

- 2 moles SO_2 a) $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$; b) $2 \cdot 22,4 \text{ l}$; c) $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 3$ átomos
- a) Si; utiliza $PV = nRT$; b) Si; c) No; los gramos se calculan $\text{masa} = \text{moles} \times P_m$
- 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.
- 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) $\frac{0,5}{117,16} \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$
- 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) $\frac{10}{399,7} \times 12$
- a) No, ya que el agua a 0°C y latm no es gas.
b) Verdadero; c) No, es al contrario.
- 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 = $10 \cdot \frac{12 \cdot 10^3}{58} \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$

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

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

- 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; $\frac{N}{O} = \frac{1,40}{1,60} \Rightarrow \text{NO}$; $\frac{N}{O} = \frac{1,40}{0,80} \Rightarrow \text{NO}_{0,5}$
 $\frac{N}{O} = \frac{1,40}{2,40} \Rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$; $\frac{N}{O} = \frac{1,40}{3,20} = \text{N}_2\text{O}_4$ ó NO_2 $\downarrow$
 N_2O

- $2,351 - 1,233 = 1,118 \text{ g de O se combinan con } 1,233 \text{ g de Cr}$
 $3,028 - 2,072 = 0,956 \text{ g " O " " " " } 2,072 \text{ g " " } \Rightarrow \frac{0,956}{2,072} = \frac{1,118}{x}$
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.

- se calcula la media ponderada:
 $\text{Mat} = \frac{16 \cdot 99,757 + 17 \cdot 0,039 + 18 \cdot 0,204}{16 + 17 + 18} = 16,00447 \rightarrow \text{C}_3\text{xN}_2\text{xH}_6\text{x}$

- $\text{C}_{51,42} \text{ N}_{40} \text{ H}_{8,75} \xrightarrow{100} \text{C}_{1,5} \text{ N}_1 \text{ H}_{3,06} \xrightarrow{\times 2} \text{C}_3 \text{ N}_2 \text{ H}_6$; $3 \cdot 12 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 1 = 140$; $X = 2 \Rightarrow \text{C}_6 \text{ H}_{12} \text{ N}_4$

- 80% C y 20% H; $PV = \frac{n}{P_m} RT$; $P_m = \frac{PRT}{P}$ 15. A 4°C la densidad del agua es 1 g/cm^3

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

$$\% \text{Na} \rightarrow \frac{85}{100} = \frac{23}{x}; x = 27,05\% \text{ de Na}$$

$$\% \text{N} \rightarrow \frac{85}{100} = \frac{14}{x}; x = 16,47\% \text{ de N}$$

El porcentaje de oxígeno será lo que resta hasta 100; $100 - 27,05 - 16,47 = 56,48\% \text{ de O}$

- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $M = 2 \cdot 14 + 2 \cdot 4 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 132 \text{ g/mol}$

La fórmula empírica es la fórmula simplificada.
P.ej. la del $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ sería CH_2O

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.

$$\text{Moles de Ca} = 38,71/40 = 0,96775 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de P} = 20/31 = 0,64516 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de O} = 41,29/16 = 2,5806 \text{ moles.}$$

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

$$\begin{array}{ccc} \text{Ca} & \text{P} & \text{O} \\ 0,96775 & 0,64516 & 2,5806 \\ \hline & 0,64516 & 0,64516 \end{array}$$



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

$$H \frac{0,148}{1} \quad S \frac{2,362}{32} \quad O \frac{4,725}{16} \rightarrow H_{0,148} S_{0,0738125} O_{0,2953125}; \text{ ahora dividimos entre el menor} \rightarrow H_{0,148} S_{0,0738125} O_{0,2953125} = H_2 S O_4$$

$$19. \quad C \frac{40}{12} \quad O \frac{53,3}{16} \quad H \frac{6,7}{1} \rightarrow C_{3,33} O_{3,33} H_{6,7} \xrightarrow{\div 3,33} C O H_2$$

Pues bien, la fórmula molecular será un número entero de veces los subíndices de la fórmula empírica. O sea: $C_x H_{2x} O_x$
Calculemos la masa molecular de cada compuesto arrastrando esa incógnita, x

Para la glucosa: $180 = 12 \cdot x + 12 \cdot x + 16 \cdot x$; $180 = 30x$; $x = 6 \Rightarrow C_6 H_{12} O_6$

Para el ácido láctico: $90 = 12 \cdot x + 1 \cdot 2 \cdot x + 16 \cdot x$; $90 = 30x$; $x = 3 \Rightarrow C_3 H_6 O_3$

Para el ácido acético: $60 = 12 \cdot x + 1 \cdot 2 \cdot x + 16 \cdot x$; $60 = 30 \cdot x$; $x = 2 \Rightarrow C_2 H_4 O_2$

Idem para el formaldehído.

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

$$C \frac{54,5}{12} \quad H \frac{9,10}{1} \quad O \frac{36,4}{16} \rightarrow C_{4,5416} H_{9,10} O_{2,275} \rightarrow \text{Dividiendo por el menor} \rightarrow C_2 H_4 O$$

Fórmula molecular = $C_{2x} H_{4x} O_x \Rightarrow M = 87,93 = 2x \cdot 12 + 4x \cdot 1 + x \cdot 16$; $87,93 = 44x$; $x = 2$

Por lo que la fórmula molecular será: $C_4 H_8 O_2$

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

$$Hg \frac{84,97}{200,59} \quad Cl \frac{15,03}{35,45} \rightarrow Hg_{0,4236} Cl_{0,4239} \equiv Hg Cl \Rightarrow \text{La fórmula molecular} = Hg_x Cl_x$$

$$22. \quad M = 472,2 = 200,59x + 35,45 \cdot x; x = 2 \text{ por lo que la fórmula será } Hg_2 Cl_2$$

$$P_m = 86,1 \frac{g}{mol} \quad C \frac{55,74}{12} \quad H \frac{11,69}{1} \quad N \frac{32,53}{14} \rightarrow C_{4,645} H_{11,69} N_{2,324} \xrightarrow{\div 2,324} C_2 H_5 N_1$$

La fórmula molecular será un número entero de veces esos subíndices $\Rightarrow C_{2x} H_{5x} N_x$

Pues bien: $86,1 = 2x \cdot 12 + 5x \cdot 1 + x \cdot 14$; $86,1 = 43x$; $x = 2 \Rightarrow C_4 H_{10} N_2$

$$23. \quad \begin{array}{c} C \quad H \quad O \\ 2,35g \end{array} + O_2 \rightarrow \begin{array}{c} CO_2 \quad H_2O \\ 5,17g \quad 2,82g \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{Moles de C} = \frac{5,17}{44} = 0,1175 \text{ moles.} \\ \text{Moles de H} = \frac{2,82}{2} = 0,31333 \text{ moles.} \end{array}$$

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.

Por la ley de Lavoisier $\Rightarrow m_{O_2} = 5,17 + 2,82 - 2,35 = 5,64g$; Moles de O = $\frac{5,64}{32} \cdot 2 = 0,3525$

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: $C_{0,1175} H_{0,31333} O_{0,039166}$
Si dividimos los subíndices por el menor sale $C_3 H_8 O$

$$24. \quad P \cdot V = n R T; 3,7 \cdot 25 = (n_{O_2} + n_{O_3}) \cdot 0,082 \cdot 298 \quad \left. \begin{array}{l} n_{O_2} \cdot 32 + n_{O_3} \cdot 48 = 158,6 \\ n_{O_2} \cdot 32 + n_{O_3} \cdot 48 = 158,6 \end{array} \right\} \begin{array}{l} n_{O_2} + n_{O_3} = 3,785 \\ n_{O_2} \cdot 32 + n_{O_3} \cdot 48 = 158,6 \end{array} \leftarrow \text{sistema de dos ecuaciones y dos incógnitas.}$$

$$25. \quad P \cdot V = n R T; P \cdot 25 = \left(\frac{9}{4} + \frac{12}{44} + \frac{20}{28} \right) 0,082 \cdot 313 \quad n_{O_2} = 1,46 \text{ moles}; n_{O_3} = 2,33 \text{ moles.}$$

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

$P_{He} \cdot V = n_{He} \cdot R \cdot T$; $P_{He} \cdot 25 = \frac{9}{4} \cdot 0,082 \cdot 313$; $P_{He} = 2,31 \text{ atm.}$ Idem con las demás.

$$26. \quad \text{Antes } \frac{850}{760} \cdot V = n_{N_2} \cdot 0,082 \cdot 293 \quad \left. \begin{array}{l} 0,54557 = \frac{n_{N_2} \cdot 0,61945}{n_{N_2} + 4,73 \cdot 10^{-2}} \\ n_{N_2} = 0,34928 \text{ moles} \end{array} \right\}$$

Después $2,05 \cdot V = \left(n_{N_2} + \frac{12}{253,8} \right) \cdot 0,082 \cdot 473$
 $P_{N_2} = X_{N_2} \cdot P_T = \frac{0,34928}{0,34928 + \frac{12}{253,8}} \cdot 2,05 = 1,81 \text{ atm}$; $P_{I_2} = 2,05 - 1,81 = 0,24 \text{ atm}$

$$27. \quad P \cdot V = \frac{m}{P_m} \cdot R T \quad \frac{1,463 \cdot 0,082 \cdot 298}{1,25} = \frac{e \cdot 0,082 \cdot 273}{1}; e = 1,278 \frac{g}{L}$$

$$28. \quad P \cdot V = n R T; 0,25 \cdot 0,224 = n_{O_2} \cdot 0,082 \cdot 273; n_{O_2} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles.}$$

$$0,75 \cdot 0,224 = n_{H_2} \cdot 0,082 \cdot 546; n_{H_2} = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ moles.}$$

$$P_{O_2} \cdot 0,224 = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 546; P_{O_2} = 0,5 \text{ atm.}$$

$$P_{H_2} \cdot 0,224 = 3,75 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 546; P_{H_2} = 0,75 \text{ atm.}$$

Soluto = 100g
 29. Disolución = 100 + 400 = 500g
 $\% \rightarrow \frac{500}{100} = \frac{100}{x}; x = \frac{100 \cdot 100}{500} = 20\%$
 Para la molaridad, M, utilizaremos factores de conversión.
 molaridad = $m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg de disolvente}} = \frac{100/98}{0,400} = 2,551 \text{ molal}$
 $X_{H_2SO_4} = \frac{\text{moles } H_2SO_4}{\text{moles totales}} = \frac{100/98}{100/98 + 400/18} = 0,0439$

$M = \frac{1,120 \text{ g disolución}}{\text{ml disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ ml Dn}}{1 \text{ l Dn}} \cdot \frac{100 \text{ g soluto}}{500 \text{ g Dn}} \cdot \frac{1 \text{ mol soluto}}{98 \text{ g soluto}} = 2,285 \frac{\text{moles}}{\text{l}}$
 $M = \frac{1,120 \cdot 1000 \cdot 100}{500 \cdot 98} = 2,285 \frac{\text{moles}}{\text{l}}$

30. Si $\% = 27,4$ quiere decir que de 100g de disolución: 27,4g son soluto
 $100 - 27,4 = 72,6 \text{ g de disolvente}$
 $m = \frac{27,4/342}{0,0726} = 1,104 \text{ molal}$
 $X = \frac{0,0726}{27,4/342 + 72,6/18} = 0,01947$

31.

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

b) $1,5 \cdot 0,1 = 0,15 \text{ moles}$ 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.

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

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

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

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

33.

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

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

34. 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. 1 l HNO_3 62,70% $d = 1380 \text{ kg/m}^3 = 1380 \text{ g/l}$ + 1 l HNO_3 22,38% $d = 1130 \text{ g/l}$

$m = d \cdot V$

masa = $1380 \cdot 1 = 1380 \text{ g Dn}$ Masa soluto = $\frac{1380 \cdot 62,70}{100} = 865,26 \text{ g}$

Masa Dn total = $1380 + 1130 = 2510 \text{ g}$

Masa soluto total = $865,26 + 252,9 = 1118,16 \text{ g} \} \% \Rightarrow \frac{2510}{100} = \frac{1118,16}{x}; x = 44,55\%$

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.

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

37.

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.

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

Masa soluto total = $8 + 4 = 12 \text{ g}$
 Masa de Dn total = $4 + 80 = 84 \text{ g} \} \% \Rightarrow \frac{84}{100} = \frac{12}{x}; x = 14,28\%$

39.

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

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

40.

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

41.

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