

Solución a las cuestiones y problemas de final de unidad

1. El peso atómico del sodio es 23. ¿Cuántas veces será la masa de un átomo de Na mayor que la de un átomo de C-12?

$$23/12 = 1,9.$$

2. Razonar la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

“Un mol de agua, a), contiene el número de Avogadro de moléculas, y b), a 0 °C y 760 mm Hg, ocupa 22,4 L”.

a) *Verdadero*; un mol de cualquier sustancia contiene el número de Avogadro de moléculas.

b) *Falso*; el agua en esas condiciones no está en estado gaseoso.

3. En un recipiente de 10,0 L se mezclan 6,011 g de argón con 8,645 g de oxígeno y, después de cerrado, se calienta a 300 °C. Calcular la presión parcial del oxígeno y la total de la mezcla.

$$n(\text{Ar}) = 6,011 \text{ g}/39,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,151 \text{ mol};$$

$$n(\text{O}_2) = 8,645 \text{ g}/32,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,270 \text{ mol};$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{0,270 \times 0,0821 \times 573}{10,0} = 1,27 \text{ atm.}$$

$$p_t = \frac{(0,270 + 0,151) \times 0,0821 \times 573}{10,0} = 1,298 \text{ atm.}$$

4. En 4,83 g de un hidrocarburo gaseoso hay 4,14 g de carbono. Hallar su fórmula molecular si esos gramos a 18 °C y 740 mm Hg ocupan un volumen de 2,82 L.

$$\text{Masa de H} = 4,83 - 4,14 = 0,69 \text{ g}; \text{ masa de C} = 4,14 \text{ g.}$$

$$\text{Moles de C} = 4,14 \text{ g}/12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,345.$$

$$\text{Moles de H} = 0,69 \text{ g}/1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,69.$$

$$\text{Relación moles C/moles H} = 1/2.$$

Por tanto, fórmula empírica: CH_2 .

Con la ecuación de los gases se halla la masa molar:

$$M_m = \frac{4,83 \times 0,082 \times 291}{(740/760) \times 2,82} = 42 \text{ g/mol.}$$

$$M_r = 42.$$

Debe cumplirse que la fórmula molecular sea: $(\text{CH}_2)_n$ y, por tanto: $n \cdot 14 = 42$; es decir, $n = 3$. Fórmula molecular: C_3H_6 .

5. En 35,0 g de agua se disuelven 5,0 g de cloruro de hidrógeno. La densidad de la disolución es de 1,06 g/cm³. Hallar su concentración:

a) En porcentaje en peso.

b) En g/L.

c) En M.

d) En N.

$$\text{a) } \frac{5,0 \text{ g}}{(5,0 + 35,0) \text{ g}} = \frac{x}{100 \text{ g}}; x = 12,5\%$$

$$\text{b) } V = m/d = 40,0 \text{ g} / 1,06 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 37,7 \text{ cm}^3$$

$$\text{conc.} = \frac{5,0 \text{ g}}{37,7 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 133 \text{ g/L.}$$

$$\text{c) } \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g}} = \frac{x}{133 \text{ g}}; x = 3,6 \text{ mol.}$$

$$\text{conc.} = 3,6 \text{ M}$$

d) Como el HCl sólo tiene un H sustituible, $eq = M_m$; por tanto, será 3,6 N.

6. Completar las siguientes ecuaciones, ajustarlas e indicar el tipo de reacción:

a) **Ácido fosfórico + hidróxido magnésico** $\rightarrow \dots$

b) **Cinc + ácido sulfúrico** $\rightarrow \dots$

c) **Pentóxido de fósforo + agua** $\rightarrow \dots$

d) **Cinc + sulfato de plata** $\rightarrow \dots$

e) **Óxido bórico + dióxido de azufre** $\rightarrow \dots$

f) **Hidróxido de hierro (III)** $\xrightarrow{\Delta} \dots$

a) $2 \text{ H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{ Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$; doble descomposición.

b) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$; desplazamiento.

c) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ H}_3\text{PO}_4$; síntesis.

d) $\text{Zn} + \text{Ag}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + 2 \text{ Ag}$, desplazamiento.

e) $\text{BaO} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{BaSO}_3$; síntesis.

f) $2 \text{ Fe(OH)}_3 + \text{calor} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$; descomposición.

7. Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de HCl 6 M. ¿Cuál será el reactivo limitante? ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y 760 mm Hg, se desprenderá?

$$n(\text{Zn}) = 20 \text{ g} / 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,306 \text{ mol.}$$

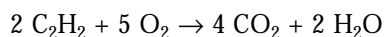
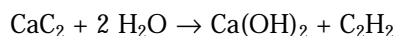
$$n(\text{HCl}) = 0,200 \text{ L} \times 6 \text{ mol/L} = 1,20 \text{ mol.}$$

$\text{Zn} + 2 \text{ HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. 1 mol de Zn reacciona con 2 mol de HCl; por tanto, no hay suficiente Zn (0,306 mol) para que reaccione todo el HCl (1,20 mol). El Zn es el reactivo limitante.

$$\frac{1 \text{ mol (Zn)}}{22,4 \text{ L}} = \frac{0,306}{x}, x = 6,85 \text{ L (c.n.)}$$

$$\frac{6,85 \times 760}{273} = \frac{V \cdot 760}{300}, V = 7,53 \text{ L.}$$

8. Al añadir agua a 80 g de carburo cálcico, CaC_2 , se produce hidróxido cálcico y gas acetileno. ¿Qué volumen de oxígeno, medidos a 20 °C y 747 Torr (1 Torr = 1 mm Hg), se consumirá en la combustión de este?



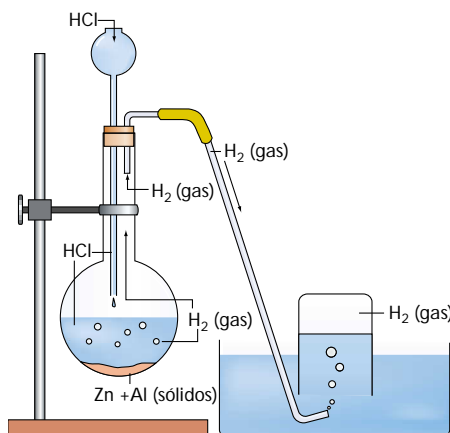
$n(\text{CaC}_2) = 80 \text{ g} / 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,25 \text{ mol} = n(\text{C}_2\text{H}_2)$, puesto que según la primera reacción, 1 mol de CaC_2 produce 1 mol de C_2H_2 . A partir de la segunda reacción, vemos que 2 mol C_2H_2 requieren 5 mol de O_2 :

$$\frac{2 \text{ mol } (\text{C}_2\text{H}_2)}{5 \text{ mol } (\text{O}_2)} = \frac{1,25}{x}; x = 3,125 \text{ mol } (\text{O}_2).$$

Haciendo uso de la ecuación de los gases perfectos:

$$V = \frac{3,125 \times 0,082 \times 293}{747/760} = 76,4 \text{ L}.$$

- 9. Al tratar una muestra de 0,558 g de una aleación de cinc y aluminio con un ácido (ver figura), se recogieron 609 cm³ de hidrógeno sobre agua a 15 °C y 746 mm Hg. ¿Cuál es la composición de la aleación? (Presión de vapor del agua a 15 °C: 13 mm Hg).**



Calculamos el volumen en *c.n.*:

$$\frac{609 \text{ cm}^3 \times (746 - 13) \text{ mmHg}}{288 \text{ K}} = \frac{V \cdot 760 \text{ mmHg}}{273 \text{ K}}; V = 557 \text{ cm}^3 \text{ (c.n.)}$$

Puesto que 1 *eq* (H_2) = 11,2 L (*c.n.*): 11,2 L/1 *eq* = 0,557/x; $x = 0,0497 \text{ eq } (\text{H}_2)$.

Debe cumplirse que:

$$n.^\circ \text{ eq } (\text{Zn}) + n.^\circ \text{ eq } (\text{Al}) = n.^\circ \text{ eq } (\text{H}_2)$$

$$\text{eq } (\text{Zn}) = 65,4/2 = 32,7 \text{ g};$$

$$\text{eq } (\text{Al}) = 27,03/3 = 9,00 \text{ g}$$

Llamando x a la masa de Al, será $0,558 - x$ la masa de Zn;

por tanto:

$$\frac{(0,558 - x)}{32,7} + \frac{x}{9,00} = 0,0497; x = 0,405 \text{ g(Al)}$$

$$0,405/0,557 = x/100; x = 72,6\% \text{ de Al}; 100 - 72,6 = 27,4\% \text{ de Zn}.$$

10. Teniendo en cuenta las cifras significativas, efectuar las siguientes operaciones:

a) 5,4 g + 6,07 g + 0,762 g.

b) 3,6 cm × 0,432 cm.

c) 15,2 L/3,1 L.

a) 12,2 g; b) 1,6 cm²; c) 4,9.

11. Escribir los nombres de: Cl₂O₃, H₂S, Sr(NO₂)₂, PbO₂, NO, NH₃, OH⁻, H₃AsO₄, Cd, Co²⁺. De los cinco primeros, indicar también qué tipo de compuestos son (óxido...).

Trióxido de dicloro (óxido); hidruro de azufre (hidruro); nitrito de estroncio (sal); óxido de plomo (IV) (óxido); monóxido de nitrógeno (óxido); amoníaco; ion hidróxido; ácido ortoarsénico; cadmio; ion cobalto (II).

12. El boro tiene dos isótopos, el B-10 y el B-11, cuyas masas atómicas son, respectivamente, 10,0129 y 11,0093. Siendo sus abundancias relativas 19,61% y 80,39%, calcular el peso atómico del boro.

$$10,0129 \times \frac{19,61}{100} + 11,0093 \times \frac{80,39}{100} = 10,81.$$

13. ¿Dónde hay más átomos, en un mol de plomo o en uno de aluminio? Razonar la respuesta.

El mismo. En un mol de cualquier sustancia hay el número de Avogadro de partículas.

14. ¿Dónde hay más moléculas de amoníaco?:

a) En 1,5 moles.

b) En 17 g.

c) En 28 L, medidos en condiciones normales.

En a), pues $(17\text{g}/17\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}) < 1,5$ y $(28\text{ L}/22,4\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}) < 1,5$.

15. Decir si los enunciados que siguen son verdaderos o falsos:

a) “En un mol de CO₂ habrá 6,02·10²³ moléculas solo si se encuentra en condiciones normales”.

b) “En un mol de sulfato de aluminio hay 3 × 6,02·10²³ átomos de azufre”.

c) “Un mol de hierro en condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 L”.

a) Falso. b) Verdadero. c) Falso.

16. ¿Cuál es el peso en gramos de una molécula de N₂? ¿Qué número de moléculas hay en 0,005 g de N₂ en c.n.? ¿Y si los 0,005 g estuvieran a 200 °C y 1,5 atm?

$$28\text{ g}/6,02\cdot 10^{23}\text{ moléculas} = 4,65\cdot 10^{-23}\text{ g/molécula.}$$

$$\frac{28\text{ g}}{6,02\cdot 10^{23}\text{ moléculas}} = \frac{0,005\text{ g}}{x}; x = 1,08\cdot 10^{20}\text{ moléculas.}$$

Las mismas: 1,08·10²⁰ moléculas.

- 17. Si la molécula de fósforo está formada por cuatro átomos, ¿cuántos moles de fósforo molecular hay en 9,29 g? ¿Cuántos átomos de fósforo habrá en esos mismos gramos?**

$$M(P_4) = 124; \frac{1 \text{ mol}}{124 \text{ g}} = \frac{x}{9,29 \text{ g}}; x = 0,075 \text{ mol } (P_4).$$

$$\frac{4 \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol } (P_4)} = \frac{x}{0,075 \text{ mol } (P_4)}; x = 1,8 \cdot 10^{23} \text{ átomos.}$$

- 18. Tenemos dos depósitos cerrados del mismo volumen, uno de ellos con hidrógeno, y el otro, con dióxido de carbono; ambos a presión y temperatura ambiente.**

a) Comparar el número de moléculas de los dos gases.

b) Si se eleva la temperatura del primer depósito, ¿cuál será ahora el resultado de la comparación en cuanto a: 1) la presión, 2) el número de moles y 3) la energía cinética media de las moléculas?

a) El mismo número de moléculas.

b) 1) Aumenta. 2) El mismo. 3) Aumenta.

- 19. Tras una reacción química, se han obtenido 0,26 g de O₂ a 18 °C y 748 Torr. Si se repite exactamente la reacción y se recoge el O₂ burbujearlo sobre agua en las mismas condiciones, ¿qué volumen de gas se obtendrá? Dato: p_v (agua) = 15,5 Torr, a 18 °C.**

$n(O_2) = 0,26 \text{ g} / 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, y, haciendo uso de la ecuación general de los gases:

$$V = \frac{8,125 \cdot 10^{-3} \times 0,0821 \times 291}{(748 - 15,5)/760} = 0,201 \text{ L.}$$

- 20. Un recipiente de 4,00 L contiene N₂ a 25 °C y 604 mm Hg, y otro, de 10,0 L, contiene He a 25 °C y 354 mm Hg. Se mezclan conectando los dos recipientes. Calcular:**

a) Las presiones parciales de cada gas y la presión total de la mezcla.

b) La fracción molar del nitrógeno en la mezcla.

$$n_{\text{He}} = \frac{(354/760) \times 10,0}{0,0821 \times 298} = 0,190 \text{ mol};$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{(604/760) \times 4,00}{0,0821 \times 298} = 0,130 \text{ mol.}$$

Utilizando la ecuación general de los gases:

$$\text{a) } p_{\text{He}} = \frac{0,190 \times 0,0821 \times 298}{14} = 0,332 \text{ atm} = 252 \text{ mm Hg.}$$

$$p_{\text{N}_2} = \frac{0,130 \times 0,0821 \times 298}{14} = 0,227 \text{ atm} = 173 \text{ mm Hg.}$$

$$p_t = 252 + 173 = 425 \text{ mm Hg.}$$

$$b) X(\text{N}_2) = 0,130 / (0,190 + 0,130) = 0,406.$$

21. Calcular los gramos de agua que hay en un matraz de 500 mL lleno de vapor de agua, a 100 °C y 745 mm Hg.

$$m = \frac{pVM_m}{RT} = \frac{(745/760) \times 0,500 \times 18}{0,0821 \times 373} = 0,29 \text{ g.}$$

22. Sabiendo que la densidad de un cierto gas a 30 °C y 310 mm Hg es de 1,02 g/L, calcular la masa molecular de dicho gas.

$$M_m = \frac{dRT}{p} = \frac{1,02 \times 0,0821 \times 303}{310/760} = 62,1 \text{ g/mol; } M = 62,1 \text{ u.}$$

23. Un matraz de vidrio, en el que se ha hecho el vacío, pesa 20,191 g. Lleno con oxígeno pesa 20,878 g, y con un óxido de nitrógeno (a las mismas p y T), 21,136 g. ¿Cuál es ese óxido?:

- a) N_2O b) NO
c) NO_2 d) N_2O_4

$$m(\text{O}_2) = 0,687 \text{ g; } m(\text{óxido}) = 0,945 \text{ g.}$$

$$m(\text{óxido})/m(\text{O}_2) = 0,945 \text{ g}/0,687 \text{ g} = 1,376.$$

El resultado correcto es a), puesto que, al dividir la masa molecular del N_2O (44) por la del oxígeno (32) sale 1,375.

24. Calcular la masa de aire a 23 °C y 749 mm Hg que hay en una habitación que mide $4,5 \times 3,1 \times 2,4$ m (tomar como «peso molecular» del aire 29).

$$V = 4,5 \times 3,1 \times 2,4 = 33,5 \text{ m}^3. \text{ En c.n.:}$$

$$\frac{33,5 \times 749}{296} = \frac{V \cdot 760}{273}; V = 30,4 \text{ m}^3 = 30,4 \cdot 10^3 \text{ L.}$$

$$\frac{29 \text{ g}}{22,4 \text{ L}} = \frac{x}{30,4 \cdot 10^3 \text{ L}}; x = 39\,400 \text{ g} = 39,4 \text{ kg.}$$

25. La fórmula de la vitamina C es $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$. ¿Cuál es su composición centesimal?

$$M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176$$

$$\text{C: } (72/176) \times 100 = 40,91\%;$$

$$\text{H: } (8/176) \times 100 = 4,54\%;$$

$$\text{O: } (96/176) \times 100 = 54,55\%.$$

26. La composición centesimal de un compuesto es 52,53% de bromo, 10,52% de oxígeno y 36,95% de cadmio. ¿Cuál es su fórmula empírica?

Se halla la relación en moles y, a continuación, se pasa a enteros, dividiendo por el menor:

$$\frac{1 \text{ mol (Br)}}{79,91 \text{ g}} = \frac{x}{52,53}; x = 0,6574 \text{ mol (Br); } 2 \text{ mol Br.}$$

$$\frac{1 \text{ mol (O)}}{16,00 \text{ g}} = \frac{y}{10,52}; y = 0,6575 \text{ mol (O)}; 2 \text{ mol O.}$$

$$\frac{1 \text{ mol (Cd)}}{112,4 \text{ g}} = \frac{z}{36,95}; z = 0,3287 \text{ mol (Cd)}; 1 \text{ mol Cd.}$$

Fórmula empírica: $\text{Cd}(\text{BrO})_2$

- 27. El análisis de un hidrocarburo da 92,32% de C y 7,68% de H. Si tomamos 5 g, una vez transformados en vapor ocupan un volumen de 1,906 dm³, medidos a 90 °C y 760 mm Hg. Calcular su fórmula empírica y su fórmula molecular.**

Se procede como en el problema anterior:

$$92,32 \text{ g(C)}/12,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 7,693 \text{ mol (C)}; 1 \text{ mol de C.}$$

$$7,68 \text{ g(H)}/1,008 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 7,619 \text{ mol (H)}; 1 \text{ mol de H.}$$

Fórmula empírica: CH. Fórmula molecular: $(\text{CH})_n$

$$M_m = \frac{5 \text{ g} \times 0,0821 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \times 300 \text{ K}}{1 \text{ atm} \times 1,575 \text{ dm}^3} = 78,19 \text{ g/mol}; M_r = 78,19.$$

Debe cumplirse que $13 \cdot n = 78$; luego, la fórmula molecular es: C_6H_6 .

- 28. Un compuesto hidratado, conocido como sal de Mohr, se encuentra formado por 14,2% de hierro, 9,2% de ion amonio, 49,0% de ion sulfato y 27,6% de agua. Calcular la fórmula más sencilla de esta sal.**

$$14,2 \text{ g Fe}/55,85 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,254 \text{ mol Fe.}$$

$$9,2 \text{ g (NH}_4^+)/18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,511 \text{ mol (NH}_4^+).$$

$$49,0 \text{ g (SO}_4^{2-})/96,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,510 \text{ mol (SO}_4^{2-}).$$

$$27,6 \text{ g (H}_2\text{O)}/18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 1,533 \text{ mol (H}_2\text{O)}.$$

Al dividir por el menor valor, se obtienen los valores: 1 mol de Fe, 2 mol de NH_4^+ , 2 mol de SO_4^{2-} y 6 mol de H_2O .

La fórmula es: $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{ (H}_2\text{O)}$.

- 29. La combustión de 2,573 g de un compuesto orgánico dio 5,143 g de CO_2 y 0,9015 g de H_2O . Si este sólo contiene C, H y O, ¿cuál es la fórmula empírica del compuesto?**

$$\frac{12 \text{ g (C)}}{44 \text{ g (CO}_2)} = \frac{x}{5,143}; x = 1,403 \text{ g (C).}$$

$$\frac{2 \text{ g (H)}}{18 \text{ g (H}_2\text{O)}} = \frac{y}{0,9015}; y = 0,1002 \text{ g (H).}$$

Masa de oxígeno = $2,573 - 1,403 - 0,100 = 1,070 \text{ g de O.}$

$$1,403 \text{ g de C} / 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,1169 \text{ mol de C.}$$

$$0,1002 \text{ g de H} / 1,008 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,09940 \text{ mol de H.}$$

$$1,070 \text{ g de O} / 16,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,06688 \text{ mol de O.}$$

Al dividir por el menor valor, se obtienen los valores: 1,747; 1,486 y 1 para el C, H y O, respectivamente. Para transformarlos en valores enteros, multiplicamos todos ellos por 4, con lo que la fórmula buscada es: $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_4$.

30. Razonar si el enunciado que sigue es verdadero o falso:

“En 1 cm³ de una disolución de glicerina ($M_r = 92$) 0,1 M y en 1 cm³ de una disolución de urea ($M_r = 60$) 0,1 M habrá el mismo número de moléculas del soluto”.

Verdadero. En 1 cm³ de una disolución 0,1 M hay $1 \cdot 10^{-3} \text{ L} \times 0,1 \text{ mol/L} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ y, si hay el mismo número de moles en las dos disoluciones, hay el mismo número de moléculas.

31. ¿Dónde hay más H₂SO₄?:

a) En 40 mL de una disolución 2,5 N.

b) En 40 mL de una disolución al 25% y densidad 1,4 g/mL.

En b), puesto que:

$2,5 \text{ eq/ l L} = x/0,040 \text{ L}$; $x = 0,1 \text{ eq} = 4,9 \text{ g}$ (en a)).

La masa de 40 mL de disolución es $m = 40 \text{ mL} \times 1,4 \text{ g/mL} = 56 \text{ g}$, y de ellos solo el 25% es soluto: $(25/100) \times 56 = 14 \text{ g}$ (en b)).

32. Se prepara una disolución a partir de 40 g de alcohol etílico, CH₃CH₂OH, añadiéndole agua hasta alcanzar un volumen total de 250 cm³ de disolución. ¿Cuál es su molaridad?

$n(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 40 \text{ g}/46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,87 \text{ mol}$; $0,87 \text{ mol} / 0,250 \text{ L} = 3,5 \text{ M}$.

33. Se mezclan 120 cc de una disolución de ácido nítrico 0,20 M con 80 cc de una disolución de ácido clorhídrico 0,10 M. Calcular la molaridad de la disolución resultante respecto a los iones hidrógeno, nitrato y cloruro.

$n(\text{HNO}_3) = n(\text{NO}_3^-) = 0,120 \text{ L} \times 0,20 \text{ mol/L} = 0,024 \text{ mol}$.

$n(\text{HCl}) = n(\text{Cl}^-) = 0,080 \times 0,10 = 0,0080 \text{ mol}$.

$n(\text{H}^+) = 0,024 + 0,0080 = 0,0032 \text{ mol}$.

$V(\text{total}) = 0,200 \text{ L}$.

$[\text{H}^+] = 0,032/0,200 = 0,16 \text{ M}$.

$[\text{NO}_3^-] = 0,024/0,200 = 0,12 \text{ M}$.

$[\text{Cl}^-] = 0,0080/0,200 = 0,040 \text{ M}$.

34. Se dispone de un ácido nítrico comercial del 70% y densidad 1,42 g/cm³.

a) ¿Qué volumen de dicho ácido debemos tomar para preparar 0,25 dm³ de ácido nítrico 0,40 M?

b) Calcular la molaridad y la fracción molar de soluto en la disolución original.

Necesitamos tomar: $0,25 \text{ L} \times 0,40 \text{ mol/L} = 0,1 \text{ mol}$ de HNO₃.

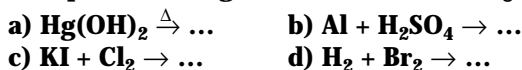
a) La molaridad del ácido nítrico del que disponemos es: un litro de disolución tiene una masa de $1,42 \cdot 10^3 \text{ g}$, de los cuales $(70/100) \times 1,42 \cdot 10^3 = 994 \text{ g}$, es decir, $994 \text{ g}/63 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 15,8 \text{ mol}$, son soluto; luego: $M = 15,8$.

$15,8 \text{ mol}/1 \text{ L} = 0,1/x$; $x = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 6,3 \text{ cm}^3$.

b) De cada 1 420 g de disolución, 426 g son de disolvente y contienen 15,8 mol de soluto. Luego: $15,8 \text{ mol} / 0,426 \text{ kg} = 37 \text{ m}$.

$$X_s = \frac{15,8}{15,8 + (426/18)} = 0,40.$$

35. Completar las siguientes ecuaciones, ajustarlas y decir de qué tipo son:



- a) $\text{Hg}(\text{OH})_2 + \text{calor} \rightarrow \text{HgO} + \text{H}_2\text{O}$; descomposición.
b) $2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2$; desplazamiento.
c) $2 \text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{KCl} + \text{I}_2$; desplazamiento.
d) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow 2 \text{HBr}$; síntesis.

36. Teniendo en cuenta que las sales: BaSO_4 , PbS , AgCl , AgI , ZnS , CuS , PbI_2 y PbCl_2 son insolubles en agua, señalar si al mezclar las disoluciones siguientes se produce o no precipitado (en caso afirmativo, escribir la ecuación en forma iónica):

- a) Cloruro de cinc + sulfato de plata $\rightarrow \dots$
b) Yoduro potásico + nitrato de plomo (II) $\rightarrow \dots$
c) Nitrato potásico + cloruro magnésico $\rightarrow \dots$
d) Sulfuro sódico + sulfato de cobre (II) $\rightarrow \dots$

Se produce precipitado en los siguientes casos:

- a) $\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$
b) $2 \text{I}^- + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$
c) $\text{S}^{2-} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{CuS} \downarrow$

37. La reacción de combustión del carbono en cantidad controlada de oxígeno produce monóxido de carbono: $2 \text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}$. La cantidad de este último es menor que la teórica, debido a que también tiene lugar la reacción: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$. Si a partir de 4,54 g de C se han obtenido 6,88 L de CO en condiciones normales, ¿cuál ha sido el rendimiento?

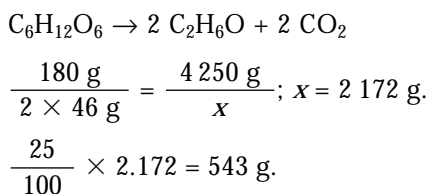
Según la reacción, 1 mol (12 g) de C produce 22,4 L de CO (c.n.). Por consiguiente:

$12 \text{ g (C)}/22,4 \text{ L (CO)} = 4,54/x$; $x = 8,47 \text{ L (CO)}$. Como se han obtenido 6,88 L, el rendimiento es: $(6,88/8,47) \times 100 = 81,2\%$.

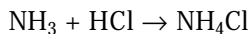
38. Calcular la cantidad de hidróxido sódico y agua que se necesita para preparar 2 L de una disolución al 20% cuya densidad es de 1,22 g/cm³. ¿Cuál será su molaridad?

La masa de dos litros de disolución es: $1,22 \text{ g/cm}^3 \times 2000 \text{ cm}^3 = 2440 \text{ g}$. De ellos, $(20/100) \times 2440 = 488 \text{ g}$ (12,2 mol) son de soluto y 1952 g son de agua. La disolución es 12,2 mol/2 L = 6,1 M.

39. En el proceso de fermentación de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, se produce alcohol etílico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, y se desprende CO_2 . ¿Qué cantidad de alcohol se producirá a partir de 4,25 kg de glucosa? Suponer un rendimiento del 25 %.



- 40. ¿Qué volumen de disolución de amoníaco, del 18% y densidad 0,93 g/cm³, se necesita para formar, por reacción con ácido clorhídrico, 50 g de cloruro amónico?**



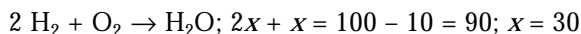
$$1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}/53,5 \text{ g} = x/50 \text{ g}; x = 0,935 \text{ mol NH}_4\text{Cl}.$$

La disolución utilizada tiene una molaridad:

$$\frac{930 \text{ g/L} \times (18/100)}{17 \text{ g/mol}} = 9,85 \text{ mol/L}.$$

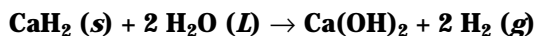
Luego, se necesitan: $9,85 \text{ mol/1 L} = 0,935 \text{ mol}/x; x = 0,095 \text{ L}$.

- 41. Al hacer estallar 100 cm³ de una mezcla de H₂ y O₂, y volver los gases a las condiciones primitivas, queda un volumen de 10 cm³ de O₂ en exceso. Hallar la composición de la mezcla analizada.**



$$\text{Volumen de H}_2 = 2 \times 30 = 60 \text{ cm}^3; \text{Volumen de O}_2 = 30 + 10 = 40 \text{ cm}^3.$$

- 42. Un globo se llena con hidrógeno procedente de la reacción siguiente:**



- a) ¿Cuántos gramos de hidruro de calcio harán falta para producir 250 mL de hidrógeno en *c.n.* capaces de llenar el globo?
b) ¿Qué volumen adquirirá el globo si asciende hasta una zona donde la presión es de 0,500 atm y la temperatura de -73 °C?

$$\text{a) } 42 \text{ g (CaH}_2)/44,8 \text{ L (H}_2) = x/0,250 \text{ L}; x = 0,23 \text{ g}.$$

$$\text{b) } \frac{V \times 0,500}{200} = \frac{250 \times 1}{273}; V = 366 \text{ cm}^3.$$

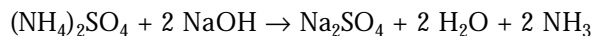
- 43. Para hallar la normalidad de una disolución de ácido, se pesaron 1,947 g de carbonato sódico anhidro, que, una vez disueltos en agua, se valoraron, gastándose 17,1 cm³ de la disolución de ácido. Calcular la normalidad de esta.**

$$1 \text{ eq Na}_2\text{CO}_3/53 \text{ g} = x/1,947 \text{ g}; x = 0,0367 \text{ eq}.$$

$$0,0367 \text{ eq}/0,0171 \text{ L} = 2,15 \text{ N}.$$

- 44. Se tiene una mezcla de sulfato de amonio y de cloruro de sodio. Con la finalidad de determinar el % en peso de cada sal, se trata con hidróxido de sodio (en exceso) una disolución formada a partir de 20 g de la mezcla de sales. Como resultado de este tratamiento, el amonio se transformó en amoníaco. Sabiendo que se obtuvieron 3,4 g de amoníaco, calcula el % en peso de cada sal en la mezcla inicial.**

El amoníaco obtenido procede del sulfato de amonio, según la reacción:



Puesto que las masas molares del sulfato de amonio y del amoníaco son, respectivamente, 132 g/mol y 17 g/mol, puede escribirse:

$$\frac{1 \times 132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4}{2 \times 17 \text{ g NH}_3} = \frac{x}{3,4}; \text{ de donde } x = 13,2 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4.$$

La diferencia $20 - 13,2 = 6,8$ g será la cantidad de cloruro de sodio en la muestra y la composición porcentual:

$$100 \times 13,2 / 20 = 66\% \text{ de sulfato de amonio}$$

$$100 \times 6,8 / 20 = 34 \% \text{ de cloruro de sodio}$$

45. Determinar la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto orgánico que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, sabiendo que:

- **En estado de vapor, 2 g de compuesto, recogido sobre agua a 715 mm de Hg y 40 °C, ocupan un volumen de 800 mL.**
- **Al quemar completamente 5 g de compuesto, se obtienen 11,9 g de dióxido de carbono y 6,1 g de agua.**

Dato: Presión de vapor del agua a 40 °C = 55 mm de Hg.

- a) Todo el carbono del compuesto se encuentra en el CO_2 , y todo el hidrógeno, en el H_2O . Teniendo en cuenta las masas molares de ambos, puede escribirse:

$$44 \text{ g CO}_2 / 12 \text{ g C} = 11,9 \text{ g} / x; x = 3,24 \text{ g C}$$

$$18 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H} = 6,1 \text{ g} / y; y = 0,68 \text{ g H}$$

El oxígeno se halla por diferencia:

$$5 - (3,24 + 0,68) = 1,08 \text{ g O.}$$

Hallamos en moles la relación de cada elemento:

$$3,24 \text{ g C} / 12 \text{ g/mol} = 0,27 \text{ mol C}$$

$$0,68 \text{ g H} / 1 \text{ g/mol} = 0,68 \text{ mol H}$$

$$1,08 \text{ g O} / 16 \text{ g/mol} = 0,068 \text{ mol O}$$

Esa relación expresada en números enteros es: 4 mol C: 10 mol H: 1 mol O, luego la fórmula empírica es: $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

- b) Se determina la masa molecular del compuesto orgánico mediante la ecuación de los gases perfectos:

$$(715-55) / 760 \text{ atm} \times 0,800 \text{ L} =$$

$$= (2 \text{ g} / M_m) \times 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \times (273 + 40) \text{ K}$$

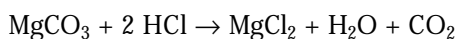
$M_m = 73,9 \text{ g/mol}$. Masa que coincide con la de la fórmula empírica. Por tanto, la fórmula molecular y la empírica coinciden.

46. El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.

- a) **Calcular el volumen de ácido clorhídrico, de densidad 1,095 g/mL y del 20% en peso, que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio.**

- b) **Si en el proceso anterior se obtienen 7,4 litros de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27 °C, ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?**

- a) La ecuación química ajustada es:



La masa molar del MgCO_3 es 84,3 g/mol, y, por tanto, tenemos:

$$30,4 \text{ g} / 84,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,36 \text{ mol de } \text{MgCO}_3.$$

De la ecuación química se deduce que 1 mol de MgCO_3 reacciona con 2 mol de HCl puro, y, en consecuencia, los 0,36 mol lo harán con $2 \times 0,36 \text{ mol} = 0,72 \text{ mol}$ de HCl, que son $0,72 \text{ mol} \times 36,5 \text{ g/mol} = 26,3 \text{ g}$ de HCl puro. (La masa molar del HCl es 36,5 g/mol).

La masa de 1 litro de disolución de HCl es $m = V \cdot d = 1\,000 \text{ mL} \times 1,095 \text{ g/mL} = 1\,095 \text{ g}$, y, de ella, el 20%, es decir, $1\,095 \times (20/100) = 219 \text{ g}$ son de HCl puro. Puede escribirse entonces: $1\,000 \text{ mL} / 219 \text{ g HCl} = x / 26,3 \text{ g HCl}$; $x = 120 \text{ mL}$.

- b) Según la ecuación, deben obtenerse 0,36 mol de CO_2 que, en las condiciones indicadas, aplicando la ecuación de los gases $pV = nRT$:

$$1 \text{ atm} \cdot V = 0,36 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \times (27 + 273) \text{ K}; V = 8,9 \text{ L}.$$

Como solo se obtuvieron 7,4 L, el rendimiento fue: $(7,4/8,9) \times 100 = 83\%$.

47. Se desea preparar 250 mL de una disolución de ácido sulfúrico 3 M utilizando para ello el reactivo de una botella cuya etiqueta señala una densidad para el ácido de partida de 1,84 g/mL y una riqueza en peso del 96%.

a) Calcular e indicar cómo se prepararía dicha disolución.

b Nombrar y dibujar el material de laboratorio que se necesitaría.

- a) Se necesitan $0,250 \text{ L} \times 3 \text{ mol/L} = 0,75 \text{ mol}$ de ácido puro que, teniendo en cuenta la masa molar del H_2SO_4 (98 g/mol), son: $0,75 \text{ mol} \times 98 \text{ g/mol} = 73,56 \text{ g}$.

Un litro del reactivo de la botella tiene de masa: $m = V \cdot d = 1\,000 \text{ mL} \times 1,84 \text{ g/mL} = 1.840 \text{ g}$, de los cuales, el 96% es ácido puro, es decir: $1.840 \times (96/1\,000) = 1.776 \text{ g}$ de H_2SO_4 puro. Luego:

$$1\,000 \text{ mL disolución} / 1\,776 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 = V / 73,56; V = 41,6 \text{ mL}.$$

Deben tomarse 41,6 mL de ácido comercial.

- b) Consultar el ejemplo 5 de esta unidad.