

1. 2 moles SO_2 a) $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$; b) $2 \cdot 22,4 \text{ l}$; c) $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$. 3 átomos

2. a) Sí; utiliza $PV = nRT$; b) Sí; c) No; los gramos se calculan masa = moles $\times P_m$

3. a) CaCl_2 $5 \times 2 = 10$ moles de Cl; b) 5 moles de Ca; c) $5 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 3$ átomos totales.

4. a) $\frac{40,08 \text{ g/mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 6,65 \cdot 10^{-23} \text{ g}$; b) $\frac{0,5}{10,81} \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$; c) $\frac{0,5}{117,16} \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$

5. a) $P_m \text{ Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 399,7 \text{ g/mol}$; moles = $10 / 399,7$; b) $\frac{10}{399,7} \times 3$; c) $\frac{10}{399,7} \times 12$

6. a) No, ya que el agua a 0°C y latón no es gas. b) Verdadero; c) No, es al contrario.

7. Butano C_4H_{10} ; $P_m = 4 \cdot 12 + 10 = 58 \text{ g/mol}$
 a) $\frac{12 \cdot 10^3}{58}$; b) Átomos de C = $4 \cdot \frac{12 \cdot 10^3}{58} \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$; Átomos de H = $10 \cdot \frac{12 \cdot 10^3}{58} \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$

8. Masa de óxido $\text{MgO} = 3,068 + 2,018 = 6,191 \text{ g}$ Ley de Lavoisier.
 Según teoría de Dalton la relación $\frac{\text{Mg}}{\text{O}}$ para formar MgO es siempre la misma.
 Pues bien: $\begin{cases} m_{\text{Mg}} + m_{\text{O}} = 423,5 \\ \frac{m_{\text{Mg}}}{m_{\text{O}}} = \frac{3,068}{2,018} \end{cases}$ } Dos ecuaciones y dos incógnitas.

9. $2,116 \text{ g} \begin{cases} 2,006 \text{ g Hg} \\ 0,11 \text{ g de O} \end{cases} \% \text{ Hg} = \frac{2,006}{2,116} \cdot 100 ; \% \text{ O} = 100 - \% \text{ Hg}$

10. Ley de Dalton o de las proporciones múltiples: "Las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro están en una relación de n^{os} enteros y sencillos". El dato erróneo es 1,90; $\frac{N}{O} = \frac{1,40}{1,60} \Rightarrow \text{NO}$; $\frac{N}{O} = \frac{1,40}{0,80} \Rightarrow \text{NO}_2$
 $\frac{N}{O} = \frac{1,40}{2,40} \Rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$; $\frac{N}{O} = \frac{1,40}{3,20} = \text{N}_2\text{O}_4$ ó NO_2

11. $2,351 - 1,233 = 1,118 \text{ g de O}$ se combinan con $1,233 \text{ g de Cr}$
 $3,028 - 2,072 = 0,956 \text{ g "O"} \quad 2,072 \text{ g "Cr"} \Rightarrow \frac{0,956}{2,072} = \frac{1,118}{x}$
 Pues bien, 1,233 g de Cr y 2,423 g de Cr deben estar en una relación de n^{os} enteros y sencillos y, efectivamente así es. $x = 2,423 \text{ g}$.

12. Se calcula la media ponderada:
 $\text{Mat} = \frac{16 \cdot 99,757 + 17 \cdot 0,039 + 18 \cdot 0,204}{100} = 16,00447 \rightarrow \text{C}_3\text{N}_2\text{H}_6\text{x}$

13. $\text{C}_{51,42} \text{ N}_{40} \text{ H}_{8,75} \rightarrow \text{C}_{1,5} \text{ N}_4 \text{ H}_{3,06} \xrightarrow{\times 2} \text{C}_3\text{N}_2\text{H}_6$; $3 \cdot 12 + 2 \cdot 14 + 6x = 140$; $x = 2 \Rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{N}_4$

14. 80% C y 20% H; $P \cdot V = \frac{m}{P_m} RT$; $P_m = \frac{P \cdot R \cdot T}{m}$ 15. A 4°C la densidad del agua es Lg/cm^3

16. NaNO_3 Masa molecular (M) = $23 + 14 + 3 \cdot 16 = 85 \text{ g/mol}$

% Na $\rightarrow \frac{85}{100} = \frac{23}{x}$; $x = 27,05\%$ de Na
 % N $\rightarrow \frac{85}{100} = \frac{14}{x}$; $x = 16,47\%$ de N
 El porcentaje de oxígeno será lo que resta hasta 100; $100 - 27,05 - 16,47 = 56,48\%$ de O

17. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $M = 2 \cdot 14 + 2 \cdot 4 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 132 \text{ g/mol}$ La fórmula empírica es la fórmula simplificada.
 P. ej. la del $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ sería CH_2O $\left\{ \begin{array}{l} \% \text{ N} \rightarrow \frac{132}{100} = \frac{28}{x} ; x = 21,21\% \\ \% \text{ H} \rightarrow \frac{132}{100} = \frac{8}{x} ; x = 6,06\% \\ \% \text{ S} \rightarrow \frac{132}{100} = \frac{32}{x} ; x = 24,24\% \\ \% \text{ O} \rightarrow \text{Resto hasta 100} ; \% \text{ O} = 48,49\% \end{array} \right.$

Se procede de la siguiente manera ya que la relación que guardan los átomos en la fórmula empírica es la misma relación que guardan los moles de cada átomo. Calcularemos pues los moles en unos hipotéticos 100g de compuesto.

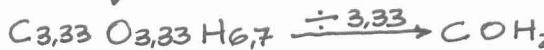
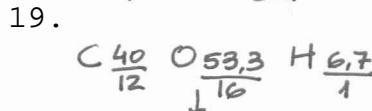
Moles de Ca = $38,71 / 40 = 0,96775$ moles
 Moles de P = $20 / 31 = 0,64516$ moles
 Moles de O = $41,29 / 16 = 2,5806$ moles.

Para ver en qué relación se encuentran estos números, dividimos por el menor

$\left\{ \begin{array}{l} \text{Ca} \frac{0,96775}{0,64516} \quad \text{P} \frac{0,64516}{0,64516} \quad \text{O} \frac{2,5806}{0,64516} \\ \downarrow \\ \text{Ca}_{1,5} \text{ P}_1 \text{ O}_4 \xrightarrow{\times 2} \text{Ca}_3 \text{P}_2 \text{O}_8 = \text{F. Empírica} \end{array} \right.$

18. Podemos calcular aquí el % de cada elemento y proceder igual que antes pero también se puede hacer con gramos.

$$\text{H } \frac{0,148}{1} \text{ S } \frac{2,362}{32} \text{ O } \frac{0,4725}{16} \rightarrow \text{H } 0,148 \text{ S } 0,0738125 \text{ O } 0,2953125; \text{ ahora dividimos entre el menor} \rightarrow \text{H } \frac{0,148}{0,0738125} \text{ S } \frac{0,0738125}{0,0738125} \text{ O } \frac{0,2953125}{0,0738125} = \text{H}_2\text{SO}_4$$



Pues bien, la fórmula molecular será un número entero de veces los subíndices de la fórmula empírica. O sea: $\text{C}_x\text{H}_{2x}\text{O}_x$
Calculemos la masa molecular de cada compuesto arrastrando esa incógnita, x .

$$\text{Para la glucosa: } 180 = 12 \cdot x + 12 \cdot x + 16 \cdot x; 180 = 30x; x = 6 \Rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$\text{Para el ácido láctico: } 90 = 12 \cdot x + 1 \cdot 2 \cdot x + 16 \cdot x; 90 = 30x; x = 3 \Rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$$

$$\text{Para el ácido acético: } 60 = 12 \cdot x + 1 \cdot 2 \cdot x + 16 \cdot x; 60 = 30x; x = 2 \Rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$$

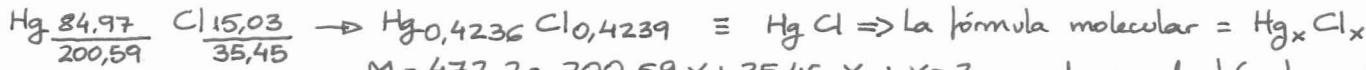
Idem para el formaldehido.

$$20. P \cdot V = nRT; 1 \cdot 0,120 = \frac{0,345}{M} \cdot 0,082 (100+273); M = 87,93 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

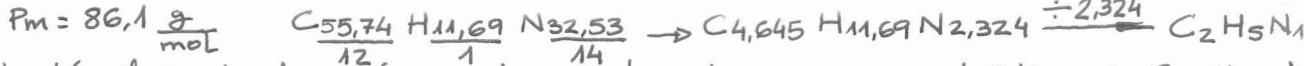


$$\text{Fórmula molecular} = \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_x \Rightarrow M = 87,93 = 2x \cdot 12 + 4x \cdot 1 + x \cdot 16; 87,93 = 44x; x = 2$$

$$21. P \cdot V = nRT; P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot RT; P = \frac{m}{V \cdot M} \cdot RT; M = \frac{P \cdot RT}{P} = \frac{18,28 \cdot 0,082 \cdot (42+273)}{1} = 472,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$



$$22. M = 472,2 = 200,59x + 35,45 \cdot x; x = 2 \text{ por lo que la fórmula será} \text{ Hg}_2\text{Cl}_2$$



La fórmula molecular será un número entero de veces esos subíndices $\Rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{N}_x$

$$\text{Pues bien: } 86,1 = 2x \cdot 12 + 5x \cdot 1 + x \cdot 14; 86,1 = 43x; x = 2 \Rightarrow \text{C}_4\text{H}_10\text{N}_2$$

$$23. \text{C H O} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad \text{Moles de C} = \frac{5,17}{44} = 0,1175 \text{ moles.}$$

$$2,35\text{g} \quad 5,17\text{g} \quad 2,82\text{g} \quad \text{Moles de H} = \frac{2,82}{2} \cdot 2 = 0,31333 \text{ moles.}$$

Los moles de oxígeno del compuesto serán los moles de oxígeno de los productos menos los moles de oxígeno que se han utilizado para quemar el compuesto.

$$\text{Por la ley de Lavoisier} \Rightarrow m_{\text{O}_2} = 5,17 + 2,82 - 2,35 = 5,64 \text{ g} ; \text{Moles de O} = \frac{5,64}{16} \cdot 2 = 0,3525$$

$$\text{por lo que los moles de "O" en el compuesto será: moles de O} = \frac{5,17}{44} \cdot 2 + \frac{2,82}{18} - 0,3525 = 0,039166$$

Tendremos pues: $\text{C}_{0,1175} \text{ H}_{0,31333} \text{ O}_{0,039166}$

Si dividimos los subíndices por el menor sale $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$

$$24. P \cdot V = nRT; 3,725 = (n_{\text{O}_2} + n_{\text{O}_3}) \cdot 0,082 \cdot 298 \quad \left. \begin{array}{l} n_{\text{O}_2} + n_{\text{O}_3} = 3,785 \\ n_{\text{O}_2} \cdot 32 + n_{\text{O}_3} \cdot 48 = 158,6 \end{array} \right\} \xrightarrow{\text{sistema de dos ecuaciones y dos incógnitas.}}$$

$$25. P \cdot V = nRT; P \cdot 2,5 = \left(\frac{9}{4} + \frac{12}{44} + \frac{20}{28} \right) 0,082 \cdot 313 \quad \left. \begin{array}{l} n_{\text{O}_2} = 1,46 \text{ moles}; n_{\text{O}_3} = 2,33 \text{ moles.} \\ n_{\text{O}_2} = 1,46 \text{ moles}; n_{\text{O}_3} = 2,33 \text{ moles.} \end{array} \right.$$

$P_{\text{TOTAL}} = 3,32 \text{ atm.}$ Por ley de Dalton o $P_i \cdot V = n_i \cdot RT$ calculamos las presiones parciales.

$$P_{\text{He}} \cdot V = n_{\text{He}} \cdot R \cdot T; P_{\text{He}} \cdot 2,5 = \frac{9}{4} \cdot 0,082 \cdot 313; P_{\text{He}} = 2,31 \text{ atm. Idem con las demás.}$$

$$26. \text{Antes } \frac{850}{760} \cdot V = n_{\text{N}_2} \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$\text{Después } 2,05 \cdot V = \left(n_{\text{N}_2} + \frac{12}{253,8} \right) \cdot 0,082 \cdot 473$$

$$P_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} \cdot P_T = \frac{0,34928}{0,34928 + \frac{12}{253,8}} \cdot 2,05 = 1,81 \text{ atm;} \quad P_{\text{I}_2} = 2,05 - 1,81 = 0,24 \text{ atm.}$$

$$27. P \cdot V = \frac{m}{P_m} \cdot RT$$

$$P_m = \frac{P \cdot RT}{V} = \frac{1,463 \cdot 0,082 \cdot 298}{1,25} = \frac{P \cdot 0,082 \cdot 273}{1} ; P = 1,278 \text{ g/l}$$

$$28. P \cdot V = nRT; 0,25 \cdot 0,224 = n_{\text{O}_2} \cdot 0,082 \cdot 273; n_{\text{O}_2} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles.}$$

$$0,75 \cdot 0,224 = n_{\text{H}_2} \cdot 0,082 \cdot 546; n_{\text{H}_2} = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ moles.}$$

$$P_{\text{O}_2} \cdot 0,224 = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 546; P_{\text{O}_2} = 0,5 \text{ atm.}$$

$$P_{\text{H}_2} \cdot 0,224 = 3,75 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 546; P_{\text{H}_2} = 0,75 \text{ atm.}$$

29. $\text{sóluto} = 100 \text{ g}$
 $\text{Disolución} = 100 + 400 = 500 \text{ g}$

$$\% \rightarrow \frac{500}{100} = \frac{100}{x} ; x = \frac{100 \cdot 100}{500} = 20\%$$

Para la molaridad, M , utilizaremos factores de conversión.

$$\text{molaridad} = m = \frac{\text{moles sólido}}{\text{kg de disolvente}} = \frac{100/98}{0,400} = 2,551 \text{ molal}$$

$$X_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{\text{moles H}_2\text{SO}_4}{\text{moles totales}} = \frac{100/98}{100/98 + 400/18} = 0,0439$$

$$M = \frac{1,120 \text{ g disolución}}{\text{ml disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ ml Dn}}{1 \text{ l Dn}} \cdot \frac{100 \text{ g sólido}}{500 \text{ g Dn}} \cdot \frac{1 \text{ mol sólido}}{98 \text{ g sólido}}$$

$$M = \frac{1,120 \cdot 1000 \cdot 100}{500 \cdot 98} = 2,285 \text{ moles/l}$$

30. Si $\% = 27,4$ quiere decir que de 100g de disolución:

27,4g son sólido

100 - 27,4 = 72,6g de disolvente

$$m = \frac{27,4/342}{0,0726} = 1,104 \text{ molal.}$$

$$X = \frac{0,0726}{27,4/342} = 0,01947$$

31.

$$a) M = 0,91 \frac{\text{g Dn}}{\text{ml Dn}} \cdot \frac{1000 \text{ ml Dn}}{1 \text{ l Dn}} \cdot \frac{25 \text{ g sólido}}{100 \text{ g Dn}} \cdot \frac{1 \text{ mol sólido}}{36,45 \text{ g sólido}} = 6,24 \text{ moles/l}$$

b) $1,5 \cdot 0,1 = 0,15$ moles que deben salir de la Dn anterior.

$$\frac{1 \text{ l}}{6,24 \text{ moles}} = \frac{x}{0,15 \text{ mol}} ; x = 0,024038 \text{ l} = 24,038 \text{ ml}$$

32.

$$M = \frac{1,200 \text{ g de Dn}}{\text{ml de Dn}} \cdot \frac{1000 \text{ ml Dn}}{1 \text{ l Dn}} \cdot \frac{33,50 \text{ g sólido}}{100 \text{ g Dn}} \cdot \frac{1 \text{ mol sólido}}{63 \text{ g sólido}} = \frac{1,200 \cdot 1000 \cdot 33,50}{100 \cdot 63} =$$

$$M = 6,38 \frac{\text{moles}}{\text{l}}$$

$$\text{molaridad} \Rightarrow \text{Se calcula con el \%} \Rightarrow m = \frac{33,50/63}{(100-33,50) \cdot 10^{-3}} = 7,996 \frac{\text{moles sólido}}{\text{kg de disolvente}}$$

$$X \Rightarrow \text{También se calcula con el \%} X = \frac{33,50/63}{33,50/63 + 66,5/18} = 0,126$$

↑ moles de agua.

33.

$$18,1 \frac{\text{mol sólido}}{\text{l de Dn}} \cdot \frac{\text{ml de Dn}}{1,84 \text{ g Dn}} \cdot \frac{1 \text{ l de Dn}}{1000 \text{ ml Dn}} \cdot \frac{98 \text{ g sólido}}{1 \text{ mol sólido}} \cdot \frac{100 \text{ g Dn}}{100 \text{ g Dn}} = 96,40 \%$$

$$2M = 2 \frac{\text{moles}}{\text{l}}$$

34.

$$\text{moles KI} = 2 \frac{\text{moles}}{\text{l}} \times 0,350 \text{ l} = 0,7 \text{ moles} \xrightarrow{\times 166 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} 116,2 \text{ g de KI}$$

35.

$$\begin{aligned} & \text{1 l HNO}_3 \quad \text{masa de Dn} = 1130 \cdot 1 = 1130 \text{ g} \\ & 62,70\% \quad \text{Dn} \\ & d = 1380 \text{ kg/m}^3 = 1380 \text{ g/l} \quad m = d \cdot V \\ & m = d \cdot V \quad \text{masa soluto} = \frac{1130 \cdot 22,38}{100} = 252,9 \text{ g} \\ & \text{masa} = 1380 \cdot 1 = 1380 \text{ g Dn} \quad \text{masa soluto} = \frac{1380 \cdot 62,70}{100} = 865,26 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} & \text{masa Dn total} = 1380 + 1130 = 2510 \text{ g.} \\ & \text{masa soluto total} = 865,26 + 252,9 = 1118,16 \text{ g} \end{aligned} \quad \left. \begin{array}{l} \% \Rightarrow \frac{2510}{100} = \frac{1118,16}{x} ; x = 44,55\% \\ \hline \end{array} \right.$$

b) Con la masa de Dn total y la densidad ($d = 1276 \text{ kg/m}^3$) calculamos el volumen:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{2510}{1276} = 1,967 \text{ l}$$

36.

$$\text{Masa NaCl} = \frac{400 \cdot 20}{100} = 80 \text{ g} \quad \text{y ahora} \quad \frac{80}{32} = \frac{x}{100} ; x = 250 \text{ g de Dn al 32\%}$$

37.

$$\text{Moles} = 0,86 \frac{\text{moles}}{\text{l}} \times 25 \cdot 10^{-3} \text{ l} = 0,0215 \text{ moles} ; M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{0,0215}{0,5} = 0,043 \frac{\text{moles}}{\text{l}}$$

38.

$$\text{Masa soluto} = \frac{80 \cdot 10}{100} = 8 \text{ g de KCl}$$

$$\begin{aligned} & \text{Masa soluto total} = 8 + 4 = 12 \text{ g} \\ & \text{Masa de Dn total} = 4 + 80 = 84 \text{ g} \end{aligned} \quad \left. \begin{array}{l} \% \Rightarrow \frac{84}{100} = \frac{12}{x} ; x = 14,28\% \\ \hline \end{array} \right.$$

39.

$$a) \frac{40}{100} = \frac{5}{x} ; x = 12,5\% \quad b) M = 5 \text{ g sólido} \times \frac{1 \text{ mol}}{36,45 \text{ g sólido}} \times \frac{1}{40 \text{ g Dn}} \times \frac{1060 \text{ g Dn}}{1 \text{ l Dn}} = 3,63 \text{ M}$$

$$c) m = \frac{12,5/36,45}{87,5 \cdot 10^{-3}} = 3,92 \text{ molal.}$$

40.

$$M = 1405 \frac{\text{g Dn}}{\text{l Dn}} \times \frac{68,15 \text{ g sólido}}{100 \text{ g Dn}} \times \frac{1 \text{ mol}}{63 \text{ g sólido}} = 15,198 \text{ molar.}$$

41.

$$11 \frac{\text{moles sólido}}{\text{l de Dn}} \times \frac{17 \text{ g sólido}}{1 \text{ mol sólido}} \times \frac{100 \text{ g Dn}}{20,3 \text{ g sólido}} = 921,18 \text{ g/l}$$