidrógeno reacciona con el oxígeno en la proporción de 2 volúmenes de hidrógeno por cada volumen de oxígeno. Si fuera cierta la ecuación anterior, en 2 L de hidrógeno habría el mismo número de moléculas que en 1 L de oxígeno.
 - De acuerdo con la ecuación anterior hay proporcionalidad entre los volúmenes de hidrógeno y de oxígeno que reaccionan y el número de moléculas que reaccionan de uno y otro gas, lo que está de acuerdo con la hipótesis de Avogadro. También la hay entre el volumen de vapor de agua que se produce (doble que el de oxígeno consumido) y el número de moléculas de agua que se forman (doble que el de moléculas de oxígeno que reaccionan).
 - Las siguientes fórmulas también estarían de acuerdo con la hipótesis de Avogadro: H_4 , O_4 , H_4O_2 . La ecuación química de la reacción sería: $2 \text{H}_4 (\text{g}) + \text{O}_4 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_4\text{O}_2 (\text{g})$
- 11.6 Dada la siguiente reacción: $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$
- ¿Qué volumen de hidrógeno reaccionará con 2 L de nitrógeno, medido en las mismas condiciones de presión y temperatura?
 - ¿Qué volumen de amoníaco se formará?
- $V_{\text{H}_2} = 2 (\text{L de N}_2) \cdot \frac{3 (\text{L de H}_2)}{1 (\text{L de N}_2)} = 6 \text{ L de H}_2$
 - $V_{\text{NH}_3} = 2 (\text{L de N}_2) \cdot \frac{2 (\text{L de NH}_3)}{1 (\text{L de N}_2)} = 4 \text{ L de NH}_3$
- 11.7 La masa atómica relativa del cloro es 35,45.
- ¿Cuál es el significado de esta afirmación?
 - Escribe esta magnitud utilizando el símbolo de la masa atómica relativa.
 - Escribe su valor utilizando únicamente tres cifras significativas.
- Significa que la masa de un átomo de cloro es 35,45 veces mayor que la masa de la doceava parte de un átomo de carbono-12.
 - $A_r (\text{Cl}) = 35,45$
 - $A_r (\text{Cl}) = 35,5$
- 11.8 Calcula y escribe la masa molecular relativa de las moléculas P_4 , CO_2 y H_2SO_4 . Utiliza los valores de las masas atómicas relativas de la tabla periódica.
- $$M_r (\text{P}_4) = 4 A_r (\text{P}) = 4 \cdot 30,97 = 123,9$$
- $$M_r (\text{CO}_2) = A_r (\text{C}) + 2 A_r (\text{O}) = 12,01 + (2 \cdot 16,00) = 44,0$$
- $$M_r (\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 A_r (\text{H}) + A_r (\text{S}) + 4 A_r (\text{O}) = (2 \cdot 1,01) + 32,06 + (4 \cdot 16,00) = 98,1$$
- 11.9 Determina la masa fórmula relativa de los compuestos SiO_2 y CaCl_2 .
- $$M_r (\text{SiO}_2) = A_r (\text{Si}) + 2 A_r (\text{O}) = 28,1 + (2 \cdot 16,0) = 60,1$$
- $$M_r (\text{CaCl}_2) = A_r (\text{Ca}) + 2 A_r (\text{Cl}) = 40,1 + (2 \cdot 35,5) = 111,1$$
- 11.10 Indica cuál es la masa molar de las siguientes sustancias: Magnesio, agua, cloruro de sodio. Indica cuántas unidades elementales hay en 2 masas molares de estas sustancias y especifica qué tipo de unidades elementales son.
- $$M (\text{Mg}) = 24,3 \text{ g mol}^{-1} \quad M (\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g mol}^{-1} \quad M (\text{NaCl}) = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g mol}^{-1}$$
- Hay $2 (\text{mol}) \cdot 6,02 \cdot 10^{23} (\text{mol}^{-1}) = 12,04 \cdot 10^{23}$ entidades elementales: átomos en el magnesio, moléculas en el agua y unidades-fórmula en el cloruro de sodio.

11.11 ¿Por qué es necesario emplear métodos indirectos para determinar la constante de Avogadro?

Dadas las pequeñísimas dimensiones de las moléculas, no es posible contarlas.

11.12 Determina la cantidad de sustancia que hay en 67,2 L de N_2 (g), medidos a 0°C y 1 atm de presión.

$$n_{N_2} = 67,2 \text{ (L de } N_2) \cdot \frac{1 \text{ (mol } N_2)}{22,4 \text{ (L de } N_2)} = 3,00 \text{ L de } N_2$$

11.13 El CO_2 es una sustancia molecular.

a) Calcula el número de moléculas de CO_2 que hay en una muestra de 3,0 mol de esa sustancia.

b) Determina la cantidad de sustancia presente en $2,0 \cdot 10^{24}$ moléculas de CO_2 .

a) $N = nN_A = 3,0 \text{ (mol)} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (moléculas mol}^{-1}) = 1,81 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

b) $n_{\text{CO}_2} = 2,0 \cdot 10^{24} \text{ (moléculas } \text{CO}_2) \cdot \frac{1 \text{ (mol } \text{CO}_2)}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ (moléculas } \text{CO}_2)} = 3,3 \text{ mol } \text{CO}_2$

11.14 ¿Cuál es la masa de una molécula de CO_2 expresada en u y en g?

$$m_{\text{CO}_2} = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ u}$$

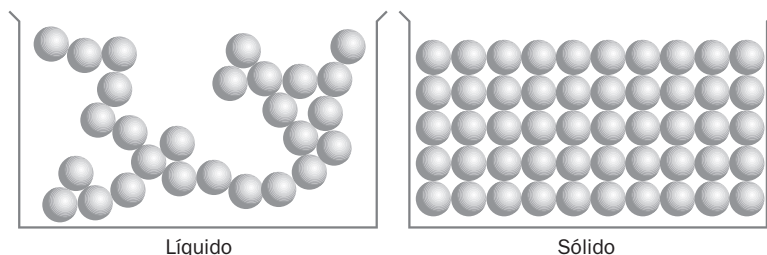
$$m_{\text{CO}_2} = 44 \text{ (u)} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ (g)}}{1 \text{ (u)}} = 7,30 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

11.15 ¿Cuál es la masa de una molécula de agua, H_2O , expresada en u y en g?

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ u}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ (u)} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ (g)}}{1 \text{ (u)}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

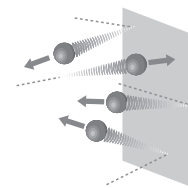
11.16 Representa mediante un dibujo la estructura de una sustancia molecular en estado líquido y en estado sólido, de acuerdo con el modelo cinético-molecular.



11.17 ¿Cuáles son las hipótesis que caracterizan el modelo de gas ideal?

En el modelo de gas ideal se considera que las moléculas son puntuales, es decir, sin volumen propio, y que no se ejercen fuerzas intermoleculares entre sí.

- 11.18 La figura muestra las moléculas que chocan con una superficie. Explica la presión que ejerce el gas sobre esta superficie utilizando el modelo cinético-corpúscular.



La presión del gas es debido a los choques de las moléculas contra la superficie del recipiente que las contiene. La presión es la fuerza total sobre cada centímetro cuadrado de la superficie, debida a la suma de las pequeñísimas fuerzas que ejercen los millones de moléculas cuando impactan. Cada molécula que impacta ejerce sobre la pared una fuerza igual a la variación de la cantidad de movimiento que sufre. La cantidad de movimiento de una molécula es una magnitud vectorial cuyo valor es igual al producto de la masa por la velocidad de la molécula.

- 11.19 A 25°C, una muestra de 3,00 dm³ de N₂ (g) ejerce una presión de 100 kPa. ¿Qué volumen ocupará a 150 kPa y a la misma temperatura?

$$V_2 = \frac{p_1 V_1}{p_2} = \frac{100 \text{ (kPa)} \cdot 3,00 \text{ (dm}^3\text{)}}{150 \text{ (kPa)}} = 2,00 \text{ dm}^3$$

- 11.20 ¿A qué temperatura se ha de calentar una muestra de O₂ (g) que ocupa 1000 cm³ a 25,0°C para que su volumen se duplique, a la misma presión?

$$T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1} = \frac{2000 \text{ (cm}^3\text{)} \cdot 298 \text{ (K)}}{1000 \text{ (cm}^3\text{)}} = 596 \text{ K} \Rightarrow t \text{ (}^\circ\text{C)} = 596 \text{ (K)} - 273 = 323^\circ\text{C}$$

- 11.21 Calcula el volumen molar de un gas a 0°C y 1 bar.

$$V_m = \frac{RT}{p} = \frac{8,31 \text{ (JK}^{-1}\text{mol}^{-1}) \cdot 273 \text{ (K)}}{10^5 \text{ (Pa)}} = 22,7 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3\text{mol}^{-1} = 22,7 \text{ Lmol}^{-1}$$

- 11.22 ¿Qué cantidad de cloruro de potasio contienen 100 mL de una solución de cloruro de potasio en agua, 0,10 mol dm⁻³?

$$n = V [\text{KCl}] = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 0,1 \text{ mol dm}^{-3} = 0,010 \text{ mol} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol KCl}$$

- 11.23 Mezclamos 5,20 g de cloruro de sodio con 60,0 g de agua. Responde: a) ¿Cuál es la fracción en masa del cloruro de sodio?; b) ¿cuál es el porcentaje en masa del cloruro de sodio?

$$\text{Fracción en masa: } \frac{m_{\text{soluta}}}{m_{\text{disolución}}} = \frac{5,20 \text{ (g NaCl)}}{(5,20 + 60,0)\text{(g disolución)}} = 0,0798$$

$$\text{Porcentaje en masa: } \frac{m_{\text{soluta}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = 0,0798 \cdot 100 = 7,98\%$$

- 11.24 Se prepara una solución disolviendo 18,6 g de glucosa en 100 g de agua. ¿Cuáles son las fracciones molares de la glucosa y del agua?

$$n_{\text{glucosa}} = \frac{m}{M} = \frac{18,6 \text{ (g)}}{180 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 0,103 \text{ mol glucosa}$$

$$n_{\text{agua}} = \frac{m}{M} = \frac{100 \text{ (g)}}{18,0 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 5,56 \text{ mol agua}$$

$$x_{\text{glucosa}} = \frac{n_{\text{glucosa}}}{n_{\text{totales}}} = \frac{0,103}{0,103 + 5,56} = 0,0182$$

$$x_{\text{agua}} = \frac{n_{\text{agua}}}{n_{\text{totales}}} = \frac{5,56}{0,103 + 5,56} = 0,982$$

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON. MASAS ATÓMICAS Y MOLÉCULAS RELATIVAS. HIPÓTESIS DE AVOGADRO

11.25 Indica si estás de acuerdo con las siguientes definiciones y por qué. Intenta mejorarlas si crees tener una definición mejor.

- a) Una sustancia simple es una sustancia formada por un solo elemento.
- b) Un compuesto es una sustancia formada por dos o más elementos combinados entre ellos, de modo que no pueden separarse por métodos físicos.
- c) Un átomo es la parte más pequeña de un elemento que puede existir como entidad estable.
- d) Una molécula es una partícula formada por dos o más átomos enlazados entre ellos.
- e) Una estructura gigante es un conjunto de átomos o iones unidos fuertemente de manera ininterrumpida.

- a) Correcta. También podría definirse como: una sustancia simple es una sustancia formada por átomos libres iguales, moléculas de átomos iguales o por una estructura gigante de átomos iguales.
- b) Correcta. También podría definirse como: un compuesto es una sustancia formada por moléculas de átomos diferentes o por una estructura gigante de átomos o iones diferentes.
- c) Esta definición es discutible. No todos los átomos son estables a temperatura ambiente. Por ejemplo, las formas alotrópicas estables del oxígeno son la molécula diatómica (O_2) y la molécula triatómica (O_3), pero no el átomo (O), que es un radical muy reactivo. Por otro lado, un ion positivo es más pequeño que un átomo y es también una entidad estable, siempre que se encuentre rodeado de iones negativos.
- d) Correcta. Podría añadirse que los átomos están unidos por enlaces covalentes.
- e) Correcta. Podría añadirse que hay tres tipos de estructuras gigantes: metálicas, covalentes e iónicas.

11.26 Busca el nombre de los átomos siguientes: As, Au, Ag, Sn, Zn, Pt, Kr

As: arsénico
Au: oro
Ag: plata
Sn: estaño
Zn: cinc
Pt: platino
Kr: kriptón

11.27 Busca y escribe el símbolo de los átomos de los elementos siguientes: neón, magnesio, manganeso, germanio, selenio, níquel, cobalto.

Neón: Ne
Magnesio: Mg
Manganeso: Mn
Germanio: Ge
Selenio: Se
Níquel: Ni
Cobalto: Co

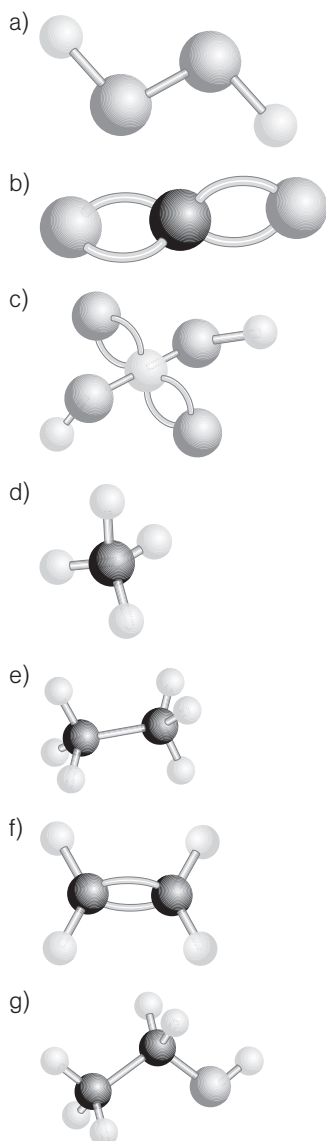
11.28 Explica qué diferencia hay entre:

- a) 2 H y H_2 ; b) O, O_2 y O_3 ; c) CH_3OCH_3 y C_2H_5OH .

- a) 2 H representa 2 átomos de hidrógeno y H_2 una molécula diatómica de hidrógeno.
- b) Representa un átomo de oxígeno, O_2 una molécula diatómica de oxígeno, y O_3 una molécula de ozono.
- c) CH_3OCH_3 representa una molécula de acetona y C_2H_5OH , una molécula de etanol. Son moléculas isómeras, ya que ambos tienen la misma fórmula molecular, C_2H_6O .

11.29 Busca información y dibuja el diagrama de bolas y palos que sirve para representar las moléculas de:

- a) Agua oxigenada (H_2O_2).
- b) Dióxido de carbono (CO_2).
- c) Ácido sulfúrico (H_2SO_4).
- d) Metano (CH_4).
- e) Etano (CH_3CH_3).
- f) Eteno (CH_2CH_2).
- g) Etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$).



11.30 Di si estás de acuerdo con las definiciones siguientes y justifica tu respuesta:

- a) Todas las sustancias simples son atómicas.
 - b) Todos los compuestos son moleculares.
- a) Falso. Los gases nobles, los metales y algunos elementos del grupo 14 son atómicos (átomos libres o átomos que forman parte de estructuras gigantes), pero también hay sustancias simples que son moleculares (O_2 , N_2 , P_4 , S_8).
- b) Falso. Algunos compuestos forman estructuras gigantes atómicas (por ejemplo, el SiO_2) y muchas tienen estructuras gigantes iónicas.

11.31 Dadas las siguientes sustancias: I_2 (s), N_2 (g), Fe (s), Si (s), H_2O (l), CO_2 (g), SiO_2 (s), NaCl (s)

a) Clasifícalas en sustancias simples o compuestos.

b) Representa la estructura de cada una de ellas mediante diagramas multimoleculares, multiatómicos o multiiónicos.

c) Explica el significado de todas las fórmulas.

a) I_2 (s): sustancia simple.

N_2 (g): sustancia simple.

Fe (s): sustancia simple.

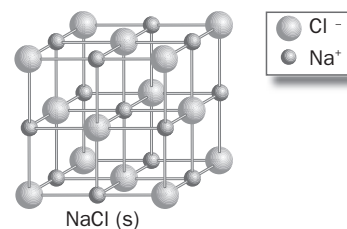
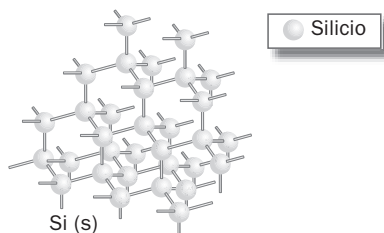
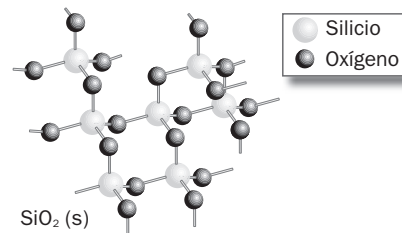
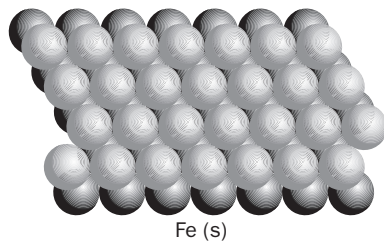
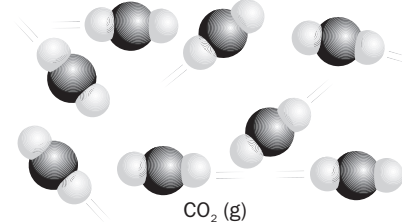
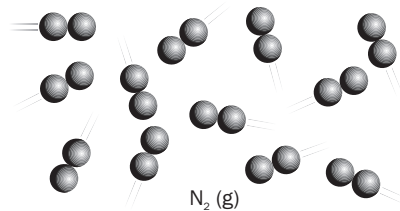
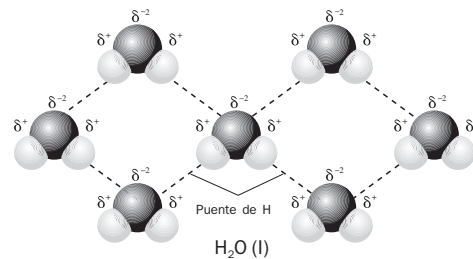
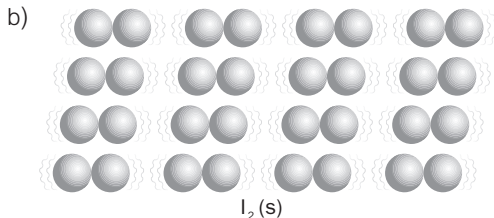
Si (s): sustancia simple.

H_2O (l): compuesto.

CO_2 (g): compuesto.

SiO_2 (s): compuesto.

NaCl (s): compuesto.



c) I_2 representa una molécula diatómica de yodo. I_2 (s) representa el yodo sólido.

N_2 representa una molécula diatómica de nitrógeno. N_2 (g) representa el dinitrógeno gas.

Fe representa un átomo de hierro, que constituye la unidad fórmula de la estructura gigante metálica del hierro. Fe (s) representa el hierro sólido.

Si representa un átomo de silicio, que constituye la unidad fórmula de la estructura gigante covalente del silicio. Si (s) representa el silicio sólido.

H_2O representa una molécula de agua. Indica que esta molécula está formada por 2 átomos de hidrógeno y 1 de oxígeno. H_2O (l) representa el agua líquida.

CO_2 representa una molécula de dióxido de carbono. Indica que esta molécula está formada por 2 átomos de oxígeno y 1 átomo de carbono. CO_2 (g) representa el dióxido de carbono gas.

SiO_2 representa la unidad fórmula de la estructura gigante covalente del dióxido de silicio. Indica que esta estructura está formada por átomos de silicio y de oxígeno en la proporción 1:2. SiO_2 (s) representa el dióxido de silicio sólido.

NaCl representa la unidad fórmula de la estructura gigante iónica del cloruro de sodio. Indica que esta estructura está formada por iones sodio, Na^+ , e iones cloruro, Cl^- , en la proporción 1:1. NaCl (s) representa el cloruro de sodio sólido.

11.32 El oxígeno reacciona con el hidrógeno en la proporción de 8,0 g de oxígeno por cada gramo de hidrógeno.

a) Si suponemos, como Dalton, que la reacción entre estos dos elementos tiene lugar como consecuencia de la unión de un átomo de hidrógeno con uno de oxígeno: $\text{H (g)} + \text{O (g)} \rightarrow \text{OH (g)}$
¿Cuál sería la masa atómica relativa del oxígeno?

b) Si suponemos que la reacción es: $2 \text{H (g)} + \text{O (g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$
¿Cuál sería la masa atómica relativa del oxígeno?

c) Experimentalmente se determina que 2 volúmenes de hidrógeno gas se combinan con 1 volumen de oxígeno gas para dar 2 volúmenes de vapor de agua, en las mismas condiciones de presión y temperatura.

La hipótesis de Avogadro propone que debe existir proporcionalidad entre los volúmenes de los gases que reaccionan y se forman y las moléculas que reaccionan y se forman. ¿Son compatibles las dos ecuaciones químicas anteriores con la hipótesis de Avogadro? Razona tu respuesta.

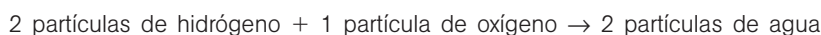
d) Propón una ecuación química que sí lo sea y calcula a través de ella la masa atómica relativa del oxígeno.

e) ¿Qué información, relativa a las sustancias simples y los compuestos, no se conocía con certeza en la época de Dalton, lo que imposibilitaba establecer con seguridad los valores de las masas atómicas relativas y moleculares?

a) La masa atómica relativa del oxígeno sería 8,0.

b) La masa atómica relativa del oxígeno sería 16,0.

c) Ninguna de las dos es compatible. Para que lo fueran debería haber proporcionalidad entre los volúmenes de los gases que reaccionan y se forman y el número de moléculas que reaccionan y se forman, es decir, los coeficientes estequiométricos de la ecuación deberían ser:



d) $2 \text{H}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O (g)}$

De acuerdo con esta ecuación, la masa atómica relativa del oxígeno es:

$$\frac{m_{\text{oxígeno}}}{m_{\text{hidrógeno}}} = \frac{8 \text{ (g)}}{1 \text{ (g)}} = 8 \Rightarrow \frac{m_{\text{O}_2}}{2 m_{\text{H}_2}} = \frac{2 m_{\text{O}}}{4 m_{\text{H}}} = \frac{m_{\text{O}}}{2 m_{\text{H}}} = \frac{1}{2} A_r (\text{O}) = 8 \Rightarrow A_r (\text{O}) = 8 \cdot 2 = 16$$

e) No se conocían con certeza las fórmulas químicas ni de las sustancias simples ni de los compuestos.

11.33 Cuando se calienta una cinta de magnesio en oxígeno, se forma óxido de magnesio, un sólido blanco.

– En un experimento, una cinta de magnesio de 7,12 g se consume totalmente en presencia de oxígeno en exceso, obteniéndose 11,86 g de óxido de magnesio.

– En un segundo experimento, se calientan 5,0 g de magnesio en presencia de 2,20 g de oxígeno. Esta vez, todo el oxígeno reacciona, mientras que queda algo de magnesio sin reaccionar y se forman 5,50 g de óxido de magnesio.

a) Demuestra que se verifica la ley de las proporciones definidas. Para ello has de mostrar que, en ambos experimentos, la relación entre las masas de magnesio y de oxígeno que reaccionan es la misma.

b) Explica, a través de la teoría atómico-molecular de Dalton, a qué se debe la constancia entre las masas reaccionantes de magnesio y oxígeno; o, dicho de otro modo, por qué es constante la composición de magnesio y oxígeno en el óxido de magnesio.

c) Si suponemos que la reacción que tiene lugar es $2 \text{Mg (s)} + \text{O}_2 \text{ (s)} \rightarrow 2 \text{MgO (s)}$ y sabemos que la masa atómica relativa del oxígeno es 16,0, deduce de los datos experimentales cuál ha de ser la masa atómica relativa del magnesio.

a) En el primer experimento: $\left\{ \begin{array}{l} m_{\text{Mg}} = 7,12 \text{ g} \\ m_{\text{O}} = 11,86 \text{ (g)} - 7,12 \text{ (g)} = 4,74 \text{ g} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{m_{\text{Mg}}}{m_{\text{O}}} = \frac{7,12 \text{ (g)}}{4,74 \text{ (g)}} = 1,502$

En el segundo experimento: $\left\{ \begin{array}{l} m_{\text{O}} = 2,20 \text{ g} \\ m_{\text{Mg}} = 5,50 \text{ (g)} - 2,20 \text{ (g)} = 3,30 \text{ g} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{m_{\text{Mg}}}{m_{\text{O}}} = \frac{3,30 \text{ (g)}}{2,20 \text{ (g)}} = 1,502$

b) Porque la reacción a nivel atómico significa la combinación de un determinado número de átomos de magnesio con un determinado número de átomos de oxígeno para formar el óxido de magnesio, y como la masa de todos los átomos de un elemento es siempre la misma, la constancia de las masas que reaccionan refleja la constancia de las masas de los átomos que reaccionan y de la proporción en que reaccionan.

c) $\frac{m_{\text{Mg}}}{m_{\text{O}}} = \frac{1,502 \text{ (g)}}{1,00 \text{ (g)}} = 1,502 \Rightarrow \frac{2 m_{\text{Mg}}}{m_{\text{O}_2}} = \frac{2 m_{\text{Mg}}}{2 m_{\text{O}}} = \frac{A_r (\text{Mg})}{A_r (\text{O})} = \frac{A_r (\text{Mg})}{16,0} \Rightarrow A_r (\text{Mg}) = 1,502 \cdot 16 = 24,3$

**CANTIDAD DE SUSTANCIA: EL MOL Y LA MASA MOLAR.
CÁLCULOS CON MAGNITUDES MOLARES, ATÓMICAS Y MOLECULARES**

11.34 Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Qué diferencia hay entre la masa atómica y la masa atómica relativa?
 - b) ¿Qué diferencia hay entre la masa molecular y la masa molecular relativa?
 - c) ¿Qué diferencia hay entre la masa molecular relativa y la masa fórmula relativa?
 - d) ¿Qué diferencia hay entre la masa atómica relativa y la masa molar de un elemento?
 - e) ¿Qué diferencia hay entre la masa molecular relativa y la masa molar de una sustancia molecular?
 - f) ¿Qué diferencia hay entre la masa fórmula relativa y la masa molar de una sustancia con estructura gigante?
-
- a) La masa atómica es la masa de un átomo expresada en gramos o en unidades de masa atómica (u). La masa atómica relativa es la relación entre la masa de un átomo y la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12 (1 u). La primera tiene unidades, la segunda no.
 - b) La masa molecular es la masa de una molécula, que puede expresarse en gramos o en unidades de masa atómica (u). La masa molecular relativa es la relación entre la masa de una molécula y la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12 (1 u). La primera tiene unidades, la segunda no.
 - c) La masa fórmula relativa es la relación entre la masa de una unidad fórmula de una sustancia con estructura gigante y la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12 (1 u). Así pues, la masa molecular relativa se refiere a una molécula, y la masa fórmula relativa, a la unidad fórmula de una estructura gigante.
 - d) La masa molar es la masa de 1 mol de átomos o de moléculas de dicho elemento. Se mide en g mol^{-1} . La masa atómica relativa es la relación entre la masa de un átomo y la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12. No tiene dimensiones.
 - e) La masa molar de una sustancia molecular es la masa de 1 mol de moléculas de dicha sustancia. Se mide en g mol^{-1} . La masa molecular relativa es la relación entre la masa de una molécula y la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12. No tiene dimensiones.
 - f) La masa molar de una sustancia con estructura gigante es la masa de 1 mol de unidades fórmula de dicha sustancia. Se mide en g mol^{-1} . La masa fórmula relativa es la relación entre la masa de una unidad fórmula y la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12. No tiene unidades.

11.35 Calcula la masa molecular relativa de:

- a) I_2 b) H_2O_2 c) H_2SO_4 d) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH}$

- a) $M_r(\text{I}_2) = 2 A_r(\text{I}) = 2 \cdot 126,9 = 253,8$
b) $M_r(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 A_r(\text{H}) + 2 A_r(\text{O}) = (2 \cdot 1,0) + (2 \cdot 16,0) = 34,0$
c) $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 A_r(\text{O}) = (2 \cdot 1,0) + 32,1 + (4 \cdot 16,0) = 98,1$
d) $M_r(\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH}) = 6 A_r(\text{H}) + 2 A_r(\text{C}) + A_r(\text{O}) = (6 \cdot 1,0) + (2 \cdot 12,0) + 16,0 = 46,0$

11.36 Calcula la masa fórmula relativa de:

- a) KCl c) SiC e) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
b) MgO d) Al_2O_3 f) CuSO_4

- a) $M_r(\text{KCl}) = A_r(\text{K}) + A_r(\text{Cl}) = 39,1 + 35,5 = 74,6$
b) $M_r(\text{MgO}) = A_r(\text{Mg}) + A_r(\text{O}) = 24,3 + 16,0 = 40,3$
c) $M_r(\text{SiC}) = A_r(\text{Si}) + A_r(\text{C}) = 28,1 + 12,0 = 40,1$
d) $M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 A_r(\text{Al}) + 3 A_r(\text{O}) = (2 \cdot 27,0) + (3 \cdot 16,0) = 102,0$
e) $M_r(\text{Ca}(\text{OH})_2) = A_r(\text{Ca}) + 2 A_r(\text{O}) + 2 A_r(\text{H}) = 40,1 + (2 \cdot 16,0) + (2 \cdot 1,0) = 74,1$
f) $M_r(\text{CuSO}_4) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{S}) + 4 A_r(\text{O}) = 63,6 + 32,1 + (4 \cdot 16,0) = 159,7$

11.37 ¿Cuál es la masa molar de cada una de las sustancias cuyas fórmulas se muestran en los ejercicios 35 y 36?

El valor numérico de la masa molar (M) coincide con el de la masa molecular relativa o el de la masa fórmula relativa si se expresa en g mol^{-1} . Por ejemplo: $M(\text{I}_2) = 253,8 \text{ g mol}^{-1}$.

11.38 Calcula la cantidad de sustancia que hay en las muestras siguientes:

- 200 g de aluminio, Al (s).
- 100 g de azufre, S₈ (s).
- 200 g de SiO₂ (s).
- 40,0 cm³ de etanol, CH₃CH₂OH (l) (d_{etanol} = 0,70 g cm⁻³).
- 20,0 dm³ de CH₄ (g), a 0°C y 1 bar.

$$a) n = \frac{200 \text{ (g Al)}}{27,0 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 7,41 \text{ mol Al}$$

$$b) n = \frac{100 \text{ (g S}_8\text{)}}{8 \cdot 32,1 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 0,390 \text{ mol S}_8$$

$$c) n = \frac{200 \text{ (g SiO}_2\text{)}}{(28,1 + 2 \cdot 16,0) \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 3,33 \text{ mol SiO}_2$$

$$d) m = dV = 40,0 \text{ (cm}^3\text{)} \cdot 0,70 \text{ (g cm}^{-3}\text{)} = 28,0 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O};$$

$$n = \frac{28,0 \text{ (g C}_2\text{H}_6\text{O)}}{(2 \cdot 12,0 + 6 \cdot 1,01 + 16,0) \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 0,61 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}$$

$$e) n = \frac{V}{V_m} = \frac{20,0 \text{ (dm}^3 \text{ CH}_4\text{)}}{22,4 \text{ (dm}^3 \text{ mol}^{-1}\text{)}} = 0,89 \text{ mol CH}_4$$

11.39 Calcula:

- Los átomos de Al que hay en 200 g de aluminio.
- Las moléculas de S₈ que hay en 100 g de S₈ (s).
- El número de moléculas de agua que hay en 100 cm³ de agua, H₂O (l), a 25°C (d_{agua} = 1,00 g cm⁻³ a 25°C).
- Las unidades fórmula SiO₂ que hay en 200 g de SiO₂ (s).
- Los iones Na⁺ e iones Cl⁻ que hay en 100 g de NaCl (s).

$$a) n = \frac{200 \text{ (g Al)}}{27,0 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 7,41 \text{ mol Al};$$

$$N = nN_A = 7,41 \text{ (mol)} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (átomos mol}^{-1}\text{)} = 4,46 \cdot 10^{24} \text{ átomos Al}$$

$$b) n = \frac{100 \text{ (g S}_8\text{)}}{8 \cdot 32,1 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 0,390 \text{ mol S}_8;$$

$$N = nN_A = 0,390 \text{ (mol)} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (moléculas mol}^{-1}\text{)} = 2,35 \cdot 10^{23} \text{ moléculas S}_8$$

$$c) m = Vd = 100 \text{ (cm}^3\text{)} \cdot 1,00 \text{ (g cm}^{-3}\text{)} = 100 \text{ g H}_2\text{O}; \quad n = \frac{100 \text{ (g H}_2\text{O)}}{18,0 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 5,55 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$N = nN_A = 5,55 \text{ (mol)} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (moléculas mol}^{-1}\text{)} = 3,34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

$$d) n = \frac{200 \text{ (g SiO}_2\text{)}}{60,1 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 3,33 \text{ mol SiO}_2;$$

$$N = nN_A = 3,33 \text{ (mol)} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (unidades fórmula mol}^{-1}\text{)} = 2,00 \cdot 10^{24} \text{ unidades fórmula SiO}_2$$

$$e) n = \frac{100 \text{ (g NaCl)}}{58,5 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 1,71 \text{ mol NaCl};$$

$$N = nN_A = 1,71 \text{ (mol)} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (unidades fórmula mol}^{-1}\text{)} = 1,03 \cdot 10^{24} \text{ unidades fórmula NaCl} = n.^{\circ} \text{ iones Na}^+ \text{ y Cl}^-$$

11.40 Calcula la masa de las partículas siguientes:

- Un átomo de hidrógeno.
- Una molécula de oxígeno.
- Una molécula de agua.

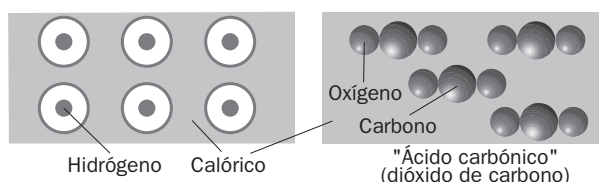
$$a) m \text{ (H)} = \frac{M \text{ (H)}}{N_A} = \frac{1,01 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ (mol}^{-1}\text{)}} = 1,68 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$b) m \text{ (O}_2\text{)} = \frac{M \text{ (O}_2\text{)}}{N_A} = \frac{32,00 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ (mol}^{-1}\text{)}} = 5,32 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$c) m \text{ (H}_2\text{O)} = \frac{M \text{ (H}_2\text{O)}}{N_A} = \frac{18,02 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ (mol}^{-1}\text{)}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR DE LA MATERIA. LEYES DE LOS GASES

11.41 Dalton imaginaba que los gases estaban formados por átomos o moléculas en reposo, rodeados de una atmósfera de calórico. El calórico es la sustancia que se suponía se transfería a un cuerpo cuando se calentaba.



- a) ¿Cómo crees que se podía explicar la compresión y la dilatación térmica de los gases a partir del modelo estático de los gases de Dalton?
- b) Piensa en alguna propiedad de los gases que no sea fácilmente explicable con el modelo estático y que, en cambio, se pueda explicar fácilmente con el modelo cinético.
- c) Explica mediante el modelo cinético de los gases la presión que un gas ejerce sobre las paredes del recipiente que lo contiene, la relación entre la presión y el volumen, y el aumento de la presión con la temperatura.
- a) Calentar un gas significaba transferirle más calórico, que se situaba entre los átomos o moléculas, lo que aumentaba la atmósfera de calórico que los rodeaba y, por tanto, el volumen que ocupaba el gas.
- b) La difusión de los gases sería difícil de explicar con el modelo estático. De forma natural requiere un modelo cinético, es decir, una visión de las moléculas del gas en continuo movimiento.
- c) La presión que un gas ejerce sobre las paredes del recipiente que lo contiene se explica en el modelo cinético como consecuencia de los choques constantes de las moléculas sobre la superficie de la pared. Cada choque implica una pequeña fuerza sobre la pared. La suma de las fuerzas de todos los choques que tienen lugar en 1 segundo es el valor de la fuerza total, que, referida a la unidad de superficie, da cuenta del valor de la presión. Si se disminuye el volumen a la mitad, la frecuencia de los choques (número de choques por unidad de tiempo) aumenta al doble y, por tanto, la presión se hace doble. Si se aumenta la temperatura, aumenta la velocidad media de las moléculas, lo que da lugar a que la fuerza de los impactos sea mayor y, también, aumenta la frecuencia de los choques. La suma de los dos efectos hace que la presión sea directamente proporcional a la temperatura absoluta.

11.42 Un gas ocupa 175 L a una presión de 101,0 kPa. ¿Cuál será su volumen si la presión aumenta a 140 kPa y la temperatura permanece constante?

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{p_1 V_1}{p_2} = \frac{101,0 \text{ (kPa)} \cdot 175 \text{ (L)}}{140 \text{ (kPa)}} = 126 \text{ L}$$

11.43 Se calienta un gas a presión constante hasta que su volumen se dobla, pasando de 150 L a 300 L. Si la temperatura inicial del gas era de 20°C, ¿cuál ha sido la temperatura final?

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{T_1 V_2}{V_1} = \frac{293 \text{ (K)} \cdot 300 \text{ (L)}}{150 \text{ (L)}} = 586 \text{ K}$$

11.44 Calcula la presión que ejercen 5,00 g de N₂ gas en un recipiente de 2,00 dm³ de capacidad a una temperatura de 25°C.

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V} = \frac{mRT}{M(N_2)V} = \frac{5,00 \text{ (g)} \cdot 8,31 \text{ (JK}^{-1}\text{mol}^{-1}) \cdot 298 \text{ (K)}}{28,02 \text{ (g mol}^{-1}) \cdot 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ (m}^3)} = 2,21 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

11.45 La acetona es un líquido incoloro muy utilizado como quitaesmaltes. Supón que una muestra de 5,876 g de acetona se coloca en un matraz de 3,0 litros, al que se ha hecho previamente el vacío, y se calienta hasta 100°C.

A esta temperatura, la acetona se vaporiza totalmente, se mide la presión del interior del matraz y resulta ser de 1,045 · 10⁵ Pa. Calcula la masa molar de la acetona.

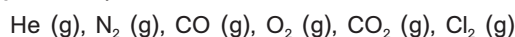
$$pV = nRT \Rightarrow pV = \frac{mRT}{M} \Rightarrow M = \frac{mRT}{pV} = \frac{5,876 \text{ (g)} \cdot 8,31 \text{ (JK}^{-1}\text{mol}^{-1}) \cdot 373 \text{ (K)}}{1,045 \cdot 10^5 \text{ (Pa)} \cdot 3,00 \cdot 10^{-3} \text{ (m}^3)} = 58,1 \text{ g mol}^{-1}$$

- 11.46 En condiciones normales de presión y temperatura (0°C y 10⁵ Pa), la densidad de un gas es 1,940 gdm⁻³. ¿Cuál es su masa molar?

$$pV = \frac{mRT}{M} \Rightarrow M = \frac{mRT}{pV} = \frac{dRT}{p} = \frac{1940 \text{ (gdm}^{-3}) \cdot 8,31 \text{ (JK}^{-1}\text{mol}^{-1}) \cdot 273 \text{ (K)}}{10^5 \text{ (Pa)}} = 44,0 \text{ gdmol}^{-1}$$

- 11.47 El aire es una mezcla de nitrógeno y oxígeno (además de otros gases que se encuentran en menor proporción). La densidad del aire a 0°C y 1 atm es 1,297 gdm⁻³.

- a) Calcula la masa molar media del aire a partir de su densidad.
 b) Predice cuáles de los siguientes gases serán más densos que el aire y cuáles menos densos, en las mismas condiciones de presión y de temperatura.



a) $M = \frac{mRT}{pV} = \frac{dRT}{p} = \frac{1,297 \text{ (gdm}^{-3}) \cdot 0,082 \text{ (atm dm}^3\text{K}^{-1}\text{mol}^{-1}) \cdot 273 \text{ (K)}}{1 \text{ (atm)}} = 29,0 \text{ gdmol}^{-1}$

- b) Serán más densos que el aire todos aquellos gases que tengan una masa molar superior a la masa molar media del aire (29,0 gdmol⁻¹), que son el O₂ (g), CO₂ (g) y el Cl₂ (g).

- 11.48 Interpreta mediante la teoría cinético-molecular:

a) La ley de Boyle.

b) La ley de Avogadro.

a) Al disminuir el volumen del gas a la mitad, la frecuencia de choque de las moléculas aumenta al doble y, en consecuencia, la presión del gas aumenta al doble, siempre que la temperatura se mantenga constante.

b) A presión constante y temperatura constante, el volumen que ocupa un gas es directamente proporcional al número de moléculas, porque cuanto mayor es este número mayor es la presión, lo que da lugar, si hay una pared móvil, a un aumento del volumen.

- 11.49 Un cilindro metálico, dotado de una válvula de seguridad que se abre a la presión de 10,0 bar, se ha de llenar con nitrógeno que después se calentará hasta 100°C.

¿Cuál es la máxima presión a la que se puede rellenar el cilindro a 25°C?

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow p_1 = \frac{T_1 p_2}{T_2} = \frac{293 \text{ (K)} \cdot 10,0 \text{ (bar)}}{373 \text{ (K)}} = 7,99 \text{ bar}$$

COMPOSICIÓN DE LAS SOLUCIONES

- 11.50 Se analiza un pescado procedente de un río contaminado y se comprueba que contiene 0,427 ppm de mercurio. Si comieras 400 g de este pescado, ¿cuál es la masa de mercurio que ingerirías?

$$m_{\text{Hg}} = \frac{0,427 \text{ (g)}}{10^6 \text{ (g)}} \cdot 400 \text{ (g)} = 1,71 \cdot 10^{-4} \text{ g} = 0,171 \text{ mg Hg}$$

- 11.51 Un ácido sulfúrico concentrado contiene 96,0% de H₂SO₄ y tiene una densidad de 1,86 gcm⁻³. ¿Cuál es su concentración en masa?

$$c = \frac{96,0 \text{ (g H}_2\text{SO}_4)}{100 \text{ (g disolución)}} \cdot \frac{1,86 \text{ (g disolución)}}{1 \text{ (cm}^3 \text{ disolución)}} \cdot \frac{10^3 \text{ (cm}^3)}{1 \text{ (L)}} = 1786 \text{ gL}^{-1} = 1,79 \text{ kgL}^{-1}$$

- 11.52 Una bebida alcohólica contiene un 40% en masa de etanol (CH₃CH₂OH). Una persona ingiere 100 g de la misma y se sabe que el 15% del alcohol pasa a la sangre. Estima la concentración en masa de alcohol en sangre si se considera que un adulto tiene 7 dm³ de sangre.

A la sangre pasan: $m_{\text{etanol}} = 100 \text{ (g bebida)} \cdot \frac{40 \text{ (g etanol)}}{100 \text{ (g bebida)}} \cdot \frac{15 \text{ (g absorbidos)}}{100 \text{ (g ingeridos)}} = 6,0 \text{ g etanol}$

$$c = \frac{6,0 \text{ (g etanol)}}{7,0 \text{ (dm}^3 \text{ sangre)}} = 0,86 \text{ gL}^{-1}$$

- 11.53 Un vaso de precipitados contiene 100 cm³ de una solución 2 mol dm⁻³ de NaOH en agua. ¿Significa esto que en los 100 cm³ de disolución hay 2 mol de NaOH? Razona la respuesta.

$$n_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ (L)} \cdot \frac{2 \text{ (mol)}}{1 \text{ (L)}} = 0,2 \text{ mol}$$

No hay 2,0 mol, sino 0,2 mol.

- 11.54 Calcula la concentración (en mol L⁻¹) de ácido acético de una solución de vinagre que contiene 5,0% de ácido acético. La densidad de la solución es de 1,005 g cm⁻³.

$$c = \frac{5,0 \text{ (g CH}_3\text{COOH)}}{100 \text{ (g disolución)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol CH}_3\text{COOH)}}{60,1 \text{ (g CH}_3\text{COOH)}} \cdot \frac{1,005 \text{ (g disolución)}}{1 \text{ (cm}^3 \text{ disolución)}} \cdot \frac{10^3 \text{ (cm}^3\text{)}}{1 \text{ (L)}} = 0,84 \text{ mol L}^{-1}$$

- 11.55 Calcula la concentración (en mol L⁻¹) de una solución de amoníaco en agua que contiene 200 g de NH₃ (g) por litro de solución.

$$c = \frac{200 \text{ (g NH}_3\text{)}}{1 \text{ (L disolución)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol NH}_3\text{)}}{17,04 \text{ (g NH}_3\text{)}} = 11,7 \text{ mol L}^{-1}$$

- 11.56 Un paciente tiene un nivel de colesterol de 214. Como muchas otras medidas bioquímicas, este resultado corresponde a las unidades de mg dL⁻¹. Determina la concentración en cantidad de sustancia (en mol L⁻¹) de colesterol en la sangre de ese paciente. La masa molar del colesterol es de 386,6 g mol⁻¹.

$$c = \frac{214 \cdot 10^3 \text{ (g colesterol)}}{1 \text{ (dL sangre)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol colesterol)}}{386,6 \text{ (g colesterol)}} \cdot \frac{10 \text{ (dL)}}{1 \text{ (L)}} = 5,54 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

- 11.57 El agua de mar contiene 19000 ppm de ion cloruro y 10500 ppm de ion sodio, entre otros iones en disolución. Calcula la concentración en mol L⁻¹ del ion cloruro y del ion sodio que hay en el agua de mar. La densidad del agua de mar es de 1,024 g cm⁻³.

$$c_{\text{Cl}^-} = \frac{19000 \text{ (g Cl}^-)}{10^6 \text{ (g disolución)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol Cl}^-)}{35,45 \text{ (g Cl}^-)}} \cdot \frac{1,024 \text{ (g disolución)}}{1 \text{ (cm}^3 \text{ disolución)}} \cdot \frac{10^3 \text{ (cm}^3\text{)}}{1 \text{ (L)}} = 0,549 \text{ mol L}^{-1}$$

$$c_{\text{Na}^+} = \frac{10500 \text{ (g Na}^+)}{10^6 \text{ (g disolución)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol Na}^+)}{22,99 \text{ (g Na}^+)}} \cdot \frac{1,024 \text{ (g disolución)}}{1 \text{ (cm}^3 \text{ disolución)}} \cdot \frac{10^3 \text{ (cm}^3\text{)}}{1 \text{ (L)}} = 0,468 \text{ mol L}^{-1}$$

- 11.58 ¿Qué volumen de una solución de NaCl 0,20 mol L⁻¹ hemos de extraer con una pipeta graduada para tener 0,0010 mol NaCl?

$$V = \frac{1 \text{ (dm}^3\text{)}}{0,20 \text{ (mol NaCl)}} \cdot 0,0010 \text{ (mol NaCl)} = 0,0050 \text{ dm}^3 = 5,0 \text{ cm}^3$$

- 11.59 El ácido nítrico (HNO₃) concentrado es del 70% en masa y su densidad es 1,41 g cm⁻³.

- a) ¿Cuál es la concentración de este ácido nítrico concentrado?
 b) ¿Qué volumen de ácido nítrico concentrado se necesita para preparar 250 cm³ de ácido 0,10 mol L⁻¹?
 c) Explica cómo prepararías esta disolución.

$$a) c_{\text{HNO}_3} = \frac{70 \text{ (g HNO}_3\text{)}}{100 \text{ (g disolución)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol HNO}_3\text{)}}{63,02 \text{ (g HNO}_3\text{)}} \cdot \frac{1,41 \text{ (g disolución)}}{1 \text{ (cm}^3 \text{ disolución)}} \cdot \frac{10^3 \text{ (cm}^3\text{)}}{1 \text{ (L)}} = 15,7 \text{ mol L}^{-1}$$

$$b) V_{\text{HNO}_3 \text{ C}_{\text{HNO}_3}} = V'_{\text{HNO}_3} c'_{\text{HNO}_3} \Rightarrow 250 \text{ (cm}^3\text{)} \cdot 0,10 \text{ (mol L}^{-1}\text{)} = V'_{\text{HNO}_3} \cdot 15,7 \text{ (mol L}^{-1}\text{)} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V'_{\text{HNO}_3} = \frac{250 \text{ (cm}^3\text{)} \cdot 0,10 \text{ (mol L}^{-1}\text{)}}{15,7 \text{ (mol L}^{-1}\text{)}} = 1,59 \text{ cm}^3$$

- c) Se tomarían con una pipeta 1,59 cm³ de ácido nítrico concentrado y se añadirían, gota a gota y con agitación suave, a un vaso de precipitados que tuviera cierta cantidad de agua destilada (aproximadamente 100 cm³). A continuación se pasaría esta disolución previa a un matraz aforado de 250 cm³ y se añadiría agua destilada hasta el enrase.

- 11.60 Calcula la masa de hidrógeno seco que contienen 500 cm³ de hidrógeno húmedo recogidos sobre agua a 20°C y una presión total de 1,04 · 10⁵ Pa. La presión del vapor de agua a 20°C es de 2,33 kPa. Haz un dibujo del dispositivo necesario para recoger y medir hidrógeno sobre agua.

$$n_{\text{Totales}} = n_{\text{H}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$n_{\text{Totales}} = \frac{pV}{RT} = \frac{1,04 \cdot 10^5 \text{ (Pa)} \cdot 500 \cdot 10^{-6} \text{ (m}^{-3}\text{)}}{8,31 \text{ (JK}^{-1}\text{mol}^{-1}) \cdot 293 \text{ (K)}} = 0,0214 \text{ mol}$$

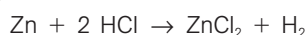
$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}V}{RT} = \frac{2,33 \cdot 10^3 \text{ (Pa)} \cdot 500 \cdot 10^{-6} \text{ (m}^{-3}\text{)}}{8,31 \text{ (JK}^{-1}\text{mol}^{-1}) \cdot 293 \text{ (K)}} = 4,78 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = n_{\text{Totales}} - n_{\text{H}_2\text{O}} \Rightarrow n_{\text{H}_2} = 0,0214 - 4,78 \cdot 10^{-4} = 0,0209 \text{ mol H}_2$$

$$m_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \cdot M_{\text{H}_2} = 0,0209 \text{ (mol)} \cdot 2,02 \text{ (gmol}^{-1}\text{)} = 0,0422 \text{ g H}_2 = 42,2 \text{ mg H}_2$$

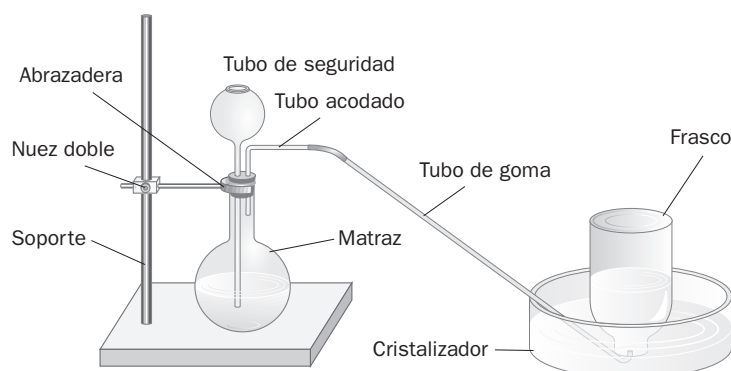
El hidrógeno (H) es el elemento más ligero. Se encuentra en la naturaleza combinado con el oxígeno formando el agua. También forma parte de los ácidos y de los compuestos orgánicos. Libre, se da en una pequeña cantidad, que se cree que aumenta en las capas altas de la atmósfera.

Se obtiene a partir de sus compuestos: por electrólisis del agua, cuando se necesitan cantidades industriales y a partir de los ácidos, por acción de un metal activo y desplazamiento del hidrógeno, en el laboratorio, etc. Generalmente se utiliza ácido clorhídrico y granalla de cinc, siendo la reacción:



El hidrógeno, al ser gas, se desprende y se recoge sobre agua (los gases se recogen sobre líquidos en los que no son solubles), quedando la sal sólida, cloruro de cinc.

El aparato de obtención del gas se presenta en la figura siguiente:



Se coloca el metal en el erlenmeyer y, por el tubo de seguridad, se añade el ácido clorhídrico comercial (diluido en agua al 50%), hasta cubrir el cinc.

El tubo de seguridad tiene su terminal sumergido en el líquido y por él ascendería este en caso de que la salida del gas se obstruyera, evitándose así la rotura del matraz o la proyección brusca del tapón.

El tubo de goma se deja sin sumergir en el agua del cristalizador durante unos minutos, ya que inicialmente se desprende el aire contenido en el matraz. Después de este tiempo se coloca el tubo de desprendimiento, de forma que el gas se recoja en el frasco invertido. El hidrógeno se recoge por desplazamiento del agua del frasco y se almacena de esta forma hasta que se vaya a utilizar.