

1 Composición de la materia

Página 10

- 1 Una muestra de H_2S contiene 14,112 g de azufre y 0,888 g de hidrógeno. Otra muestra de sulfuro de calcio contiene 2,053 g de azufre y 2,497 g de calcio. Halla el peso de combinación del calcio.**

Hay que obtener para comparar las M_{at} del S: 32,06; Ca: 40,08.

El peso de combinación es el peso con el que se combina un elemento con el hidrógeno. La ley de Richter indica que los pesos de elementos diferentes que se combinan con un mismo peso de un elemento dado son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o un múltiplo o un submúltiplo.

Para hallar el peso de combinación del calcio tendremos que saber su combinación con el hidrógeno. 14,112 g S/0,888 g H = 2,053 g S/x g H obteniéndose 0,129 g H. Por otro lado la relación de azufre en el sulfuro con el calcio es 2,497 g Ca, luego 2,497 g Ca/0,129 g H = x/1,0 g H obteniéndose 19,36 g que corresponde a la mitad aproximadamente de la masa atómica del calcio (38,72).

La combinación del azufre con el hidrógeno y con el calcio es la mitad en masa.

- 2 Dos cloruros de hierro contienen 34,43% y 44,05% de hierro, respectivamente. Justifica cómo estos datos cumplen la ley de las proporciones múltiples.**

La ley de las proporciones múltiples indica que las masas que se combinan con una masa constante de un segundo elemento para dar dos compuestos diferentes están en una relación de números enteros sencillos.

34,43 g Fe/65,57 g Cl = 0,53 en el cloruro A y 44,05 g Fe/55,95 g Cl = 0,79 en el cloruro B. Vamos a fijar a 34,43 g la masa del hierro y obtenemos en el segundo caso 43,73 g Cl. Comparamos 65,57 g Cl en el cloruro A/43,73 g Cl en el cloruro B y obtenemos 1,5 que corresponde a la relación 3/2 y podemos comprobar que se refiere a los compuestos FeCl_2 y FeCl_3 donde los cloros están en la relación dos/tres para una cantidad fija de hierro.

Página 12

- 3 Indica qué compuestos MgCl_2 , C_6H_6 , H_2O_2 , NH_3 y CO_2 pueden representarse de forma diferente mediante: unidades fórmula, fórmulas empíricas, moleculares y estructurales, expresando las razones.**

Los compuestos iónicos deben expresarse como unidades fórmula: MgCl_2 .

En las moléculas covalentes inorgánicas, en general, coinciden las fórmulas empírica y molecular. Ej: CO_2 y NH_3 .

Hay excepciones como el H_2O_2 donde debemos indicar la fórmula molecular.

En los compuestos orgánicos es más frecuente la diferencia entre la fórmula empírica y la molecular. Ej: C_6H_6 (fórmula molecular) y CH (fórmula empírica) del benceno.

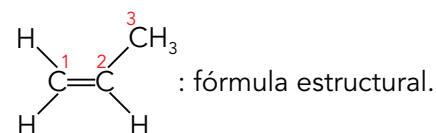
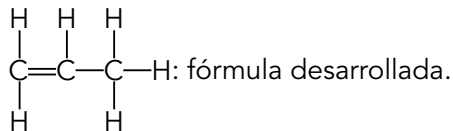
Las fórmulas estructurales deben usarse para explicar los tipos de enlace, algo esencial en muchas reacciones.

4 Escribe las fórmulas empírica, molecular, semidesarrollada, desarrollada y estructural del propeno.

CH_2 : fórmula empírica.

C_3H_6 : fórmula molecular.

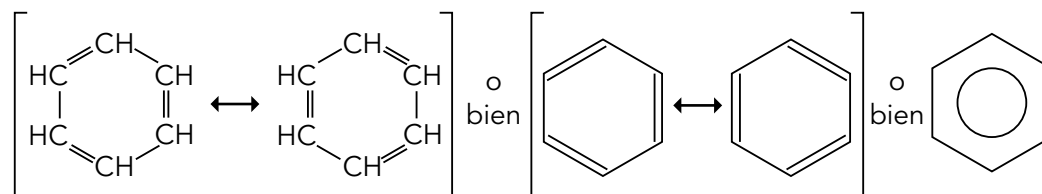
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$: fórmula semidesarrollada.



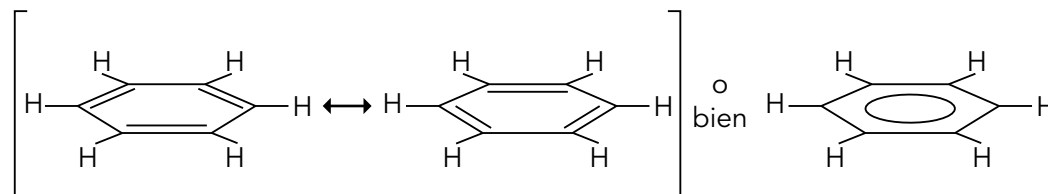
5 Escribe las fórmulas empírica, molecular, semidesarrollada y estructural del benceno.

CH : fórmula empírica.

C_6H_6 : fórmula molecular.



fórmula semidesarrollada.



fórmula estructural.

2 Unidad de la cantidad de sustancia: el mol

Página 14

1 Ordena las siguientes cantidades de menor a mayor número de átomos:

a) 1,0 g de nitrato de magnesio.

b) 4 moles de ácido clorhídrico.

c) $6,1 \cdot 10^{24}$ moléculas de dióxido de azufre.

a) El $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ tiene una masa molecular de $24 + 2 \cdot (14 + 16 \cdot 3) = 148$ uma

En un mol hay 148 g y $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas; en un gramo $\frac{6,022 \cdot 10^{23}}{148} = 4,1 \cdot 10^{21}$ moléculas.

En cada molécula hay 9 átomos, luego en un gramo habrá $3,69 \cdot 10^{22}$ átomos.

b) En un mol de HCl hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas. En cada molécula hay 2 átomos, luego $12,044 \cdot 10^{23}$ átomos.

c) En una molécula de dióxido de azufre (SO_2) hay 3 átomos. En $6,1 \cdot 10^{24}$ moléculas de dióxido de azufre habrá $1,83 \cdot 10^{25}$ moléculas.

2 Ordena de mayor a menor cantidad de azufre e indica el número de moles de átomos de azufre de las siguientes sustancias:

a) 256 g de S_8

b) 980 g de H_2SO_4

c) 320 g de SO_2

a) Solo hay azufre, luego son $32 \cdot 8 = 256$ g en un mol de S_8 .

b) Un mol de H_2SO_4 son 98 g. En un mol de H_2SO_4 hay 32 g de S, que corresponden al 32,65% en masa. 980 g corresponden a 10 moles de moléculas, luego hay 326,5 g S. Hay 1 mol de S por mol H_2SO_4 . Luego en 10 moles de H_2SO_4 habrá 10 moles de átomos de S.

c) Un mol de SO_2 son 64 g, de los cuales 32 g son de S. Esto corresponde al 50% en masa, y por lo tanto, de los 320 g de SO_2 del enunciado, 160 g serán de S.

Luego hay $\frac{320}{64} = 5$ moles de moléculas de SO_2 .

Hay un mol de átomos de S por cada mol de moléculas, con lo que hay 5 moles de átomos de S.

Por tanto, el orden pedido sería: $b > a > c$.

3 El estudio de los gases

Página 16

1 Una aplicación habitual de la ley de Boyle consiste en averiguar el volumen de un recipiente de forma irregular, mediante el trasvase de un gas de volumen y presión conocidos. Un recipiente contiene 515 mL de aire a 735 mm de Hg siendo conectado a un recipiente vacío, ¿cuál es el volumen del segundo recipiente si la presión final medida fue de 432 mm de Hg?

Al aplicar la ley de Boyle hay que tener cuidado, ya que el volumen final será la suma del volumen de la primera vasija y el de la segunda. $P_1 \cdot V_i = P_2 V_f$ con lo que:

$$\frac{735 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/atm} \cdot 0,515 \text{ L}} = \frac{432 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/atm} \cdot V_f} \rightarrow V_f \text{ sería } 0,876 \text{ L}$$

Por tanto, la segunda vasija tendría un V_2 de $0,876 - 0,515 = 0,361$ L (361 mL).

2 Un cilindro de 0,05 L con un pistón móvil se llena a 24 °C con un gas que ocupa 36,2 cm³ ¿cuál es la temperatura más elevada a la cual puede calentarse el cilindro a presión constante sin que salga el pistón?

Habría que aplicar la ley de Charles Gay-Lussac a presión constante. $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

Teniendo en cuenta que la temperatura debemos expresarla en K y el volumen en L, hacemos las conversiones correspondientes:

$$\frac{36,2 \text{ cm}^3 \cdot 1 \text{ L}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} = 0,0362 \text{ L} = 3,6 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

y 24 °C son $273 + 24 = 297$ K.

Por otro lado, el cilindro es de $5 \cdot 10^{-2}$ L.

Aplicando la ley de Gay-Lussac tenemos: $\frac{3,6 \cdot 10^{-2} \text{ L}}{297 \text{ K}} = \frac{5 \cdot 10^{-2} \text{ L}}{T_2}$

De donde, despejando $T_2 = 1,4 \cdot 297 = 416$ K, que corresponde a $416 - 273 = 143$ °C.

Página 17

- 3** Las bombillas de luz incandescente contienen gases inertes tales como nitrógeno, en los que el filamento no arde tan rápidamente. El volumen aproximado de una bombilla de 100 W es de 130 cm^3 , y la bombilla contiene $3 \cdot 10^{-3}$ moles de nitrógeno. ¿Cuántos moles de nitrógeno existirían en el interior de una bombilla de 150 W, en las mismas condiciones de presión y temperatura, si el volumen de la bombilla más grande es de 185 cm^3 ?

Tendríamos que aplicar la ley de Avogadro donde la presión y la temperatura son constantes y la única variación sería el volumen y el número de moles.

En una bombilla de 100 W tenemos $3 \cdot 10^{-3}$ moles de nitrógeno en un volumen de:

$$130 \text{ cm}^3 = \frac{130 \text{ cm}^3 \cdot 1 \text{ L}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} = 0,13 \text{ L}$$

En la bombilla de 150 W, el volumen es de $185 \text{ cm}^3 = \frac{185 \text{ cm}^3 \cdot 1 \text{ L}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} = 0,185 \text{ L}$

La ley de Avogadro nos indica que $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$; luego tendríamos: $\frac{0,13 \text{ L}}{3 \cdot 10^{-3} \text{ moles}} = \frac{0,185 \text{ L}}{n_2}$, lo que, despejando n_2 , nos da: $n_2 = 4,27 \cdot 10^{-3}$ moles.

Página 19

- 4** Un recipiente de 2,00 L de capacidad contiene 0,36 g de helio a 25 °C. Se vierte su contenido en otro recipiente de 1,00 L que contiene 0,60 g de nitrógeno a igual temperatura. Calcula la presión parcial que ejerce cada gas y la presión total de la mezcla.

Masas atómicas: He: 4; N: 14. Tenemos que aplicar la ley de Dalton de las presiones parciales.

Moles de He: $\frac{0,36 \text{ g}}{4 \text{ g/mol}} = 0,09 \text{ mol}$. Moles de N_2 : $\frac{0,60 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,021 \text{ mol}$.

El volumen total sería 3,00 L. El número de moles totales es 0,111 moles.

La temperatura del recipiente es $25 + 273 = 298 \text{ K}$.

La presión total sería $P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,111 \cdot 0,082 \cdot 298}{3,00} = 0,90 \text{ atm}$.

La fracción molar de He es: $\frac{0,09}{0,111} = 0,81$; la fracción molar del N_2 es: $\frac{0,021}{0,111} = 0,189$.

Las presiones parciales serían: $0,81 \cdot 0,90 = 0,73 \text{ atm}$ en el He, y $0,189 \cdot 0,90 = 0,17 \text{ atm}$ en el N_2 .

- 5** El hidrógeno se puede obtener por la reacción de ácido clorhídrico y cinc. Se recogen 146 mL de este gas sobre agua a 20 °C y 780 mm Hg de presión total. Sabiendo que la presión que ejerce el vapor de agua a la citada temperatura es 17,5 mm Hg, calcula la masa de hidrógeno recogida.

La P_{vapor} agua a 20 °C es 17,5 mm Hg.

Aplicamos la $P_{\text{total}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$, de donde deducimos que la P_{H_2} es $780 - 17,5 = 762,5 \text{ mm Hg}$, que corresponden a 1,003 atm.

La temperatura en K es $20 + 273 = 293 \text{ K}$; y para el volumen, 146 mL son 0,146 L.

La masa de hidrógeno la obtendremos de la ecuación general de los gases $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, en donde sustituiremos los valores dados en las unidades adecuadas:

$$1 \text{ atm} \cdot 0,146 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}$$

despejando $n = 6,08 \cdot 10^{-3}$ moles, obtendremos, con la masa molecular de hidrógeno, que es 2, el número de gramos: $\text{N}^\circ \text{ g} = n \cdot M_{\text{mH}_2} = 6,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} = 0,012 \text{ g} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ g}$.

4 Determinación de fórmulas químicas

Página 20

- 1** Halla la fórmula empírica de una sustancia que tiene la siguiente composición centesimal: Fe = 63,53%, S = 36,47%.

Utilizamos los datos de las masas atómicas de Fe: 55,8 y S: 32,1.

Las proporciones serían $\frac{63,53}{55,8} = 1,14$ y $\frac{36,47}{32,1} = 1,14$. Dividiendo por el menor obtenemos que la relación Fe/S es 1/1. Luego tendríamos la fórmula empírica FeS.

- 2** El ácido ascórbico (vitamina C) está formado por 40,92% de carbono, 4,58% de hidrógeno y 54,50% de oxígeno en masa. Determina la fórmula empírica.

Utilizamos los datos de las masas atómicas de C: 12, H: 1 y O: 16.

Las proporciones las obtenemos dividiendo por la masa atómica:

$$\frac{40,92}{12} = 3,41; \frac{4,58}{1} = 4,58; \frac{54,50}{16} = 3,41$$

Dividiendo por el menor obtenemos:

$$\text{C: } \frac{3,41}{3,41} = 1 \quad ; \quad \text{H: } \frac{4,58}{3,41} = 1,34 \quad ; \quad \text{O: } \frac{3,41}{3,41} = 1$$

Para que la relación sea en números enteros hay que multiplicar por 3 los resultados anteriores obteniendo: C: 3; H: 4; O: 3. Luego su fórmula empírica sería $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$.

- 3** El análisis de la alicina (un componente del ajo, eficaz en la prevención de la hipertensión) da la siguiente composición en masa C: 44,43%; H: 6,21%; S: 39,5%; O: 9,86%. Calcula la fórmula empírica. ¿Cuál sería su fórmula molecular si su masa molecular es de 162 g?

Utilizamos los datos de las masas atómicas de C: 12, H: 1, S: 32 y O: 16.

Las proporciones las obtenemos dividiendo por la masa atómica:

$$\frac{44,43}{12} = 3,7; \frac{6,21}{1} = 6,21; \frac{39,5}{32} = 1,23; \frac{9,86}{16} = 0,62$$

Dividiendo por el menor valor obtenemos:

$$\text{C: } \frac{3,7}{0,62} = 6,0; \text{H: } \frac{6,21}{0,62} = 10; \text{S: } \frac{1,23}{0,62} = 2,0; \text{O: } \frac{0,62}{0,62} = 1. \text{ Luego sería } \text{C}_6\text{H}_{10}\text{S}_2\text{O}.$$

Teniendo el dato de la masa molecular de 162 = $n \cdot (6 \cdot 12 + 10 \cdot 1 + 32 \cdot 2 + 16 \cdot 1) = n \cdot (72 + 10 + 64 + 16) = n \cdot 162$ luego n es 1.

La fórmula molecular coincide con la empírica, y es $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{S}_2\text{O}$.

- 4** En la combustión de 2,37 g de carbono se formaron 8,69 g de un óxido gaseoso de este elemento. Un litro del compuesto tiene una masa de 1,98 g, a 1 atm y 273 K. Suponiendo que se comporta como un gas ideal, determina la fórmula molecular del óxido.

Partimos de 2,37 g de C y se forman 8,69 g de un óxido de carbono, de los cuales, 2,37 g son de carbono y 6,32 g de oxígeno. Dividiendo por sus masas atómicas:

$$\text{C: } \frac{2,37}{12} = 0,2; \text{O: } \frac{6,32}{16} = 0,4$$

y, a continuación, por el menor, obtendremos su relación que es 1 C : 2 O.

Por otro lado, 1 L del gas obtenido corresponde a $\frac{1,98}{M_m}$ = moles del óxido a 1 atm y 273 K.

Sustituimos estos datos en la ecuación de los gases ideales $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$:

$$1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L} = \frac{1,98}{M_m} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K} \text{ y despejamos } M_m = 44,3 \text{ g/mol}.$$

Luego $M_m = n \cdot (12 + 16 \cdot 2) = n \cdot 44 \rightarrow n = 1$. La fórmula empírica es igual a la molecular, CO_2 .

5 Disoluciones. Unidades de concentración

Página 21

- 1** El etiquetado de un frasco de ácido sulfúrico, indica una disolución al 61,54% en masa y densidad 1,515 g/mL. Calcula: a) molaridad; b) molalidad; c) normalidad como ácido; d) fracción molar del soluto y del disolvente.

Utilizamos los datos de las masas atómicas de H: 1, S: 32 y O: 16.

La M_m del ácido sulfúrico es 98 g/mol.

a) **Molaridad:** $\frac{\text{moles soluto}}{V(L) \text{ disolución}}$

Fijamos el volumen a 1 L, por lo tanto tenemos 1515 g de disolución. Como nos indican 61,54% en masa, significa que tenemos 932,3 g de ácido sulfúrico puro.

El número de moles de soluto sería: $\frac{932,3 \text{ moles de } H_2SO_4}{98 \text{ g/mol}} = 9,51 \text{ moles.}$

Con todo esto podemos sustituir en la ecuación de la molaridad: $\frac{9,51 \text{ moles } H_2SO_4}{1L \text{ disolución}} = 9,51 \text{ M.}$

b) **Molalidad:** $\frac{\text{moles soluto}}{\text{kg disolvente}}$. Sustituyendo datos: $\frac{9,51 \text{ moles } H_2SO_4}{0,583 \text{ kg}} = 16,3 \text{ molal.}$

- c) **Normalidad como ácido:** molaridad $\cdot x$; siendo x el número de hidrógenos de carácter ácido, en este caso 2. Luego la normalidad será: $9,51 \text{ M} \cdot 2 = 19,02 \text{ N.}$

- d) **Fracción molar de soluto:** $X = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles totales}}$. Los moles totales serían los del ácido sulfúrico más los del agua.

Moles de agua: $\frac{38,46 \text{ g } H_2O}{18 \text{ g/mol}} = 2,14 \text{ mol.}$

Los moles totales serían $9,51 \text{ mol} + 2,14 \text{ mol} = 11,65 \text{ mol}$; y la fracción molar del ácido sulfúrico: $X_{H_2SO_4} = \frac{9,51 \text{ moles } H_2SO_4}{11,65 \text{ moles totales}} = 0,816.$

e) **Fracción molar del disolvente:** $\frac{\text{moles disolvente}}{\text{moles totales}} = \frac{2,14 \text{ mol } H_2O}{11,65 \text{ moles totales}} = 0,184.$

- 2** ¿Cuál es la concentración de iones Al^{3+} e iones SO_4^{2-} en una disolución 0,01 M de $Al_2(SO_4)_3$?

El $Al_2(SO_4)_3$ es una sal completamente disociada, según la ecuación: $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2 Al^{3+} + 3 SO_4^{2-}$, luego las concentraciones de los iones serían, por la estequiometría:

$[Al^{3+}] = 2 \cdot 0,01 \text{ M} = 0,02 \text{ M}$ y $[SO_4^{2-}] = 3 \cdot 0,01 \text{ M} = 0,03 \text{ M.}$

- 3** Indica cómo se prepararían 5 L de una disolución acuosa de hidróxido de bario al 1 %.

Tenemos que suponer que prácticamente la densidad es 1 al ser tan pequeña la cantidad de soluto en la disolución. Luego tendríamos 5000 g de disolución, cuyo 1% sería el hidróxido, es decir 50 g de soluto con 4950 g de disolvente.

La realización sería la siguiente: primero pesaríamos 10 g de hidróxido, los disolveríamos en agua en un vaso de precipitado de 250 cm³ y completaríamos hasta 1 L con agua destilada agitando para homogeneizar en un matraz aforado de dicho volumen. Repetiríamos la operación cinco veces.

Es difícil contar con matraces aforados de tamaño superior. Si tuviéramos un recipiente de 5 L donde pudiéramos hacer la operación de una sola vez, pesaríamos los 50 g los disolveríamos en una porción de un litro de agua y completaríamos en el recipiente agitando hasta enrasar los 5 L.

Página 23

- 4 ¿Cuántos gramos de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) se requieren para preparar 250 mL de una disolución cuya concentración sea 2,16 M?**

Buscamos las masas atómicas de K: 39; Cr: 52; O: 16 para obtener la M_m del $K_2Cr_2O_7 = 39 \cdot 2 + 52 \cdot 2 + 16 \cdot 7 = 78 + 104 + 112 = 294$ g/mol.

$$2,16 \text{ M} = \frac{\left(\frac{x \text{ g}}{294 \text{ g/mol}}\right)}{0,25 \text{ L}} \text{ luego } x = 2,16 \text{ moles/L} \cdot 0,25 \text{ L} \cdot 294 \text{ g/mol} = 158,8 \text{ g de } K_2Cr_2O_7$$

- 5 ¿Qué cantidad de hidróxido de sodio del 70% de riqueza se necesita para preparar tres litros de una disolución 0,5 M de este compuesto?**

Buscamos las masas atómicas de H: 1; O: 16; Na: 23 para obtener la masa molar del NaOH: $M_m = 23 + 16 + 1 = 40$ g/mol.

$$0,5 \text{ M} = \frac{\left(\frac{x \text{ g}}{40 \text{ g/mol}}\right)}{3 \text{ L}}; \text{ por tanto, } x = 0,5 \text{ moles/L} \cdot 3 \text{ L} \cdot 40 \text{ g/mol} = 60 \text{ g de NaOH}$$

$$\frac{60 \text{ g NaOH}}{y \text{ g totales}} = \frac{70 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g totales}}$$

De donde obtenemos $y = 85,7$ g que hay que pesar de la disolución al 70% y completar con agua hasta los tres litros.

- 6 Un ácido sulfúrico concentrado tiene una densidad de 1,81 g/cm³ y es del 91% en masa de ácido puro. Calcula: a) La molaridad de esta disolución. b) La normalidad en una reacción ácido-base. c) La molalidad. d) El volumen necesario para preparar 500 cm³ de disolución 0,5 M.**

Utilizamos los datos de las masas atómicas de H: 1, S: 32 y O: 16. M_m del H_2SO_4 es 98 g/mol.

- a) **Molaridad:** $\frac{\text{moles de soluto}}{V(\text{L}) \text{ disolución}}$. Fijamos el volumen a 1 L, por lo tanto tenemos 1810 g de disolución.

Como el enunciado indica que la disolución es 91% en masa, tendremos 1647 g de ácido sulfúrico puro.

$$\text{El número de moles de soluto sería: } \frac{1647 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 16,8 \text{ moles de } H_2SO_4 \text{ puro.}$$

Con todo esto podemos sustituir en la ecuación de la molaridad:

$$M = \frac{16,8 \text{ moles de soluto}}{1 \text{ L disolución}} = 16,8 \text{ M.}$$

- b) **Normalidad como ácido:** Molaridad · valencia, siendo la valencia, en este caso, el número de hidrógenos de carácter ácido; es decir, 2. Así queda $16,8 \text{ M} \cdot 2 = 33,6 \text{ N}$.

- c) **Molalidad:** $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg disolvente}}$. Sustituyendo valores: $\frac{16,8 \text{ moles } H_2SO_4}{0,163 \text{ kg de agua}} = 103,1 \text{ molal}$.

- d) Para saber el volumen a tomar hay que calcular los moles a obtener de la primera disolución, que serán los mismos que tengamos en la segunda:

$$N^\circ \text{ moles} = 0,5 \text{ M} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,25 \text{ moles de soluto.}$$

El número de gramos = moles · $M_m = 0,25 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g/mol} = 24,5$ g soluto. Como la disolución es al 91% debemos tomar:

$$\frac{24,5 \text{ g de soluto}}{y} = \frac{91 \text{ g de soluto}}{100 \text{ g disolución}}$$

$$\text{De donde, } y = \frac{24,5 \text{ g soluto}}{91 \text{ g soluto}} \cdot 100 \text{ g de disolución} = 26,9 \text{ g de disolución.}$$

Como la densidad es 1,81 g/cm³, debemos tomar:

$$\frac{26,9 \text{ g disolución}}{z} = \frac{1,81 \text{ g disolución}}{\text{cm}^3 \text{ disolución}}$$

$$\text{De donde } z = \frac{26,9 \text{ g}}{1,81 \text{ g/cm}^3} = 14,9 \text{ cm}^3 \text{ habrá que tomar de la primera disolución.}$$

6 Estequiometría de las reacciones químicas

Página 24

- 1** El carburo de calcio, CaC_2 , reacciona con el agua para dar hidróxido de calcio y acetileno. Calcula los gramos de CaC_2 necesarios para obtener 10 L de acetileno, a 5 °C y 700 mmHg.

Escribimos la reacción que tiene lugar: $\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$

Recordamos que el acetileno es C_2H_2 , nombrado sistemáticamente como etino. Su masa molar es $M_m = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 2 = 26 \text{ g/mol}$. El CaC_2 tiene $M_m = 40 + 12 \cdot 2 = 64 \text{ g/mol}$.

Aplicamos la ecuación general de los gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, y sustituimos en las unidades adecuadas, que son: presión: $\frac{700}{760} = 0,92 \text{ atm}$, y temperatura: $273 + 5 = 278 \text{ K}$.

$$0,92 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 278 \text{ K}$$

de donde $n = 0,40$ moles de C_2H_2 .

Los moles de CaC_2 de los que partimos son los mismos que los de acetileno que obtenemos, por la estequiometría del proceso (observar que el C no produce ningún otro compuesto). Luego los gramos de CaC_2 necesarios serían $x = 0,40 \text{ moles} \cdot 64 \text{ g/mol} = 25,6 \text{ g}$ de CaC_2 .

- 2** Se hacen reaccionar 100 mL de una disolución 0,5 M de hidróxido de calcio con 100 mL de otra disolución 0,5 M de ácido nítrico. Calcula los gramos de nitrato de calcio que se forman.

La reacción que tiene lugar es: $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Traducimos la información facilitada en forma de moles:

Los moles $\text{Ca(OH)}_2 = 0,5 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$.

Los moles de $\text{HNO}_3 = 0,5 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$.

La estequiometría es el doble para el ácido, luego el ácido es el reactivo limitante. Cuando se agota, no continúa la reacción. Por tanto, se consume la mitad de los moles de la base, y se obtienen 0,025 moles de la sal.

Calculamos su masa molecular, $M = 40 \cdot 1 + 2 \cdot (14 \cdot 1 + 16 \cdot 3) = 40 + 124 = 164 \text{ uma}$, y su masa molar, $M_m = 164 \text{ g/mol}$. Los gramos serían $x = 0,025 \text{ mol} \cdot 164 \text{ g/mol} = 4,1 \text{ g}$ $\text{Ca(NO}_3)_2$.

Cultura científica. La alquimia

Página 26

1 ¿Cuáles eran los metales más utilizados por los alquimistas?

Se conocieron y ordenaron los metales: estaño, plomo, hierro, cobre, plata y oro, utilizando el mercurio como intermediario en los procesos.

2 ¿A qué se denomina aceite de vitriolo? ¿Cuál fue su interés?

Al ácido sulfúrico. Su interés radicaba en la posibilidad de disolver a los metales.

3 ¿Qué elementos utilizaron los alquimistas que no eran metales?

El fósforo y el azufre.

4 ¿Qué instrumentos y procedimientos de laboratorio tienen un origen alquímico?

Los instrumentos de vidrio y los crisoles. Los procedimientos de vía húmeda y vía seca.

5 Busca información sobre quién es el alquimista que inspiró la novela de Umberto Eco *El nombre de la Rosa*.

El protagonista es Guillermo de Baskerville, un fraile dominico cuyo personaje está basado en el nombre y la figura de Guillermo de Ockham, fraile, también dominico, que participa en los debates internos de la Iglesia con los franciscanos y es conocedor de la alquimia.

El apellido Baskerville está basado en la novela de Sherlock Holmes por su agudeza en la persecución de los crímenes. El monasterio donde sucede la obra es el de Melk, en Austria, a orillas del Danubio.

Actividades experimentales

Página 28

Preparación de una disolución de concentración conocida

- 1** Calcula la cantidad de soluto que necesitarás pesar para preparar la disolución anterior de NaOH 0,5 M.

$$M_m(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$0,5 \text{ M} = \frac{\left(\frac{\text{g}}{40 \text{ g/mol}}\right)}{1 \text{ L}}; \text{ g NaOH} = 40 \text{ g/mol} \cdot 0,5 = 20 \text{ g.}$$

- 2** Si, en lugar de querer preparar una disolución sólido-líquido hubieras querido preparar una líquido-líquido ¿qué material habrías necesitado?

Normalmente, en vez de pesar un sólido, se necesita tomar un volumen del soluto líquido, bien con pipeta o bien con probeta. El resto sería similar.

- 3** Si la disolución anterior hubiera sido de ácido sulfúrico en agua, ¿qué precauciones habrías debido tomar? Desde el punto de vista práctico, ¿cómo debes hacerlo?

El ácido sulfúrico requiere mucho cuidado, nunca debe de incorporarse el agua sobre el ácido sino al revés. Además hay que hacerlo deslizar suavemente para dar tiempo a que se vaya disolviendo en el agua sin riesgo a una expulsión violenta de agua hirviendo por el calor de disolución.

Página 29

Preparación de una disolución diluida a partir de otra concentrada

- 1** Con los datos aportados en la práctica, calcula el volumen de ácido sulfúrico concentrado que tienes que tomar para preparar la disolución diluida.

Los cálculos necesarios para preparar 0,25 L de una disolución (B) 0,5 M de ácido sulfúrico a partir de otra (A) de ácido sulfúrico concentrado al 61,54% en masa y densidad 1,515 g/mL serían:

$n^\circ \text{ moles H}_2\text{SO}_4 = 0,25 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ M} = 0,125 \text{ moles}$ que serían los mismos en A y en B.

La masa molar del H_2SO_4 es 98 g/mol, luego necesitamos $n^\circ \text{ g} = 0,125 \text{ moles} \cdot 98 \text{ g/mol} = 12,25 \text{ g}$ de H_2SO_4 .

Como la disolución A es al 61,54%, para obtener la cantidad en masa de la disolución:

$$\frac{61,54 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} = \frac{12,25 \text{ g soluto}}{x \text{ g disolución}}; \text{ de donde } x = 19,91 \text{ g de disolución}$$

La densidad nos permite calcular el volumen necesario a tomar: $1,515 \text{ g/mL} = \frac{19,91 \text{ g}}{y}$.

De donde $y = \frac{19,91 \text{ g}}{1,515 \text{ g/mol}} = 13,14 \text{ mL}$ de la disolución A.

- 2** ¿Cuántos gramos de H_2SO_4 puro hay en dicho volumen?

12,25 g.

- 3** ¿Dónde hay mayor número de moles de ácido, en la disolución concentrada o en la diluida?

Los mismos.

- 4** Si ahora hicieras una nueva dilución añadiendo agua destilada hasta obtener el doble del volumen final, ¿cuál sería la concentración de la nueva disolución?

La mitad.

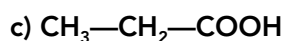
- ¿Cuántos moles de ácido puro contendría?**

Los mismos.

Páginas 30 y 31

Cantidades en Química

1 Dados los siguientes compuestos, indica los elementos de los que están formados y su proporción:



a) K: potasio, Mn: manganeso, O: oxígeno. Proporción en n.º de átomos 1 K; 1 Mn y 4 O. Su relación en masa hay que encontrarla a partir de las masas atómicas, K: 39; Mn: 55; O: 16. La masa molecular sería: $M = 39 + 55 + 16 \cdot 4 = 39 + 55 + 64 = 158$ u.m.a.

$$\frac{39}{158} = 0,25 \text{ K}; \frac{55}{158} = 0,35 \text{ Mn}; \frac{64}{158} = 0,40 \text{ O}$$

Luego su proporción en masa sería 25 % K; 35 % Mn y 40 % O.

b) N: nitrógeno, H: hidrógeno, S: azufre, O: oxígeno. Proporción en n.º de átomos: 2 N, 8 H, 1 S y 4 O. Su relación en masa hay que encontrarla a partir de las masas atómicas, N: 14; H: 1; S: 32 y O: 16. La masa molecular sería: $M = 14 \cdot 2 + 1 \cdot 8 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 28 + 8 + 32 + 64 = 132$ u.m.a.

$$\frac{28}{132} = 0,21; \frac{8}{132} = 0,06; \frac{32}{132} = 0,24; \frac{64}{132} = 0,49$$

Luego su proporción en masa sería 21 % N; 6 % H; 24 % S y 49 % O.

c) C: carbono, H: hidrógeno, O: oxígeno. Proporción en n.º de átomos: 3 C, 6 H y 2 O. Interesa indicar la fórmula condensada $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ para calcular la masa molecular. $M = 12 \cdot 3 + 1 \cdot 6 + 16 \cdot 2 = 36 + 6 + 32 = 74$ u.m.a.

$$\frac{36}{74} = 0,49; \frac{6}{74} = 0,08; \frac{32}{74} = 0,43$$

Luego su proporción en masa sería 49 % C; 8 % H y 43 % O.

d) C: carbono, H: hidrógeno, O: oxígeno. Proporción en n.º de átomos: 3 C, 6 H y 2 O. Interesa indicar la fórmula condensada $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ para calcular la masa molecular. $M = 12 \cdot 3 + 1 \cdot 6 + 16 \cdot 2 = 36 + 6 + 32 = 74$ u.m.a.

$$\frac{36}{74} = 0,49; \frac{6}{74} = 0,08; \frac{32}{74} = 0,43$$

Luego su proporción en masa sería 49 % C; 8 % H y 43 % O.

2 Un isótopo del cobalto se utiliza en medicina para el tratamiento del cáncer. Escribe el símbolo nuclear de dicho isótopo sabiendo que $Z = 27$ y tiene 33 neutrones. Indica también el número de electrones y protones, así como su número másico.

El Cobalto es Co. N.º electrones: 27, n.º protones: 27 y n.º neutrones: 33. El número másico es 60. El Co-60 se utiliza en radioterapia médica e industrial. Su radiación es β y γ .

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

Aplicamos la ecuación general de los gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$.

Sustituyendo valores: $1 \text{ atm} \cdot 67,2 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}$. Obtenemos $n = 3$ moles de N_2 .

4 Se dispone de 45,0 cm³ de benceno líquido de densidad 0,880 g/cm³. Calcula:

a) La masa de benceno en gramos.

c) Las moléculas de benceno.

b) Los moles de benceno.

d) El número de átomos de carbono.

a) Recordamos que la densidad = $\frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$. Por tanto, la masa = $0,888 \text{ g/cm}^3 \cdot 45,0 \text{ cm}^3 = 40,0 \text{ g}$.

b) Moles = $\frac{\text{masa}}{M_m}$; como $M_m(\text{C}_6\text{H}_6)$ es $12 \cdot 6 + 1 \cdot 6 = 78 \text{ g/mol}$.

Luego los moles de benceno = $\frac{40,0 \text{ g}}{78 \text{ g/mol}} = 0,51 \text{ mol}$.

c) Si en un mol hay en número de Avogadro de moléculas, en 0,51 moles será:

$0,51 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 3,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de benceno}$.

d) El n.º de átomos de carbono sería: $\frac{6 \text{ átomos de C}}{\text{molécula}} \cdot 3,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = 1,9 \cdot 10^{24} \text{ átomos de C}$.

5 Calcula la masa fórmula de la sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (azúcar de mesa) y del nitrato de calcio. Indica el número de moléculas que hay en 1 g de cada una.

La masa fórmula del $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ es $12 \cdot 12 + 1 \cdot 22 + 16 \cdot 11 = 144 + 22 + 176 = 342 \text{ u.m.a}$.

Luego, 1 mol = 342 g. En un mol hay el N_A de moléculas; por tanto, en un gramo habrá:

$$\frac{N_A}{342 \text{ g/mol}} = 1,8 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

La masa fórmula del $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ es $40 \cdot 1 + 14 \cdot 2 + 16 \cdot 6 = 40 + 28 + 96 = 164 \text{ u.m.a}$.

Luego, 1 mol = 164 g. En un mol hay el N_A de moléculas; por tanto, en un gramo habrá:

$$\frac{N_A}{164 \text{ g/mol}} = 3,7 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

6 ¿Dónde hay más átomos, en 1 L de etano, medido en condiciones normales, en 1 mol de fósforo P_4 , o en 1 g de sulfato de cromo (VI)?

C_2H_6 : etano. 1 mol = $8 \cdot N_A$ átomos. Si 1 mol ocupa 22,4 L implica que en 1 L hay $1/22,4$ moles. Luego el n.º átomos = $0,0446 \text{ moles} \cdot 8 \cdot N_A \text{ átomos/mol} = 2,15 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$.

P_4 : fósforo. 1 mol = $4 \cdot N_A$ átomos = $24,1 \cdot 10^{23} = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$.

$\text{Cr}(\text{SO}_4)_3$: sulfato de cromo (VI). 1 mol = $16 \cdot N_A$ átomos. 1 mol = $96,3 \cdot 10^{23} = 9,6 \cdot 10^{24}$. La masa fórmula del $\text{Cr}(\text{SO}_4)_3 = 52 + 3 \cdot (32 + 16 \cdot 4) = 340 \text{ uma}$, luego 1 mol = 340 g.

Así pues, en 1g = $\frac{1 \text{ g}}{340 \text{ g/mol}} \cdot 9,6 \cdot 10^{24} \text{ átomos/mol} = 0,028 \cdot 10^{24} = 2,8 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$.

Donde hay más átomos es en 1 mol de P_4 , seguido de 1 L de etano y de 1 g de sulfato de cromo (VI).

7 ¿Qué puede significar que la masa atómica del manganeso sea 55?

Que el número de protones más neutrones es 55 y que un mol de manganeso es aproximadamente 55 g.

8 Calcula cuántos moles son cinco millones de moléculas de hidrógeno.

1 mol son $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas. $5 \cdot 10^6$ moléculas son $\frac{5 \cdot 10^6}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moles/molécula}} = 0,83 \cdot 10^{-17} \text{ moles}$.

9 Las masas atómicas de los dos isótopos estables del boro B-10 (19,78%) y B-11 (80,22%) son 10,013 u.m.a. y 11,009 u.m.a. respectivamente. Calcula la masa atómica promedio del boro.

$A_{\text{promedio}}(\text{B}) = 10 \cdot 0,1978 + 11 \cdot 0,8022 = 1,978 + 8,824 = 10,80 \text{ u.m.a}$.

10 La plata natural está constituida por dos isótopos de números másicos 107 y 109. Sabiendo que su abundancia isotópica es: Ag-107, (56%), y Ag-109, (44%), deduce la masa atómica promedio de la plata natural.

$A_{\text{promedio}}(\text{Ag}) = 107 \cdot 0,56 + 109 \cdot 0,44 = 59,92 + 47,96 = 107,88 \text{ u.m.a}$.

Leyes de los gases

- 11** Una pequeña burbuja se eleva desde el fondo de un lago, donde la temperatura y la presión son 8 °C y 6,4 atm respectivamente, hasta la superficie del agua, donde la temperatura es de 25 °C y la presión de 1,0 atm. Calcula el volumen final de la burbuja (en condiciones normales) si su volumen inicial era de 2,1 mL.

Aplicamos la ley general de los gases manteniendo el número de moles constante:

$$P \cdot \frac{V}{T} = \text{cte, luego } P_1 \cdot \frac{V_1}{T_1} = P_2 \cdot \frac{V_2}{T_2}$$

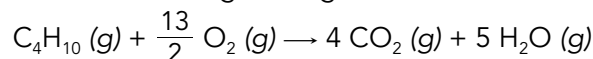
Sustituyendo valores:

$$\frac{6,4 \text{ atm} \cdot 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{(273 + 8) \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V_2}{(273 + 0) \text{ K}}; V_2 = \frac{0,0134 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 273 \text{ K}}{281 \text{ K} \cdot 1 \text{ atm}} = 0,0131 \text{ L (13,1 mL)}$$

Aunque nos indican la temperatura de la superficie, nos piden dar la respuesta en C.N. luego debemos considerar 0 °C. Si diéramos el resultado en las condiciones de la superficie, este sería: 0,0142 L = 14,2 mL.

- 12** Suponiendo que no hay cambios de temperatura ni de presión, calcula el volumen de oxígeno (en litros) necesario para la combustión completa de 14,9 L de butano.

El butano C₄H₁₀ reacciona con el oxígeno según la ecuación:



De acuerdo a la estequiometría 1 L de butano reacciona con 6,5 L de O₂, luego 14,9 L lo harán con 96,85 L de O₂.

- 13** Un globo lleno de gas que tiene un volumen de 2,50 L a 1,2 atm y 25 °C se eleva en la estratosfera (unos 30 km sobre la superficie de la Tierra), donde la temperatura y la presión son -23 °C y 3 · 10⁻³ atm respectivamente. Calcula el volumen final del globo.

Aplicamos la ley general de los gases, según la cual $P \cdot \frac{V}{T} = \text{cte}$, luego:

$$P_1 \cdot \frac{V_1}{T_1} = P_2 \cdot \frac{V_2}{T_2}$$

Sustituimos datos:

$$\frac{1,2 \text{ atm} \cdot 2,5 \text{ L}}{298 \text{ K}} = \frac{3 \cdot 10^{-3} \text{ atm} \cdot V_2}{250 \text{ K}}; \text{ de donde } V_2 = 838,93 \text{ L.}$$

- 14** Calcula el número de átomos de oxígeno presentes en 10 cm³ de aire a -23 °C y 10⁻⁷ atm de presión.

$$1 \text{ cm}^3 = 10^{-3} \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ L.}$$

Aplicando la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Y sustituyendo los datos:

$$10^{-7} \text{ atm} \cdot 10^{-2} \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 250 \text{ K}$$

De donde: $n = 4,88 \cdot 10^{-11}$ moles de O₂ y 2 · N_A es el número de átomos de oxígeno en un mol.

Luego en los moles calculados: $4,88 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot 2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol} = 5,88 \cdot 10^{13}$ átomos de oxígeno.

Determinación de fórmulas

- 15** La nicotina, un constituyente del tabaco, tiene la siguiente composición: 74,07% C; 17,28% N; 8,65% H. Determina su fórmula empírica y su fórmula molecular, teniendo en cuenta que su masa molecular relativa es 162,2.

Dividimos por las masas atómicas (C: 12, N: 14, H:1). Posteriormente dividimos por el menor cociente obtenido.

$$C: \frac{74,07}{12} = 6,17; N: \frac{17,28}{14} = 1,23; H: \frac{8,65}{1} = 8,65$$

$$C: \frac{6,17}{1,23} = 5; N: \frac{1,23}{1,23} = 1; H: \frac{8,65}{1,23} = 7$$

Luego la fórmula empírica es C_5NH_7 . La fórmula molecular se obtendría de la siguiente manera, utilizando M_r :

$$162,2 = n \cdot (12 \cdot 5 + 14 + 7 \cdot 1) = n \cdot 81$$

Luego $n = 2$. La fórmula molecular sería $C_{10}N_2H_{14}$

16 ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los compuestos que tienen estas composiciones?

a) 40,1% de C, 6,6% de H y 53,3% de O.

b) 18,4% de C, 21,5% de N y 60,1% de K.

Dividimos por las masas atómicas. Posteriormente dividimos por el cociente menor.

$$a) C: \frac{40,1}{12} = 3,3; H: \frac{6,6}{1} = 6,6; O: \frac{53,3}{16} = 3,3$$

$$C: \frac{3,3}{3,3} = 1; H: \frac{6,6}{3,3} = 2; O: \frac{3,3}{3,3} = 1$$

Fórmula empírica: CH_2O

$$b) C: \frac{18,4}{12} = 1,5; N: \frac{21,5}{14} = 1,5; K: \frac{60,1}{39} = 1,5. \text{ Se trata del KCN.}$$

17 Calcula la composición en masa del cloroformo ($CHCl_3$).

La masa molecular del cloroformo es: $M(CHCl_3) = 12 \cdot 1 + 1 \cdot 1 + 35,5 \cdot 3 = 119,5$ uma.

En ella, la proporción de cada elemento sería:

$$\frac{12}{119,5} = 0,1004 \text{ C}; \frac{1}{119,5} = 0,0084 \text{ H}; \frac{106,5}{119,5} = 0,8912 \text{ Cl}$$

Y en tanto por ciento, %, sería: 10,04% C; 0,84% H y 89,12% Cl.

Disoluciones

18 ¿Cuántos mL de ácido clorhídrico del 25% en peso y de densidad 0,910 g/mL son necesarios para obtener dos litros de disolución 0,1 M?

Para obtener 2 L de una disolución 0,1 M necesitamos 0,2 moles de soluto que tendremos que tomar de la disolución inicial. Puesto que la masa molar del ácido clorhídrico es: $M_m(HCl) = 35,5 + 1 = 36,5$ g/mol, necesitaremos 7,3 g.

El 25% en peso implica $\frac{25 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}}$; luego si necesitamos 7,3 g soluto, tomaremos:

$$\frac{7,3 \text{ g} \cdot 100}{25} = 29,2 \text{ g de disolución}$$

Como la densidad es 0,910 g/mL, tomaremos $\frac{29,2 \text{ g}}{0,910 \text{ g/mL}} = 32,1$ mL.

- 19** El límite legal para el cromo hexavalente en los vertidos de las refinerías de petróleo es 0,05 mg/L y el del plomo, 0,1 mg/L. Calcula estos límites en concentraciones molares.

Cr(VI) 0,05 mg/L: tenemos $0,05 \cdot 10^{-3}$ g/L que contendrán $\frac{0,05 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{52 \text{ g/mol}} = 9,6 \cdot 10^{-7}$ moles de soluto. Al fijar el volumen a 1 L de disolución, tendremos $9,6 \cdot 10^{-7}$ M.

Pb 0,1 mg/L: tenemos $0,1 \cdot 10^{-3}$ g/L que contendrán $\frac{0,1 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{207 \text{ g/mol}} = 4,8 \cdot 10^{-7}$ moles de soluto. Al fijar el volumen a 1 L de disolución, tendremos $4,8 \cdot 10^{-7}$ M.

- 20** Indica qué cantidad de Ba(OH)_2 necesitarías tomar para preparar 3 L de una disolución acuosa de hidróxido de bario al 2% en masa.

Nota: En la primera edición del libro del alumnado hay un error en los datos del enunciado. Deben ser 3 L y 2 % en masa.

Un 2% en masa indica 2 g soluto en 100 g de disolución. Como no disponemos de la densidad de la disolución, supondremos despreciable la incidencia del hidróxido de bario en el conjunto, aceptando la densidad 1 g/cm^3 del agua como la de la disolución.

Con este supuesto, y los datos del enunciado, para preparar 3 L de disolución necesitaremos 60 g soluto y 2940 g de agua, que en moles serían:

$$\frac{60 \text{ g}}{M_m(\text{Ba(OH)}_2) = 171 \text{ g/mol}} = 0,35 \text{ moles de Ba(OH)}_2 \text{ en 3 L de disolución}$$

- 21** Calcula las cantidades de carbonato de sodio decahidratado y agua necesarias para preparar 12 L de disolución al 13,9% en masa de carbonato de sodio anhidro, siendo la densidad de la disolución $1,145 \text{ kg/L}$. ¿Cuál es la molaridad de la disolución?

Las masas molares de los dos carbonatos son:

$$M_m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}) = 23 \cdot 2 + 12 \cdot 1 + 16 \cdot 3 + 10 \cdot 18 = 46 + 12 + 48 + 180 = 286 \text{ g/mol.}$$

$$M_m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 23 \cdot 2 + 12 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 106 \text{ g/mol.}$$

Como el dato de la concentración es anhidro, tendremos 13,9 g soluto en 100 g disolución y 139 g en 1 kg de disolución. Aplicando la densidad tendremos $139 \text{ g/kg} \cdot 1,145 \text{ kg/L} = 159,2 \text{ g anhidro en 1 L}$. De aquí: $\frac{159,2 \text{ g/L}}{106 \text{ g/mol}} = 1,5 \text{ M carbonato de sodio anhidro}$.

Para preparar 12 L tomaríamos $12 \text{ L} \cdot 159,2 \text{ g/L} = 1910,4 \text{ g anhidro}$. Pero al tomarlos hidratados multiplicamos por el factor de corrección $\frac{286 \text{ g hidratados}}{106 \text{ g anhidros}}$, obteniendo $5154,5 \text{ g}$ de carbonato hidratado y $8585,5 \text{ g}$ de agua en los 13739 g de disolución ($1,2 \text{ L} \cdot 1,145 \text{ kg/L}$) al 13,9% en masa.

- 22** Un ácido sulfúrico concentrado tiene una densidad de $1,81 \text{ g/cm}^3$ y es del 91% en masa del ácido puro. Calcula:

a) Su molaridad.

b) El volumen necesario preparar 500 cm^3 de disolución 0,5 M.

a) La masa molar del ácido sulfúrico es: $M_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ g/mol}$.

La densidad indica $1,81 \text{ kg/L}$; y 91% en masa significa 91 g soluto en 100 g de disolución.

Por tanto, 1 L de disolución serían 1810 g, y vamos a calcular cuántos son de soluto y cuántos de disolvente.

Multiplicando 91 por 18,1 obtendremos los g soluto por L de disolución.

Otra opción es multiplicar 1810 g por 0,91.

Se obtienen, en ambos casos, 1647 g soluto y, consecuentemente, $162,9 \text{ g}$ de agua en 1 L de disolución.

La molaridad son moles de soluto en 1 L de disolución, luego: $\frac{1647 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g/mol}} = 16,8 \text{ M}$.

b) Si quisiéramos preparar $0,5 \text{ L}$ de disolución 0,5 M, necesitaríamos $0,25$ moles de soluto.

Por lo tanto, $0,25 \text{ moles} \cdot 98 \text{ g/mol} = 24,5 \text{ g}$ de soluto $\left(\frac{24,5 \text{ g}}{1,81 \text{ g/cm}^3} = 13,54 \text{ cm}^3 \right)$ y el resto de agua hasta el medio litro.

Cálculos estequiométricos

23 Determina los gramos de cada uno de los siguientes solutos que se necesitan para preparar $2,5 \cdot 10^2$ mL de una disolución $0,100$ M de:

- Yoduro de cesio (CsI).
- Ácido sulfúrico (H_2SO_4).
- Carbonato de sodio (Na_2CO_3).
- Dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).
- Permanganato de potasio (KMnO_4).

$2,5 \cdot 10^2$ mL de una disolución $0,100$ M corresponden a $0,025$ moles.

- $M_m(\text{CsI}) = 133 + 127 = 260$ g/mol. Luego tendremos $0,025$ moles \cdot 260 g/mol = $6,5$ g.
- $M_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$ g/mol. Luego tendremos $0,025$ moles \cdot 98 g/mol = $2,45$ g.
- $M_m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 46 + 12 + 48 = 106$ g/mol. Luego tendremos $0,025$ moles \cdot 106 g/mol = $2,65$ g.
- $M_m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 39 \cdot 2 + 52 \cdot 2 + 16 \cdot 7 = 78 + 104 + 112 = 294$ g/mol. Luego tendremos $0,025$ moles \cdot 294 g/mol = $7,35$ g.
- $M_m(\text{KMnO}_4) = 39 + 55 + 16 \cdot 4 = 39 + 55 + 64 = 158$ g/mol. Luego tendremos $0,025$ moles \cdot 158 g/mol = $3,95$ g.

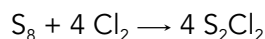
24 En un experimento bioquímico se necesita agregar $3,81$ g de glucosa a una mezcla de reacción. Calcula el volumen en mL que se deberá tomar de una disolución de glucosa $2,53$ M.

La glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ tiene de masa molar $12 \cdot 6 + 12 \cdot 1 + 16 \cdot 6 = 72 + 12 + 96 = 180$ g/mol.

El número de moles a añadir a la reacción sería: $\frac{3,81\text{g}}{180\text{g/mol}} = 0,0212$ mol.

El volumen de la disolución $2,53$ M que los contiene es: $\frac{0,0212\text{mol}}{2,53\text{mol/L}} = 0,084$ L, que corresponde a $8,4$ mL.

25 El dicloruro de diazofre S_2Cl_2 se utiliza en la vulcanización del caucho, un proceso que impide que las moléculas del caucho se separen cuando este se estira. Se prepara mediante calentamiento con azufre (S_8) en una atmósfera de cloro. ¿Cuántos gramos de dicloruro de diazofre se obtendrían teóricamente si $4,06$ g de S_8 se calentaran con $6,24$ g de cloro? Si se obtienen realmente $6,55$ g de dicloruro de diazofre, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?



Tenemos que observar cuál es el reactivo limitante, para lo cual pasamos los datos a moles:

$M_m(\text{S}_8) = 32 \cdot 8 = 256$ g/mol y $M_m(\text{Cl}_2) = 35,5 \cdot 2 = 71$ g/mol

Así pues $4,06$ g S_8 son $\frac{4,06\text{g}}{256\text{g/mol}} = 0,0159$ moles S_8 ; y en el caso del cloro, $6,24$ g Cl_2 , son $\frac{6,24\text{g}}{71\text{g/mol}} = 0,0879$ moles Cl_2 .

La estequiometría es $1:4$, con lo que se terminará antes el S_8 , quedando $0,0879 - 0,0636 = 0,0243$ moles en exceso de Cl_2 . Se obtendrían $0,0636$ moles de S_2Cl_2 .

$M_m(\text{S}_2\text{Cl}_2) = 32 \cdot 2 + 35,5 \cdot 2 = 64 + 71 = 135$ g/mol. Luego corresponden a $0,0636$ mol \cdot 135 g/mol = $8,59$ g S_2Cl_2 .

Nos indican que se obtienen $6,55$ g, que corresponden a $\frac{6,55\text{g}}{8,59\text{g}} = 0,763$ con un $76,3\%$ de rendimiento.

- 26** La reacción de combustión de la glucosa produce dióxido de carbono y agua, si una persona consume 856 g de glucosa, ¿cuántos gramos de CO_2 producirá?

La glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ tiene de masa molar $12 \cdot 6 + 12 \cdot 1 + 16 \cdot 6 = 72 + 12 + 96 = 180 \text{ g/mol}$.

La reacción que se produce es: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

Si partimos de 856 g, corresponden a $\frac{856 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = 4,76$ moles.

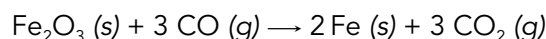
La estequiometría nos indica que obtendremos seis veces más de CO_2 ; es decir, 28,5 moles de CO_2 .

Teniendo en cuenta que $M_m(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ g/mol}$; 28,5 moles de CO_2 corresponden a 1 254 g.

- 27** Una de las reacciones que se llevan a cabo en un alto horno donde el mineral de hierro se convierte en hierro fundido parte de óxido de hierro (III) junto con monóxido de carbono para dar hierro y dióxido de carbono. Supón que se obtienen $1,64 \cdot 10^3 \text{ kg}$ de hierro a partir de una muestra de $2,62 \cdot 10^3 \text{ kg}$ de óxido de hierro. ¿Cuál es el porcentaje de pureza en la muestra original?

Considerando las masas atómicas de Fe: 56, O:16, y C:12, la masa molar del óxido es:

$$M_m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 16 \cdot 3 = 112 + 48 = 160 \text{ g/mol}$$



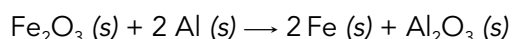
Seguendo la estequiometría: $\frac{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{112 \text{ g Fe}}$, luego $\frac{2,62 \cdot 10^6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{x \text{ g Fe}}$

Despejamos $x = 1,83 \cdot 10^6 \text{ g Fe} = 1,83 \cdot 10^3 \text{ kg Fe}$.

Como se obtienen $1,64 \cdot 10^3$ al hacer la relación, $\frac{1,64 \cdot 10^3 \text{ kg}}{1,83 \cdot 10^3 \text{ kg}} = 0,896$, que corresponde al 89,6%.

- 28** El óxido de hierro (III) reacciona con el aluminio para formar óxido de aluminio y hierro. Determina cuántos gramos de hierro se obtienen al reaccionar 137 g del óxido con aluminio en exceso.

Masas atómicas = Fe: 56; O: 16; Al: 27. La masa molar del óxido de hierro (III) es $M_m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 16 \cdot 3 = 112 + 48 = 160 \text{ g/mol}$.



$\frac{137 \text{ g}}{160 \text{ g/mol}} = 0,86$ moles Fe_2O_3 , por la estequiometría obtendremos el doble de moles de

Fe: $2 \cdot 0,86 = 1,71$ moles de Fe, que corresponden a $1,71 \text{ mol} \cdot 56 \text{ g/mol} = 95,9 \text{ g Fe}$.

- 29** La combustión completa de 1,50 g de propano produjo 1 030 mL de dióxido de carbono, medidos en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción?

El propano tiene de fórmula molecular, C_3H_8 , cuya masa molar es:

$M_m(\text{C}_3\text{H}_8) = 12 \cdot 3 + 1 \cdot 8 = 36 + 8 = 42 \text{ g/mol}$. Y la del CO_2 : $M_m(\text{CO}_2) = 12 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 12 + 32 = 44$.

La reacción de combustión: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

$\frac{1,50 \text{ g}}{42 \text{ g/mol}} = 0,0357$ moles C_3H_8 que dan lugar a $3 \cdot 0,0357 = 0,107$ moles CO_2 ; los cuales corresponden a $0,107 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 4,71 \text{ g CO}_2$ (teóricos).

$\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{1,030 \text{ L}}{x \text{ mol}} = 0,0460 \text{ mol CO}_2$, que corresponden a $0,0460 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 2,02 \text{ g CO}_2$ (reales).

Luego el rendimiento es: $\frac{2,02 \text{ g}}{4,71 \text{ g}} \cdot 100 = 0,429 \cdot 100 = 42,9\%$

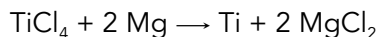
30 El titanio se obtiene por la reacción del cloruro de titanio (IV) en su reacción con magnesio fundido. Se hacen reaccionar $3,54 \cdot 10^7$ g de cloruro con $1,13 \cdot 10^7$ g de magnesio. Calcula:

a) El rendimiento teórico del titanio en gramos.

b) El rendimiento real si se obtienen $7,91 \cdot 10^6$ g.

Masas atómicas: Ti: 48; Cl: 35,5; Mg: 24. La masa molar del TiCl_4 :

$$M_m(\text{TiCl}_4) = 48 + 35,5 \cdot 4 = 190 \text{ g/mol.}$$



a) Lo primero es encontrar el reactivo limitante, para ello pasamos los gramos a moles:

$$\frac{3,54 \cdot 10^7 \text{ g}}{190 \text{ g/mol}} = 1,86 \cdot 10^5 \text{ moles de TiCl}_4$$

$$\frac{1,13 \cdot 10^7 \text{ g}}{24 \text{ g/mol}} = 4,71 \cdot 10^5 \text{ moles de Mg}$$

La relación estequiométrica es 1 a 2. Observamos que al consumir todo el cloruro no se consume todo el magnesio, sobran $(4,71 - 3,72) \cdot 10^5 = 0,99 \cdot 10^5$ moles Mg.

El reactivo limitante es el TiCl_4 , y los $1,86 \cdot 10^5$ moles de cloruro darían $1,86 \cdot 10^5$ moles Ti, que corresponden a $1,86 \text{ mol} \cdot 10^5 \cdot 48 \text{ g/mol} = 8,93 \cdot 10^6$ g Ti.

b) Nos indican que realmente se obtienen $7,91 \cdot 10^6$ g Ti; por tanto, concluiremos que el

$$\text{rendimiento real sería: } \frac{7,91 \cdot 10^6 \text{ g Ti (reales)}}{8,93 \cdot 10^6 \text{ g Ti (teóricos)}} = 0,886 \text{ que es el } 88,6\%.$$

31 Calcula el rendimiento de una operación en la que se obtienen 7,99 g de mercurio resultado de calcinar 10,0 g de cinabrio (HgS). En la misma reacción se desprende dióxido de azufre.

Masas atómicas: Hg: 201; S: 32. La masa molar del HgS es $M_m(\text{HgS}) = 233$ g/mol.

La reacción que tiene lugar: $\text{HgS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{SO}_2$

La estequiometría es 1 a 1. Hay que pasar la información a moles:

$$\frac{7,99 \text{ g de Hg}}{201 \text{ g/mol}} = 0,0398 \text{ moles Hg}$$

Se parte de 0,0398 moles de sulfuro = $0,0398 \text{ mol} \cdot 233 \text{ g/mol} = 9,26$ g HgS.

El rendimiento sería: $\frac{9,26 \text{ g de HgS}}{10,0 \text{ g (cinabrio)}} = 0,926$, que corresponde al 92,6%.

32 La sosa cáustica (hidróxido de sodio) se prepara comercialmente mediante la reacción del carbonato de sodio con cal apagada (hidróxido de calcio):

a) Escribe la reacción ajustada.

b) ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se pueden obtener tratando 25 kg de carbonato con cal apagada en exceso?

c) ¿Qué cantidad se obtendría si el carbonato tuviera una riqueza del 70% y el rendimiento del proceso fuese del 80%?

Masas atómicas: H: 1; O 16; Na: 23; C: 12. La masa molar del Na(OH) es:

$$M_m(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol. Y la del Na}_2\text{CO}_3, \text{ es } M_m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 46 + 12 + 48 = 106 \text{ g/mol.}$$

a) Reacción ajustada: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{CaCO}_3$

Pasamos a moles los datos: $\frac{25 \cdot 10^3 \text{g}}{106 \text{g/mol}} = 235,8 \text{ moles Na}_2\text{CO}_3$

b) Obtendremos el doble de NaOH, 471,7 moles, que corresponden a $471,7 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 18868 \text{ g NaOH}$.

c) Si el carbonato tiene una riqueza del 70%, partiríamos de 17,5 kg reales, ($25 \text{ kg} \cdot 0,70$) obteniendo: $\frac{17,5 \cdot 10^3 \text{g}}{106 \text{g/mol}} = 165,1 \text{ moles Na}_2\text{CO}_3$.

Por la estequiometría del proceso, vemos que se producirá el doble de NaOH, es decir, 330,2 moles, que corresponden a $330,2 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 13208 \text{ g}$. Estos cálculos serían válidos si el rendimiento fuera del 100%, pero al ser del 80% el resultado será:

$13208 \text{ g} \cdot \frac{80}{100} = 10566 \text{ g de NaOH}$.

33 Cierta volumen de sulfuro de hidrógeno se quema con oxígeno para dar dióxido de azufre y agua:

a) Escribe la reacción ajustada.

b) Determina el volumen de oxígeno necesario para quemar 20 litros de sulfuro de hidrógeno en condiciones normales.

Masas atómicas: H: 1; S: 32; O: 16.

a) Reacción ajustada: $2 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

b) La relación estequiométrica es 2 a 3, lo que nos permite indicar que se requerirán 30 L de O_2 al cumplirse la misma relación en litros que en moles.