

# CÁLCULOS QUÍMICOS 4º ESO

## DISOLUCIONES Y CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

1) Se disuelven 50 g de cloruro de sodio, NaCl, en 400 g de agua. Calcular la concentración de la disolución en tanto por ciento en masa. (Sol: 11,11%)

$$\text{Masa de soluto (NaCl)} = 50 \text{ g} \quad \text{Masa de disolvente (H}_2\text{O)} = 400 \text{ g}$$

$$\text{Masa de disolución} = \text{masa de soluto (NaCl)} + \text{masa de disolvente (H}_2\text{O)} = 450 \text{ g}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100 = \frac{50 \text{ g}}{450 \text{ g}} \cdot 100 = 11,11 \%$$

2) La concentración del vino de mesa suele expresarse en % en volumen. Averigua su concentración si hay 15 cm<sup>3</sup> de soluto (alcohol etílico) en un vaso de vino, cuyo volumen aproximado es de 125 cm<sup>3</sup>. (Sol: 12%)

$$\text{Volumen de soluto (alcohol etílico)} = 15 \text{ cm}^3 \quad \text{Volumen de disolución} = 125 \text{ cm}^3$$

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100 = \frac{15 \text{ cm}^3}{125 \text{ cm}^3} \cdot 100 = 12\%$$

3) Una persona diabética tiene 150 mg de glucosa en 100 cm<sup>3</sup> de disolución sanguínea. Calcula la concentración en g/l. (Sol: 1,5 g/L)

$$\text{Masa de soluto} = 150 \text{ mg} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} = 0,15 \text{ g de glucosa}$$

$$\text{Volumen de disolución} = 100 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 0,1 \text{ L de sangre}$$

$$\frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{0,15 \text{ g}}{0,1 \text{ L}} = 1,5 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

4) Una disolución de sosa (hidróxido de sodio, NaOH) tiene una concentración del 35% en masa, y su densidad es de 1,38 g/cm<sup>3</sup>. Calcula la masa de sosa que hay en 200 ml de disolución. (Sol: 96,6 g)

$$\text{Volumen de disolución (V)} = 200 \text{ mL} = 200 \text{ cm}^3$$

$$\text{Densidad de la disolución (d)} = 1,38 \text{ g/cm}^3 \quad 35 \% \text{ en masa}$$

$$\text{Densidad de la disolución} = \frac{\text{masa de disolución}}{\text{Volumen de la disolución}}$$

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 1,38 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 200 \text{ cm}^3 = 276 \text{ g de disolución}$$
$$\frac{35 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g de disolución}} = \frac{276 \text{ g de disolución}}{x} \rightarrow x = \frac{276 \text{ g de disolución} \cdot 35 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g de disolución}} = 96,6 \text{ g NaOH}$$

5) Una disolución de bromuro de magnesio,  $\text{MgBr}_2$ , contiene 25 g de soluto en 200 ml de disolución. Si la densidad de la disolución es de  $1,25 \text{ g/cm}^3$ , expresa la concentración de la disolución en porcentaje en masa. (Sol: 10%)

Masa de soluto ( $\text{MgBr}_2$ ) = 25 g

Volumen de disolución (V) = 200 mL

Densidad de la disolución (d) =  $1,25 \text{ g/cm}^3$

Densidad de la disolución =  $\frac{\text{masa de disolución}}{\text{Volumen de la disolución}}$

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 1,25 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 200 \text{ cm}^3 = 250 \text{ g de disolución}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100 = \frac{25 \text{ g}}{250 \text{ g}} \cdot 100 = 10 \%$$

6) ¿Cuántos gramos de cloruro de magnesio,  $\text{MgCl}_2$ , hay en 300 ml de disolución que es 0,4 M? Datos: Masas atómicas: Cl = 35,5 u Mg = 24,3 u (SOL: 11.44 g)

$$\text{Volumen de disolución (V)} = 300 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,3 \text{ L}$$

Molaridad (M) = 0,4 M

Molaridad =  $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de disolución (L)}}$

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \cdot V = 0,4 \frac{\text{ol}}{\text{L}} \cdot 0,3 \text{ L} = 0,12 \text{ moles MgCl}_2$$

Masa molecular ( $M_m$ )  $\rightarrow M_m (\text{MgCl}_2) = (1 \cdot 24,5 \text{ u} + 2 \cdot 35,5 \text{ u}) = 95,5 \text{ u}$

1 mol de  $\text{MgBr}_2 = 95,5 \text{ g}$

$$0,12 \text{ moles MgCl}_2 \cdot \frac{95,5 \text{ g MgCl}_2}{1 \text{ ol MgCl}_2} = 11,46 \text{ g MgCl}_2$$

7) El gas hidrógeno,  $H_2$ , se puede obtener haciendo reaccionar cinc, Zn, con ácido clorhídrico, HCl; también se obtiene cloruro de cinc,  $ZnCl_2$ . Se hacen reaccionar 0,25 L de una disolución de ácido clorhídrico 0,2 M. Calcula la masa de cinc que se necesitará y el volumen de hidrógeno medido en condiciones normales, que se obtendrá.

Datos: Masas atómicas: Zn = 65,4 u ( SOL: 1,64 g de Zn; 0,57 litros de  $H_2$ )



Moles 1 2 1 1

Reacciona cierta cantidad de Zn con 0,25 L de una disolución de HCl 0,2 M obteniéndose  $ZnCl_2$  y el gas  $H_2$ . De la disolución reaccionan los moles de soluto (HCl)

$$V = 0,25 \text{ L} \quad M = 0,2 \text{ M} = 0,2 \frac{\text{ol}}{\text{L}} \quad \text{Molaridad} = \frac{\text{oles de soluto}}{\text{Volumen de disolución (L)}}$$

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \cdot V = 0,2 \frac{\text{ol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,05 \text{ moles HCl reaccionan}$$

### Masa de cinc que se necesitará

Masa molecular ( $M_m$ )  $\rightarrow M_m$  (Zn) = 65,4 u  $\rightarrow$  1 mol de Zn = 65,4 g

$$0,05 \text{ moles HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ oles HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ ol Zn}} = \boxed{1,64 \text{ g Zn}}$$

### Volumen de hidrógeno medido en condiciones normales, que se obtendrá.

$$0,05 \text{ moles HCl} \cdot \frac{1 \text{ ol } H_2}{2 \text{ oles HCl}} = 0,025 \text{ moles } H_2 \text{ obtenidos}$$

Como el  $H_2$  es un gas cumple la ecuación de estado de un gas perfecto o ideal:

$$\boxed{P \cdot V = n \cdot R \cdot T} \rightarrow V = \frac{n R T}{P} \rightarrow \text{Depende de la temperatura y presión}$$

R  $\rightarrow$  constante de los gases  $R = 0,082 \frac{\text{at} \cdot \text{L}}{\text{ol} \cdot \text{K}}$   $V \rightarrow$  volumen del gas en litros (L)

P  $\rightarrow$  presión del gas en atmósferas (atm)  $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

n  $\rightarrow$  moles del gas

T  $\rightarrow$  temperatura en kelvin  $K = ^\circ C + 273$

Las condiciones normales (c.n.) se refiere a:

$$T = 0^\circ C = 273 \text{ K} \quad P = 10^5 \text{ Pa} \quad 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ at}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,987 \text{ atm}$$

$$(c.n.) \quad V = \frac{n R T}{P} = \frac{0,025 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{0,987 \text{ at}} = \boxed{0,57 \text{ L de } H_2 \text{ en c.n.}}$$

En c. n. se cumple siempre que 1 mol de cualquier gas ocupa aproximadamente 22,7 L. Por ello también se puede resolver por un factor de conversión si sabemos los moles del gas

$$0,025 \text{ moles } H_2 \text{ obtenidos} \cdot \frac{22,7 \text{ L}}{1 \text{ ol } H_2} = \boxed{0,57 \text{ L de } H_2 \text{ en c.n.}}$$

8) Una disolución de ácido clorhídrico 4 M reacciona con el magnesio, desprendiéndose hidrógeno y forma cloruro de magnesio. Si se han obtenido 40 ml de gas hidrógeno medido a 1,1 atm y 20 °C ¿cuántos litros de disolución y cuántos gramos de magnesio han reaccionado? Datos: Masas atómicas: Mg = 24,3 u (SOL: 0,916 ml; 0,045 g)



Moles                    1                    2                    1                    1

Reacciona un cierto volumen (L) de una disolución 4 M de HCl (aq) con una cierta cantidad de Mg (g) produciéndose MgCl<sub>2</sub> y 40 mL del gas H<sub>2</sub> medido a 1,1 atm y 20 °C

### ¿Cuántos litros de disolución han reaccionado?

Calculamos el volumen de disolución que ha reaccionado ¿V?

$$M = 4 \text{ M} = 4 \frac{\text{ol}}{\text{L}} \quad \text{Molaridad} = \frac{\text{oles de soluto}}{\text{Volumen de disolución (L)}} \quad M = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{n}{M}$$

Para hallar el V necesito saber n (moles de soluto HCl que han reaccionado). Los calculo a partir del volumen de H<sub>2</sub> que he obtenido:

40 mL ( 0,04 L) del gas H<sub>2</sub> medido a 1,1 atm y 20 °C ( 293 K )

Calculamos los moles de H<sub>2</sub> obtenido teniendo en cuenta que cumple la ecuación de estado de un gas perfecto o ideal:

$$\boxed{P \cdot V = n \cdot R T} \quad \rightarrow \quad n = \frac{P \cdot V}{R T} \quad n = \frac{1,1 \text{ atm} \cdot 0,04 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}} = 1,83 \cdot 10^{-3} \text{ moles H}_2$$

$$1,83 \cdot 10^{-3} \text{ moles H}_2 \cdot \frac{2 \text{ oles HCl}}{1 \text{ ol H}_2} = 3,66 \cdot 10^{-3} \text{ moles HCl}$$

$$V = \frac{n}{M} = \frac{3,66 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 9,16 \cdot 10^{-4} \text{ L} \quad 9,16 \cdot 10^{-4} \text{ L} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = \boxed{0,916 \text{ mL}} .$$

### ¿Cuántos gramos de magnesio han reaccionado?

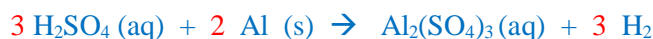
Masa molecular (M<sub>m</sub>) → M<sub>m</sub> (Mg) = 24,3 u → 1 mol de Mg = 24,3 g

Los calculo a partir de los moles de H<sub>2</sub> que he obtenido:

$$1,83 \cdot 10^{-3} \text{ moles H}_2 \cdot \frac{1 \text{ ol Mg}}{1 \text{ ol H}_2} \cdot \frac{24,3 \text{ g}}{1 \text{ ol Mg}} = \boxed{0,045 \text{ g Mg}} .$$

9) Hacemos reaccionar 200 mL de una disolución de ácido sulfúrico,  $H_2SO_4$ , con exceso de aluminio, obteniéndose 4,56 g de sulfato de aluminio,  $Al_2(SO_4)_3$ , e hidrógeno,  $H_2$ . Calcula:  
 a) la molaridad de la disolución de ácido sulfúrico empleado b) el volumen de hidrógeno desprendido a  $45^\circ C$  y  $1,5 \cdot 10^5 Pa$

Datos: Masas atómicas: O = 16 u S = 32 u Al= 27 u (SOL: 0,2 M ; 0,7 L)



Moles            3                            2                            1                            3

Reacciona 200 mL de una disolución de  $H_2SO_4$  (aq) con una cierta cantidad de Al (g) produciéndose 4,56 g de  $Al_2(SO_4)_3$  y el gas  $H_2$

**¿Molaridad de la disolución de ácido sulfúrico empleado?**

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{oles de soluto}}{\text{Volumen de disolución (L)}} \quad M = \frac{n}{V}$$

$$V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

Para hallar la molaridad necesito saber n (moles de soluto  $H_2SO_4$  que han reaccionado). Los calculo a partir de los 4,56 g de  $Al_2(SO_4)_3$  que he obtenido:

$$\text{Masa molecular (M}_m) \rightarrow M_m (Al_2(SO_4)_3) = 2 \cdot 27 \text{ u} + 3 \cdot 32 \text{ u} + 12 \cdot 16 \text{ u} = 342 \text{ u}$$

$$\rightarrow 1 \text{ mol de } Al_2(SO_4)_3 = 342 \text{ g}$$

$$4,56 \text{ g } Al_2(SO_4)_3 \cdot \frac{1 \text{ ol } Al_2(SO_4)_3}{342 \text{ g } Al_2(SO_4)_3} \cdot \frac{3 \text{ oles } H_2SO_4}{1 \text{ ol } Al_2(SO_4)_3} = 0,04 \text{ moles } H_2SO_4$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,04 \text{ moles}}{0,2 \text{ L}} = \boxed{0,2 \text{ M}}$$

**¿Volumen de hidrógeno desprendido a  $45^\circ C$  y  $1,5 \cdot 10^5 Pa$ ?**

Calculamos los moles formados a partir de los datos conocidos, 4,56 g de  $Al_2(SO_4)_3$  formados o por 0.04 moles de  $H_2SO_4$  que han reaccionado

$$4,56 \text{ g } Al_2(SO_4)_3 \cdot \frac{1 \text{ ol } Al_2(SO_4)_3}{342 \text{ g } Al_2(SO_4)_3} \cdot \frac{3 \text{ oles } H_2}{1 \text{ ol } Al_2(SO_4)_3} = 0,04 \text{ moles } H_2$$

Como el  $H_2$  es un gas, cumple la ecuación de estado de un gas perfecto o ideal:

$$\boxed{P \cdot V = n \cdot R \cdot T} \quad T = 45 + 273 = 318 \text{ K} \quad P = 1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 1,48 \text{ atm}$$

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{0,04 \text{ oles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 318 \text{ K}}{1,48 \text{ atm}} = \boxed{0,7 \text{ L } H_2}$$

10) Se tratan 200 g de carbonato de calcio,  $\text{CaCO}_3$ , con una disolución 4 M de ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , para obtenerse cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Calcula el volumen de: a) La disolución necesaria para que reaccione todo el carbonato de calcio. b) Dióxido de carbono medido a  $10^5 \text{ Pa}$  y  $0^\circ\text{C}$

Datos: C = 12 u Ca = 40 u O = 16 u

SOL: ( 1 L de disolución ; 45,4 L  $\text{CO}_2$  )



Moles            1                            2                            1                            1                            1

Reaccionan 200 g de  $\text{CaCO}_3$  con un cierto volumen disolución 4 M de  $\text{HCl}$ , para obtenerse  $\text{CaCl}_2 (\text{aq}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

**a) ¿Volumen de disolución  $\text{HCl}$  necesaria para que reaccionen 200 g de  $\text{CaCO}_3 (\text{s})$ ?**

Calculamos el volumen de disolución que ha reaccionado ¿V?

$$M = 4 \text{ M} = 4 \frac{\text{ol}}{\text{L}} \quad \text{Molaridad} = \frac{\text{oles de soluto}}{\text{Volumen de disolución (L)}} \quad M = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{n}{M}$$

Para hallar el V necesito saber n (moles de soluto  $\text{HCl}$  que han reaccionado con 200 g de  $\text{CaCO}_3$ )

Masa molecular ( $M_m$ )  $\rightarrow M_m (\text{CaCO}_3) = 1 \cdot 40 \text{ u} + 1 \cdot 12 \text{ u} + 3 \cdot 16 \text{ u} = 100 \text{ u}$

$\rightarrow 1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3 = 100 \text{ g}$

$$200 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ ol } \text{CaCO}_3}{100 \text{ g } \text{CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{HCl}}{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3} = 4 \text{ moles de } \text{HCl}$$

$$V = \frac{n}{M} = \frac{4 \text{ moles}}{4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = \boxed{1 \text{ L de disolución } \text{HCl}} .$$

**b) ¿Volumen de  $\text{CO}_2 (\text{g})$  medido a  $10^5 \text{ Pa}$  y  $0^\circ\text{C}$  (condiciones normales)?**

Calculamos los moles de  $\text{CO}_2 (\text{g})$  formados

$$200 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ ol } \text{CaCO}_3}{100 \text{ g } \text{CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ moles } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3} = 2 \text{ moles de } \text{CO}_2 (\text{g})$$

Como el  $\text{CO}_2$  es un gas, cumple la ecuación de estado de un gas perfecto o ideal:

$$\boxed{P \cdot V = n \cdot R \cdot T} . \quad T = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K} \quad P = 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ at}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,987 \text{ atm}$$

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{2 \text{ oles} \cdot 0,082 \text{ } \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{0,987 \text{ at}} = \boxed{45,4 \text{ L } \text{H}_2} .$$

En c. n. se cumple siempre que 1 mol de cualquier gas ocupa aproximadamente 22,7 L. Por ello también se puede resolver por un factor de conversión si sabemos los moles del gas

$$2 \text{ moles } \text{H}_2 \text{ obtenidos} \cdot \frac{22,7 \text{ L}}{1 \text{ ol } \text{H}_2} = \boxed{45,4 \text{ L de } \text{H}_2 \text{ en c.n.}} .$$