

CÁLCULOS NUMÉRICOS ELEMENTALES EN QUÍMICA

◇ PROBLEMAS

● MOLES

1. Un tubo de ensayo contiene 25 cm³ de agua. Calcule:

a) El número de moléculas de agua que hay en él.

b) El número total de átomos de hidrógeno que hay contenidos en esas moléculas de agua.

c) La masa, en gramos, de una molécula de agua.

Datos: Densidad del agua = 1 g/cm³; $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ moléculas / mol. (P.A.U. Set. 02)

Rta.: a) $N = 8,4 \times 10^{23}$ moléculas H₂O; b) $N_H = 1,7 \times 10^{24}$ átomos H; c) $m(\text{H}_2\text{O}) = 3,0 \times 10^{-23}$ g

Datos

Volumen de agua

Densidad del agua

Número de Avogadro

Masa molar del agua

Cifras significativas: 2

$$V = 25 \text{ cm}^3 = 0,025 \text{ dm}^3$$

$$\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$$

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Moléculas de agua

$$N(\text{H}_2\text{O})$$

Átomos de hidrógeno

$$N(\text{H})$$

Masa de una molécula agua

$$m(\text{H}_2\text{O})$$

Ecuaciones

Densidad

$$\rho = m / V$$

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Número de moléculas

$$N = n \cdot N_A$$

Solución:

a) La masa de 25 cm³ de agua es:

$$m = V \cdot \rho = 25 \text{ cm}^3 \cdot 1,0 \text{ g/cm}^3 = 25 \text{ g agua}$$

La cantidad de agua es:

$$n = \frac{25 \text{ g agua}}{18 \text{ g agua/mol agua}} = 1,4 \text{ mol agua}$$

Moléculas,

$$N = 1,4 \text{ mol agua} \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 8,4 \times 10^{23} \text{ moléculas agua}$$

b) Cada molécula de agua H₂O contiene dos átomos de hidrógeno.

$$N(\text{H}) = 8,4 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{\text{molécula H}_2\text{O}} = 1,7 \times 10^{24} \text{ átomos H}$$

c) La masa de una molécula de agua:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{\text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}} = 3,0 \times 10^{-23} \text{ g/molécula H}_2\text{O}$$

● GASES

1. En un matraz de 10 dm³ se introducen 2,0 g de hidrógeno; 8,4 g de nitrógeno y 4,8 g de metano; a 25 °C. Calcule:

a) La fracción molar de cada gas.

b) La presión parcial de cada uno.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / (\text{mol} \cdot \text{K})$

(P.A.U. Jun. 06)

Rta.: a) $x(\text{H}_2) = 0,63$; $x(\text{N}_2) = x(\text{CH}_4) = 0,19$; b) $p(\text{H}_2) = 2,4 \text{ atm}$; $p(\text{CH}_4) = p(\text{N}_2) = 0,73 \text{ atm}$

Datos

Volumen del matraz

Masa de hidrógeno

Masa de nitrógeno

Masa de metano

Temperatura

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 2

$$V = 10 \text{ dm}^3 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$m(\text{H}_2) = 2,0 \text{ g}$$

$$m(\text{N}_2) = 8,4 \text{ g}$$

$$m(\text{CH}_4) = 4,8 \text{ g}$$

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / (\text{mol} \cdot \text{K})$$

Incógnitas

Fracción molar de cada gas

$$x(\text{H}_2), x(\text{N}_2), x(\text{CH}_4)$$

Presión parcial de cada gas

$$p(\text{H}_2), p(\text{N}_2), p(\text{CH}_4)$$

Ecuaciones

Fracción molar de un componente «i» en una disolución

$$x_i = n_i / \sum n_i$$

De los gases ideales

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

Ley de Dalton de las presiones parciales

$$p = \sum p_i \Rightarrow p_i = x_i p$$

Solución:

a) Las masas, masas molares (a partir de las masas atómicas de la tabla periódica), cantidades y fracciones molares son

	Masa (g)	M (g/mol)	Cantidad (mol)	Fracción molar x
Hidrógeno	2,0	2,0	$2,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} = 1,0$	$\frac{1 \text{ mol H}_2}{1,6 \text{ mol total}} = 0,62$
Nitrógeno	8,4	28	$8,4 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} = 0,30$	$\frac{0,30 \text{ mol N}_2}{1,6 \text{ mol total}} = 0,19$
Metano	4,8	16	$4,8 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} = 0,30$	$\frac{0,30 \text{ mol CH}_4}{1,6 \text{ mol total}} = 0,19$
Total			1,6	1,0

b) La presión total de la mezcla se calcula suponiendo comportamiento ideal

$$p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,6 \text{ mol total} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{10 \text{ dm}^3} = 3,9 \text{ atm}$$

Las presiones parciales de cada gas, a partir de la ley de Dalton:

$$p(\text{H}_2) = x(\text{H}_2) \cdot p = 0,63 \cdot 3,9 \text{ atm} = 2,4 \text{ atm}$$

$$p(\text{CH}_4) = p(\text{N}_2) = x(\text{N}_2) \cdot p = 0,19 \cdot 3,9 \text{ atm} = 0,73 \text{ atm}$$

● FÓRMULA

1. Determina:

a) La fórmula empírica.

b) La fórmula molecular de un compuesto orgánico que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, sabiendo que:

En estado de vapor 2 g de compuesto, recogidos sobre agua a 715 mm de Hg y 40 °C ocupan un volumen de 800 cm³.

Al quemar completamente 5 g de compuesto se obtienen 11,9 g de dióxido de carbono y 6,1 g de agua.

Presión de vapor de agua a 40° C = 55 mm de Hg

(P.A.U. Jun. 99)

Rta.: a) y b) C₄H₁₀O

Datos

Gas: Masa

Volumen

Presión

Temperatura

Unidades de presión

Constante de los gases ideales

Combustión:

Masa m [g]

Masa molar M [(g·mol⁻¹)]

Presión de vapor del agua a 40 °C

Incógnitas

Fórmula empírica

Masa molar

Ecuaciones

De estado de los gases ideales

Cifras significativas: 3

$$m = 2,00 \text{ g}$$

$$V = 800 \text{ cm}^3 = 0,800 \text{ dm}^3 = 8,00 \times 10^{-4} \text{ m}^3$$

$$p = 715 \text{ mm Hg} = 0,941 \text{ atm} = 9,53 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$T = 40 \text{ °C} = 313 \text{ K}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 1,01 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Compuesto	CO ₂	H ₂ O
Masa m [g]	11,9	6,10
Masa molar M [(g·mol ⁻¹)]	44,0	18,0

$$p_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}) = 55 \text{ mm Hg} = 7,33 \times 10^3 \text{ Pa}$$

M

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

Solución:

a) Las cantidades de los productos de la combustión son:

	m [g]	M [g/mol]	n [mol]
CO ₂	11,9	44,0	11,9 g / 44,0 g/mol = 0,270
H ₂ O	6,10	18,0	6,10 g / 18,0 g/mol = 0,339

En la combustión, todo el carbono (C) del CO₂ procede de los 5,00 g del compuesto orgánico.

$$n(\text{C}) = 0,270 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,270 \text{ mol C}$$

$$m(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot M(\text{C}) = 0,270 \text{ mol C} \cdot 12,0 \text{ g C / mol C} = 3,25 \text{ g C}$$

Todo el hidrógeno (H) del H₂O procede de los 5,00 g del compuesto orgánico.

$$n(\text{H}) = 0,339 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,678 \text{ mol H}$$

$$m(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot M(\text{H}) = 0,678 \text{ mol H} \cdot 1,01 \text{ g H / mol H} = 0,683 \text{ g H}$$

La masa de oxígeno en los 5,00 g de C se calcula por diferencia:

$$m(\text{O}) = 5,00 \text{ g} - (3,25 \text{ g C} + 0,68 \text{ g H}) = 1,07 \text{ g O}$$

En 5,00 g de compuesto hay

<i>Elemento</i>	<i>Masa (g)</i>	<i>Cantidad de átomos (mol)</i>	<i>Relación</i>	<i>Enteros</i>
C	3,25	0,270	0,270 / 0,0670 = 4,03	4
H	0,68	0,678	0,678 / 0,0670 = 10,1	10
O	1,07	1,07 / 16,0 = 0,0670	0,0670 / 0,0670 = 1,00	1

que da una fórmula empírica C₄H₁₀O

b) Para determinar la fórmula molecular se calcula su masa molar, suponiendo que en fase de vapor se comporta como un gas ideal.

La presión parcial del compuesto orgánico es la diferencia entre la presión total y la presión de vapor del agua.

$$p(\text{compuesto}) = 715 \text{ mm Hg} - 55 \text{ mm Hg} = 660 \text{ mm Hg} = 0,868 \text{ atm} = 8,80 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$n = \frac{8,80 \times 10^4 \text{ Pa} \cdot 8,00 \times 10^{-4} \text{ m}^3}{8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 313 \text{ K}} = 0,0271 \text{ mol compuesto orgánico}$$

$$M = 2,00 \text{ g} / 0,0271 \text{ mol} = 73,9 \text{ g / mol}$$

Si la fórmula del compuesto fuese C₄H₁₀O, su masa molar sería: 74 g/mol, que coincide con la experimental. Por tanto C₄H₁₀O es, también, su fórmula molecular.

● DISOLUCIONES

1. Calcule el volumen de ácido nítrico de riqueza del 68 % en masa y densidad 1,395 g·cm⁻³, necesario para preparar 200 cm³ de disolución de ácido nítrico de concentración 10,0 mol/dm³.

(P.A.U. Set. 11)

Rta.: $V = 133 \text{ cm}^3$

Datos

Disolución de partida de HNO₃: Riqueza

Densidad

Disolución final de HNO₃:

Volumen

Concentración

Masa molar del ácido nítrico

Cifras significativas: 3

$$r = 68 \% = 0,680$$

$$\rho = 1,395 \text{ g/cm}^3$$

$$V_F = 200 \text{ cm}^3 = 0,200 \text{ dm}^3$$

$$[\text{HNO}_3] = 10,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Volumen de disolución de HNO₃ necesario para preparar 200 cm³ de una disolución de concentración 10,0 mol/dm³ V

Ecuaciones

Datos

Concentración de la sustancia X

Cifras significativas: 3

$$[X] = n(X) / V$$

Solución:En 200 cm³ de disolución de HNO₃ de concentración 10,0 mol/dm³ hay

$$n(\text{HNO}_3) = 0,200 \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 10,0 \text{ mol HNO}_3 / \text{dm}^3 \text{ D} = 2,00 \text{ mol HNO}_3$$

que deben estar contenidos en el volumen V de la disolución de partida.

$$V = 2,00 \text{ mol HNO}_3 \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g D}}{68,0 \text{ g HNO}_3} \frac{1,00 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,395 \text{ g D}} = 133 \text{ cm}^3 \text{ D}$$

2. Se toman 100 cm³ de una disolución de HNO₃, del 42 % de riqueza y densidad 1,85 g/cm³, y se diluyen hasta obtener 1 dm³ de disolución de densidad 0,854 g/cm³. Calcula:

a) La fracción molar del HNO₃ en la disolución resultante.

b) La molaridad de la disolución resultante.

(P.A.U. Jun. 99)**Rta.:** a) $x_s = 0,028$; b) $[\text{HNO}_3] = 1,2 \text{ mol/dm}^3$ **Datos**Volumen de la disolución de HNO₃ concentrada (D_C)Densidad de la disolución de HNO₃ concentradaRiqueza de la disolución de HNO₃ concentradaVolumen de la disolución de HNO₃ diluida (D_D)Densidad de la disolución de HNO₃ diluida

Masas molares: Ácido nítrico

Agua

Cifras significativas: 3

$$V_C = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$$

$$\rho_C = 1,85 \text{ g/cm}^3 = 1,85 \times 10^3 \text{ g/dm}^3$$

$$r = 42,0 \% = 0,420 \text{ g HNO}_3 / \text{g D}_C$$

$$V_D = 1,00 \text{ dm}^3 = 1,00 \times 10^3 \text{ cm}^3$$

$$\rho_D = 0,854 \text{ g/cm}^3$$

$$M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g/mol}$$

IncógnitasFracción molar de la disolución de HNO₃ diluida (D_D)

$$x(\text{HNO}_3)$$

Concentración de la disolución de HNO₃ diluida

$$[\text{HNO}_3]$$

Ecuaciones

Densidad

$$\rho = m / V$$

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Fracción molar de un componente «s» en una disolución

$$x = n_s / \sum n_i$$

Concentración (molar)

$$[\text{soluto}] = n(\text{soluto}) / V(\text{Disolución})$$

Solución:a) En la disolución original, D_C, las masas, masas molares y cantidades son

	M (g/mol)	Masa (g)	Cantidad (mol)
D _C disolución		$V_C \cdot \rho_C = 100 \text{ cm}^3 \cdot 1,85 \text{ g/cm}^3 = 185$	
s soluto (HNO ₃)	63,0	$0,420 \cdot 185 = 77,7$	$77,7 / 63,0 = 1,23$
d disolvente (H ₂ O)	18,0	$185 - 78 = 107$	$107 / 18,0 = 5,96$

En la disolución diluida, D_D , las masas y cantidades son:

	Masa (g)	Cantidad (mol)
D_D disolución	$V_D \cdot \rho_D = 1,00 \times 10^3 \text{ cm}^3 \cdot 0,854 \text{ g/cm}^3 = 854$	
s soluto (HNO_3)	(igual que en la concentrada) 77,7	1,23
d disolvente (H_2O)	$854 - 78 = 776$	$776 / 18,0 = 43,1$

La fracción molar de ácido nítrico en la disolución diluida es:

$$x_s = n_s / \sum n_i = 1,23 / (1,2 + 43,1) = 0,0278$$

b) La molaridad (nombre desaconsejado por la IUPAC) es la concentración del soluto en mol/dm³.

$$[\text{soluto}] = n(\text{soluto}) / V_D = 1,23 \text{ mol HNO}_3 / \text{dm}^3 \text{ D}$$

Análisis. Aunque el problema está bien resuelto numéricamente, tiene una errata (y grande) en el enunciado. Una disolución acuosa de ácido nítrico NUNCA tendrá una densidad menor que la del agua, por lo que la disolución diluida no puede tener de densidad 0,854 g/cm³.

3. Se tiene 1 dm³ de una disolución de ácido sulfúrico del 98 % de riqueza y densidad 1,84 g/cm³. Calcula:

a) La molaridad.

b) La molalidad.

c) El volumen de esa disolución de ácido sulfúrico necesario para preparar 100 cm³ de otra disolución del 20 % y densidad 1,14 g/cm³

(P.A.U. Jun. 01)

Rta.: a) $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 18,4 \text{ mol/dm}^3$; b) $m = 5 \times 10^2 \text{ mol/kg}$; c) $V = 12,6 \text{ cm}^3$

Datos

Volumen de la disolución de H_2SO_4 concentrada (D_C)

Densidad de la disolución de H_2SO_4 concentrada

Riqueza de la disolución de H_2SO_4 concentrada

Volumen de la disolución de H_2SO_4 diluida (D_D)

Riqueza de la disolución de H_2SO_4 diluida

Masa molar del ácido sulfúrico

Cifras significativas: 3

$$V_C = 1,00 \text{ dm}^3$$

$$\rho_C = 1,84 \text{ g/cm}^3 = 1,84 \times 10^3 \text{ g/dm}^3$$

$$r_C = 98,0 \% = 0,980 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / \text{g } D_C$$

$$V_D = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$$

$$r_D = 20,0 \% = 0,200 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / \text{g } D_D$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Concentración

$[\text{H}_2\text{SO}_4]$

Molalidad

m

Volumen de disolución concentrada para preparar la diluida

V

Otros símbolos

Soluto

s

Disolvente

d

Disolución

D

Masa

m

Masa molar

M

Ecuaciones

Densidad

$$\rho = m / V$$

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Ecuaciones

Molalidad de un soluto (s)

$$m = n(s) / m(\text{disolvente [kg]})$$

Concentración (molar) de un soluto (s)

$$[s] = n(s) / V(\text{Disolución [dm}^3\text{)})$$

Solución:a) En la disolución original, D_C , las masas y cantidades son

	<i>M (g/mol)</i>	<i>Masa (g)</i>	<i>Cantidad (mol)</i>
D_C disolución		$V_D \cdot \rho_D = 1,00 \text{ dm}^3 \cdot 1,84 \times 10^3 \text{ g/dm}^3 = 1,84 \times 10^3$	
s soluto (H_2SO_4)	98,1	$0,980 \cdot 1,84 \times 10^3 = 1,80 \times 10^3$	$1,80 \times 10^3 / 98,1 = 18,4$
d disolvente (H_2O)		$1,84 \times 10^3 - 1,80 \times 10^3 = 0,04 \times 10^3$	

La molaridad (nombre desaconsejado por la IUPAC) es la concentración del soluto s en mol/dm³

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = n_s / V_C = 18,4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / \text{dm}^3 D_C$$

b) La molalidad m de una disolución es la relación del soluto s al disolvente d en mol/kg

$$m = n_s / m_d = 18,4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 0,04 \text{ kg d} = 5 \times 10^2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / \text{kg H}_2\text{O}$$

c) En 100 cm³ de disolución D_D del 20 % y densidad 1,14 g/cm³ habrá

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 100 \text{ cm}^3 D_D \cdot \frac{1,14 \text{ g } D_D}{1,00 \text{ cm}^3 D_D} \cdot \frac{20,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g } D_D} = 22,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

que deben estar contenidos en el volumen V de ácido sulfúrico del 98 % que hay que medir.

$$V = 22,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \frac{100 \text{ g } D_C}{98,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \frac{1,00 \text{ cm}^3 D_C}{1,84 \text{ g } D_C} = 12,6 \text{ cm}^3 \text{ disolución ácido sulfúrico del 98 \%}$$

4. Una disolución contiene 147 g de ácido sulfúrico en 1 500 cm³ de disolución. La densidad de la disolución es 1,05 g / cm³. Calcular la:

a) Molaridad.

b) Molalidad.

c) Fracción molar de soluto y disolvente.

d) Concentración centesimal en masa de la disolución.

(P.A.U. Jun. 02)

Rta.: a) $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 1,00 \text{ mol/dm}^3$; b) $m = 1,05 \text{ m}$; c) $x_s = 0,0186$; $x_d = 0,981$; d) % s = 9,33 %

Datos

Volumen de disolución

Cifras significativas: 3

$$V_D = 1\,500 \text{ cm}^3 = 1,50 \text{ dm}^3$$

Densidad de la disolución

$$\rho = 1,05 \text{ g/cm}^3 = 1,05 \times 10^3 \text{ g/dm}^3$$

Masa de H_2SO_4

$$m = 147 \text{ g}$$

Masa molar: Ácido sulfúrico

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$$

Agua

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Molaridad (concentración molar)

$$[\text{H}_2\text{SO}_4]$$

Molalidad

$$m$$

Fracción molar del H_2SO_4

$$x(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Incógnitas

Fracción molar del H ₂ O	$x(\text{H}_2\text{O})$
Concentración centesimal	%(s)

Otros símbolos

Soluto	s
Disolvente	d
Disolución	D

Ecuaciones

Densidad	$\rho = m / V$
Cantidad (número de moles)	$n = m / M$
Molalidad	$m = n(\text{s}) / m(\text{disolvente [kg]})$
Molaridad (concentración molar)	$[\text{s}] = n(\text{s}) / V(\text{Disolución [dm}^3])$
Fracción molar de un componente «s» en una disolución	$x = n_s / \sum n_i$

Solución:

a) Las masas y cantidades son

	M (g/mol)	Masa (g)	Cantidad (mol)
D disolución		$V_D \cdot \rho = 1\,500\text{ cm}^3 \cdot 1,05\text{ g/cm}^3 = 1,58 \times 10^3$	
s soluto (H ₂ SO ₄)	98,1	147	$147 / 98,1 = 1,50$
d disolvente (H ₂ O)	18,0	$1,58 \times 10^3 - 147 = 1,43 \times 10^3$	$1,43 \times 10^3 / 18,0 = 79,3$

La molaridad (nombre desaconsejado por la IUPAC) de una disolución es la concentración del soluto s en mol/dm³

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = n_s / V_D = 1,50\text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 1,50\text{ dm}^3 \text{ D} = 1,00\text{ mol H}_2\text{SO}_4 / \text{dm}^3 \text{ D}$$

b) La molalidad m de una disolución es la relación del soluto s al disolvente d en mol/kg

$$m = n_s / m_d = 1,50\text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 1,43\text{ kg d} = 1,05\text{ mol H}_2\text{SO}_4 / \text{kg H}_2\text{O}$$

c) La cantidad de soluto y disolvente en la disolución es:

$$\sum n = 1,5\text{ mol H}_2\text{SO}_4 + 79,3\text{ mol H}_2\text{O} = 80,8\text{ mol total}$$

La fracción molar del soluto (ácido sulfúrico) es:

$$x_s = 1,50\text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 80,8\text{ mol total} = 0,0186$$

La fracción molar del disolvente (agua) es:

$$x_d = 79,3\text{ mol H}_2\text{O} / 80,8\text{ mol total} = 1 - 0,0186 = 0,981$$

d) La concentración centesimal en masa de la disolución es, para el soluto, la masa de soluto que hay en 100 g de disolución:

$$\%(s) = 147\text{ g H}_2\text{SO}_4 / 1,58 \times 10^3\text{ g D} = 0,0933 = 9,33\%$$

5. Se mezclan 6,27 gramos de FeSO₄·7H₂O con 85 gramos de agua. Determine la concentración de la disolución resultante en:

a) % en masa de FeSO_4 anhidro.

b) Fracción molar del FeSO_4 anhidro y fracción molar del agua.

(P.A.U. Set. 05)

Rta.: a) $\%(\text{FeSO}_4) = 3,75 \%$; b) $x(\text{FeSO}_4) = 0,0046$; $x(\text{H}_2\text{O}) = 0,995$

Datos

Masa del $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Masa de agua

Masa molar: Sulfato de hierro(II)

Agua

Cifras significativas: 3

$m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 6,27 \text{ g}$

$m(\text{H}_2\text{O}) = 85,0 \text{ g}$

$M(\text{FeSO}_4) = 152 \text{ g/mol}$

$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g/mol}$

Incógnitas

% masa del FeSO_4

$\%(\text{FeSO}_4)$

Fracción molar del FeSO_4

$x(\text{FeSO}_4)$

Fracción molar del H_2O

$x(\text{H}_2\text{O})$

Otros símbolos

Soluto

s

Disolvente

d

Disolución

D

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$n = m / M$

Fracción molar de un componente «s» en una disolución

$x = n_s / \sum n_i$

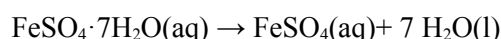
Solución:

a) Se calcula la cantidad de sulfato de hierro(II) heptahidratado ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) a partir de la masa:

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 152 + 7 \cdot 18,0 = 278 \text{ g/mol FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$$

$$n(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 6,27 \text{ g FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} / (278 \text{ g FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} / \text{mol FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 0,0226 \text{ mol FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$$

Cuando la sal hidratada se disuelva en agua, producirá:



la misma cantidad de sulfato de hierro(II) disuelto y siete veces de agua.

$$n(\text{FeSO}_4) = n(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 0,0226 \text{ mol FeSO}_4$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 7 \text{ mol H}_2\text{O} / \text{mol FeSO}_4 \cdot 0,0226 \text{ mol FeSO}_4 = 0,158 \text{ mol H}_2\text{O} \text{ en la sal hidratada}$$

Además está el agua añadida:

$$n'(\text{H}_2\text{O}) = 85,0 \text{ g H}_2\text{O} / (18,0 \text{ g H}_2\text{O} / \text{mol H}_2\text{O}) = 4,72 \text{ mol H}_2\text{O} \text{ añadida.}$$

Las masas y cantidades son

	M (g/mol)	Cantidad (mol)	Masa (g)
s soluto (FeSO_4)	152	0,0226	$0,0226 \cdot 152 = 3,43$
d disolvente (H_2O)	18,0	$0,158 + 4,72 = 4,88$	$4,88 \cdot 18,0 = 87,8$
D disolución			$3,43 + 87,8 = 91,3$

El porcentaje en masa de sulfato de hierro(II) anhidro en la disolución es:

$$\%(\text{FeSO}_4) = 3,43 \text{ g FeSO}_4 / 91,3 \text{ g D} = 0,0375 = 3,75 \%$$

b) La fracción molar del soluto (sulfato de hierro(II)) es:

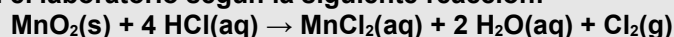
$$x(\text{FeSO}_4) = 0,0226 \text{ mol FeSO}_4 / (0,0226 \text{ mol FeSO}_4 + 4,88 \text{ mol H}_2\text{O}) = 4,60 \times 10^{-3}$$

La fracción molar del disolvente (agua) es:

$$x_d = 4,88 \text{ mol H}_2\text{O} / 4,90 \text{ mol total} = 1 - 4,60 \times 10^{-3} = 0,995$$

● REACCIONES

1. El cloro se obtiene en el laboratorio según la siguiente reacción:



Calcule:

a) La cantidad de reactivos, expresada en gramos, necesarios para obtener 10 dm³ de cloro medidos a 15 °C y 0,89 atm

b) El volumen de ácido clorhídrico de concentración 0,60 mol/dm³ necesario para ello.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Jun. 09)

Rta.: a) $m(\text{MnO}_2) = 32,8 \text{ g MnO}_2$; $m(\text{HCl}) = 55,0 \text{ g HCl}$; b) $V_D = 2,52 \text{ dm}^3 \text{ D HCl}$

Datos

Gas: Presión

Temperatura

Volumen

Concentración disolución HCl

Unidades de presión

Constante de los gases ideales

Masa molar: Óxido de manganeso(IV)

Ácido clorhídrico

Cifras significativas: 3

$$p = 0,890 \text{ atm} = 9,02 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$T = 15 \text{ }^\circ\text{C} = 288 \text{ K}$$

$$V = 10,0 \text{ dm}^3 = 0,0100 \text{ m}^3$$

$$[\text{HCl}] = 0,600 \text{ mol/dm}^3$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 1,01 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$M(\text{MnO}_2) = 86,9 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Masa de MnO₂

$$m(\text{MnO}_2)$$

Masa de HCl

$$m(\text{HCl})$$

Volumen disolución HCl

$$V_D(\text{HCl})$$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

De estado de los gases ideales

$$p V = n R T$$

Concentración de una disolución

$$[\text{solute}] = n(\text{s}) / V_D$$

Solución:

a) Suponiendo comportamiento ideal para el gas cloro,

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,890 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ dm}^3}{0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 288 \text{ K}} = 0,377 \text{ mol Cl}_2$$

De la ecuación ajustada:



La cantidad del MnO_2 necesaria es:

$$n(\text{MnO}_2) = 0,377 \text{ mol Cl}_2 \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0,377 \text{ mol MnO}_2$$

que corresponde a una masa de:

$$m(\text{MnO}_2) = 0,377 \text{ g MnO}_2 \frac{86,9 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 32,8 \text{ g MnO}_2$$

La cantidad del HCl necesaria es:

$$n(\text{HCl}) = 0,377 \text{ mol Cl}_2 \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 1,51 \text{ mol HCl}$$

que corresponde a una masa de:

$$m(\text{HCl}) = 1,51 \text{ mol HCl} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 55,0 \text{ g HCl}$$

b) El volumen de la disolución de HCl de concentración $0,6 \text{ mol/dm}^3$ que contiene esa cantidad de HCl es:

$$V_D = 1,51 \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D HCl}}{0,600 \text{ mol HCl}} = 2,52 \text{ dm}^3 \text{ D HCl}$$

2. Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza, que contiene un 60 por 100 de carbonato de calcio, con un exceso de ácido clorhídrico, suficiente para que reaccione todo el carbonato. El proceso transcurre al 17°C y 740 mm Hg de presión. En dicho proceso se forma dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua. Calcular:

a) La masa de cloruro de calcio obtenido.

b) El volumen de dióxido de carbono producido en las condiciones de la reacción.

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

(P.A.U. Jun. 03)

Rta.: a) $m = 133 \text{ g CaCl}_2$; b) $V = 29 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$

Datos

Gas: Presión

Temperatura

Piedra caliza: Masa

Riqueza

Unidades de presión

Constante de los gases ideales

Masa molar: Carbonato de calcio

Cloruro de calcio

Cifras significativas: 3

$$p = 740 \text{ mm Hg} = 0,974 \text{ atm} = 9,87 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$T = 17^\circ\text{C} = 290 \text{ K}$$

$$m = 200 \text{ g}$$

$$r = 60,0 \% = 0,600$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 1,01 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Masa de CaCl_2

$$m(\text{CaCl}_2)$$

Volumen CO_2

$$V(\text{CO}_2)$$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

De estado de los gases ideales

$$p V = n R T$$

Solución:

a) La ecuación ajustada es:



La cantidad del reactivo $\text{CaCO}_3(\text{s})$ es:

$$n(\text{CaCO}_3) = 200 \text{ g piedra} \frac{60,0 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g piedra}} \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} = 1,20 \text{ mol CaCO}_3$$

De la estequiometría de la reacción se deduce:

$$m(\text{CaCl}_2) = 1,20 \text{ mol CaCO}_3 \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \frac{111 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 133 \text{ g CaCl}_2$$

b)

$$n(\text{CO}_2) = 1,20 \text{ mol CaCO}_3 \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 1,20 \text{ mol CO}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal para el gas,

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,20 \text{ mol CO}_2 \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 290 \text{ K}}{9,87 \times 10^4 \text{ Pa}} = 0,0293 \text{ m}^3 = 29,3 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$$

3. Calcule la masa de cobre que se puede obtener al reaccionar 200 cm³ de disolución de sulfato de cobre(II) al 20 % en peso y densidad 1,10 g/cm³ con suficiente hierro, teniendo en cuenta que en la reacción también se produce sulfato de hierro(II).

(P.A.U. Jun. 14)

Rta.: $m(\text{Cu}) = 17,5 \text{ g Cu}$

Datos

Disolución de sulfato de cobre(II) :

Volumen

Cifras significativas: 3

$$V = 200 \text{ cm}^3$$

Riqueza

$$r = 20,0 \% = 0,200$$

Densidad

$$\rho = 1,10 \text{ g/cm}^3$$

Masa molar: Sulfato de cobre(II)

$$M(\text{CuSO}_4) = 159,6 \text{ g/mol}$$

Cobre

$$M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Masa de cobre

$$m(\text{Cu})$$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración de una disolución

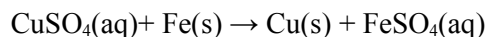
$$[\text{solute}] = n(\text{s}) / V_D$$

Solución:

a) La cantidad de sulfato de cobre(II) que hay en 200 cm³ de disolución es:

$$n(\text{CuSO}_4) = 200 \text{ cm}^3 \text{ D} \frac{1,10 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{20,0 \text{ g CuSO}_4}{100 \text{ g D}} \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{159,6 \text{ g CuSO}_4} = 0,276 \text{ mol CuSO}_4$$

De la ecuación ajustada:



La cantidad del cobre que se obtiene es la misma:

$$n(\text{Cu}) = 0,276 \text{ mol Cu}$$

que corresponde a una masa de:

$$m(\text{Cu}) = 0,276 \text{ mol Cu} \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 17,5 \text{ g Cu}$$

4. a) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y 0,98 atm (99,3 kPa), es posible obtener al añadir ácido clorhídrico en exceso sobre 75 g de cinc que contiene un 7 % de impurezas inertes?
b) ¿Cuántos gramos se habrán producido de cloruro de cinc?

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Jun. 10)

Rta.: a) $V = 26,8 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$; b) $m = 145 \text{ g Zn}$

Datos

Masa de cinc

Cifras significativas: 3

$$m = 75,0 \text{ g}$$

Impurezas en el cinc

$$i = 7,00 \%$$

H₂(gas): Temperatura

$$T = 27 \text{ °C} = 300 \text{ K}$$

Presión

$$p = 99,3 \text{ kPa} = 9,93 \times 10^4 \text{ Pa}$$

Constante de los gases ideales

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Masa molar: Cinc

$$M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$$

Cloruro de cinc

$$M(\text{ZnCl}_2) = 136 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Volumen de H₂ que se puede obtener en las condiciones indicadas

V

Masa de cloruro de cinc que se obtendrá

$m(\text{ZnCl}_2)$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

n

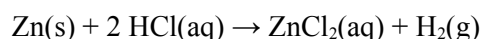
Ecuaciones

De estado de los gases ideales

$$p V = n R T$$

Solución:

La reacción ajustada es:



La cantidad de cinc puro que hay en los 75 g de muestra son:

$$n(\text{Zn}) = 75,0 \text{ g cinc impuro} \frac{93,00 \text{ g Zn}}{100,00 \text{ g cinc impuro}} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 1,07 \text{ mol Zn}$$

que producen de hidrógeno

$$n(\text{H}_2) = 1,07 \text{ mol Zn} \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 1,07 \text{ mol H}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal para el hidrógeno

$$V(\text{H}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,07 \text{ mol H}_2 \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{9,93 \times 10^4 \text{ Pa}} = 0,0268 \text{ m}^3 = 26,8 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$$

Se habrán producido

$$m(\text{ZnCl}_2) = 1,07 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnCl}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{136 \text{ g ZnCl}_2}{1 \text{ mol ZnCl}_2} = 145 \text{ g ZnCl}_2$$

5. Por combustión de propano con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen 300 dm³ de CO₂ medidos a 0,96 atm y 285 K. Calcular:

- El número de moles de todas las sustancias que intervienen en la reacción.
- Número de moléculas de agua obtenidas.
- Masa (en g) de propano que reaccionó.
- Volumen de oxígeno (en dm³) necesario para la combustión, medido a 1,2 atm y 42 °C.
- Volumen de aire necesario, en condiciones normales, suponiendo que la composición volumétrica del aire es 20 % de oxígeno y 80 % de nitrógeno.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ (P.A.U. Set. 03)

Rta.: a) $n(\text{CO}_2) = 12$; $n(\text{C}_3\text{H}_8) = 4,1$; $n(\text{O}_2) = 21$; $n(\text{H}_2\text{O}) = 16 \text{ mol}$.

b) $N(\text{H}_2\text{O}) = 9,9 \times 10^{24}$ moléculas H₂O; c) $m = 181 \text{ g C}_3\text{H}_8$; d) $V = 0,44 \text{ m}^3 \text{ O}_2$; e) $V = 2,2 \text{ m}^3 \text{ aire}$.

Datos

CO₂(g): Presión

Temperatura

Volumen

O₂(g): Presión

Temperatura

Composición del aire en volumen

Constante de los gases ideales

Número de Avogadro

Masa molar del propano

Incógnitas

Cantidad (moles) de todas las sustancias

Moléculas de H₂O

Masa de propano

Volumen de O₂

Volumen de aire

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

De estado de los gases ideales

Cifras significativas: 2

$p = 0,96 \text{ atm}$

$T = 285 \text{ K}$

$V = 300 \text{ dm}^3$

$p = 1,2 \text{ atm}$

$T = 42 \text{ }^\circ\text{C} = 315 \text{ K}$

$V(\text{O}_2) = 0,20 V(\text{aire})$

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}$

$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 44 \text{ g/mol}$

n

$N(\text{H}_2\text{O})$

$m(\text{C}_3\text{H}_8)$

$V(\text{O}_2)$

$V(\text{aire})$

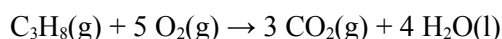
$n = m / M$

$p V = n R T$

Solución:

a) Propano: CH₃-CH₂-CH₃ (fórmula molecular C₃H₈)

Ecuación de combustión ajustada.



Suponiendo comportamiento ideal para el $\text{CO}_2(\text{g})$:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{0,96 \text{ atm} \cdot 300 \text{ dm}^3}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 285 \text{ K}} = 12 \text{ mol CO}_2$$

De la estequiometría de la reacción:

$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = 12 \text{ mol CO}_2 \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{3 \text{ mol CO}_2} = 4,1 \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

$$n(\text{O}_2) = 12 \text{ mol CO}_2 \frac{5 \text{ mol O}_2}{3 \text{ mol CO}_2} = 21 \text{ mol O}_2$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 12 \text{ mol CO}_2 \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{3 \text{ mol CO}_2} = 16 \text{ mol H}_2\text{O}$$

b)

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 16 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 9,9 \times 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

c)

$$m(\text{C}_3\text{H}_8) = 4,1 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \frac{44 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 181 \text{ g C}_3\text{H}_8$$

d) Suponiendo comportamiento ideal para el $\text{O}_2(\text{g})$

$$V(\text{O}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{21 \text{ mol O}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 315 \text{ K}}{1,2 \text{ atm}} = 4,4 \times 10^2 \text{ dm}^3 = 0,44 \text{ m}^3 \text{ O}_2$$

d)

$$V(\text{aire}) = 0,44 \text{ m}^3 \text{ O}_2 \frac{100 \text{ m}^3 \text{ aire}}{20 \text{ m}^3 \text{ O}_2} = 2,2 \text{ m}^3 \text{ aire}$$

6. Se hacen reaccionar 5 mol de aluminio metal con cloruro de hidrógeno en exceso para dar tricloruro de aluminio e hidrógeno(g)

a) ¿Qué volumen de hidrógeno medido en condiciones normales se obtendrá?

b) Si todo el hidrógeno se hace pasar sobre una cantidad en exceso de monóxido de cobre, produciéndose cobre metal y agua, ¿qué cantidad de cobre metal se obtiene si el rendimiento de la reacción es del 60 %?

(P.A.U. Set. 97)

Rta.: a) $V = 168 \text{ dm}^3$ de H_2 c.n. b) $n = 4,5 \text{ mol Cu}$

Datos

Cantidad de aluminio

Rendimiento de la 2ª reacción

Volumen molar normal

Incógnitas

Volumen H_2 en condiciones normales

Cantidad de cobre

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

Cifras significativas: 3

$$n(\text{Al}) = 5,00 \text{ mol Al}$$

$$R = 60,0 \% = 0,600$$

$$V = 22,4 \text{ dm}^3 / \text{mol}$$

$$V(\text{H}_2)$$

$$n(\text{Cu})$$

$$n = m / M$$

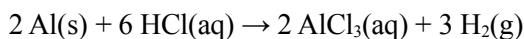
Ecuaciones

De estado de los gases ideales

$$p V = n R T$$

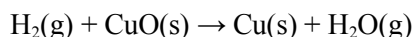
Solución:

a) La primera reacción ajustada es:



$$V = 5,00 \text{ mol Al} \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \frac{22,4 \text{ dm}^3 \text{ gas c.n.}}{1 \text{ mol gas}} = 168 \text{ dm}^3 \text{ H}_2 \text{ c.n.}$$

b) La segunda reacción ajustada es:



$$n(\text{Cu}) = 5,00 \text{ mol Al} \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol H}_2} \frac{60,0 \text{ mol obtenidos}}{100 \text{ mol calculados}} = 4,50 \text{ mol Cu obtenidos}$$

(Aunque «cantidad» parece indicar cantidad de sustancia que se mide en moles, muchas veces se espera como respuesta la masa.

La masa sería: $m = 4,50 \text{ mol Cu} \cdot 63,5 \text{ g Cu / mol Cu} = 286 \text{ g Cu} = 0,286 \text{ kg Cu}$

7. Una muestra de 20,0 g de una aleación que contiene un 70,0 % de cinc se trata con una cantidad suficiente de una disolución de ácido sulfúrico de riqueza 92,1 % en masa y densidad 1,82 g·cm⁻³. Como resultado de la reacción se producen sulfato de cinc e hidrógeno. Calcule:

a) Los gramos de sulfato de cinc obtenidos.

b) El volumen de la disolución de ácido sulfúrico necesario para que reaccione todo el cinc.

(P.A.U. Set. 10)

Rta.: a) $m = 34,6 \text{ g ZnSO}_4$; b) $V = 12,5 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4$

Datos

Masa de la aleación

Contenido en cinc

Riqueza en masa de la disolución de ácido sulfúrico

Densidad de la disolución de ácido sulfúrico

Masa molar: Cinc

Sulfato de cinc

Ácido sulfúrico

Cifras significativas: 3

$$m = 20,0 \text{ g}$$

$$r(\text{Zn}) = 70,0 \%$$

$$r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 92,1 \%$$

$$\rho = 1,82 \text{ g/cm}^3$$

$$M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{ZnSO}_4) = 161,5 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Masa obtenida de sulfato de cinc

$$m(\text{ZnSO}_4)$$

Volumen necesario de la disolución de ácido sulfúrico

$$V_D(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

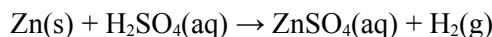
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

Solución:

a) La reacción ajustada es:



La cantidad de cinc puro que hay en los 20,0 g de aleación es:

$$n(\text{Zn}) = 20,0 \text{ g aleación} \cdot \frac{70,0 \text{ g Zn}}{100 \text{ g aleación}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,214 \text{ mol Zn}$$

que producen de sulfato de cinc

$$m(\text{ZnSO}_4) = 0,214 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161,5 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 34,6 \text{ g ZnSO}_4$$

b) Para que reaccione todo el cinc se precisan 0,214 mol de H_2SO_4 , puesto que reaccionan mol a mol. Esta cantidad de ácido sulfúrico estará contenida en:

$$V_D(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,214 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g D H}_2\text{SO}_4}{92,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4}{1,82 \text{ g D H}_2\text{SO}_4} = 12,5 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4$$

8. 10 g de un mineral que contiene un 60 % de cinc, se hacen reaccionar con 20 cm³ de una disolución de ácido sulfúrico del 96 % y densidad 1,823 g/cm³. Calcula:

a) Gramos de sulfato de cinc producido.

b) Volumen de hidrógeno obtenido si las condiciones del laboratorio son 25 °C y 740 mm Hg de presión.

c) Repite los cálculos anteriores suponiendo que el rendimiento de la reacción fuese del 75 %

(P.A.U. Set. 00)

Rta.: a) $m = 15 \text{ g ZnSO}_4$; b) $V = 2,3 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$; c) $m' = 11 \text{ g ZnSO}_4$; $V' = 1,7 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$

Datos

Gas: Presión

Temperatura

Disolución H_2SO_4 : Volumen

Densidad

Mineral: Masa

Riqueza

Constante dos gases ideales

Unidades de presión

Masa molar: Cinc

Sulfato de cinc

Ácido sulfúrico

Cifras significativas: 2

$$p = 740 \text{ mm Hg} = 0,97 \text{ atm} = 9,8 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$V = 20 \text{ cm}^3 = 0,020 \text{ dm}^3$$

$$\rho = 1,823 \text{ g/cm}^3$$

$$m = 10 \text{ g}$$

$$r = 75 \% = 0,75$$

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 1,01 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{ZnSO}_4) = 161 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Masa de ZnSO_4

$$m(\text{ZnSO}_4)$$

Volumen de H_2

Masa de ZnSO_4 y volumen de H_2 si $r = 75 \%$

$$m'(\text{ZnSO}_4) \text{ y } V'(\text{H}_2)$$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

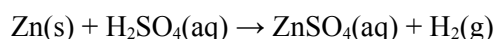
$$n = m / M$$

De estado de los gases ideales

$$p V = n R T$$

Solución:

a) La ecuación ajustada es:



Determinamos cuál es el reactivo limitante. Para ello calculamos los moles de cada reactivo:

$$n(\text{Zn}) = 10 \text{ g mineral} \cdot \frac{60 \text{ g Zn}}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,092 \text{ mol Zn}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20 \text{ cm}^3 \text{ D} \cdot \frac{1,823 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,36 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Como reaccionan mol a mol, el ácido sulfúrico está en exceso y el Zn es el reactivo limitante.

$$m(\text{ZnSO}_4) = 0,092 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 15 \text{ g ZnSO}_4$$

b)

$$n(\text{H}_2) = 0,092 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,092 \text{ mol H}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal para el gas hidrógeno, se obtiene a 25 °C y 740 mmHg un volumen de

$$V(\text{H}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,092 \text{ mol H}_2 \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{9,8 \times 10^4 \text{ Pa}} = 2,3 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = 2,3 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$$

c) Si el rendimiento fuese del 75 %, se obtendrían

$$m'(\text{ZnSO}_4) = 75 \% \cdot 15 \text{ g ZnSO}_4 = 11 \text{ g ZnSO}_4$$

$$V(\text{H}_2) = 75 \% \cdot 2,3 \text{ dm}^3 \text{ H}_2 = 1,7 \text{ dm}^3 \text{ H}_2 \text{ (a } 25 \text{ }^\circ\text{C y } 740 \text{ mm Hg)}$$

9. Para saber el contenido en carbonato de calcio de una caliza impura se hacen reaccionar 14 g de la caliza con ácido clorhídrico del 30 % en masa y de densidad 1,15 g/cm³, obteniéndose cloruro de calcio, agua y dióxido de carbono. Sabiendo que las impurezas no reaccionan con ácido clorhídrico y que se gastan 25 cm³ del ácido, calcule:

a) El porcentaje de carbonato de calcio en la caliza.

b) El volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, que se obtiene en la reacción.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / (\text{mol} \cdot \text{K})$

(P.A.U. Set. 07)

Rta.: a) 84 % CaCO₃ en la caliza; b) $V = 2,6 \text{ dm}^3$

Datos

Gas: Presión (normal)

Temperatura (normal)

Disolución HCl: Volumen

Riqueza

Densidad

Masa del mineral

Constante de los gases ideales

Masa molar: Carbonato de calcio

Cifras significativas: 2

$$p = 1,0 \text{ atm}$$

$$T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$V = 25 \text{ cm}^3$$

$$r = 30 \%$$

$$\rho = 1,15 \text{ g/cm}^3$$

$$m = 14 \text{ g}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / \text{K} \cdot \text{mol}$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$$

Datos

Cloruro de calcio
Ácido clorhídrico

Cifras significativas: 2

$M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g/mol}$
 $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Porcentaje de carbonato de calcio en la caliza $r'(\text{CaCO}_3)$

Volumen de CO_2 obtenido

Ecuaciones

Cantidad (número de moles) $n = m / M$

De estado de los gases ideales $p V = n R T$

Solución:

a) La ecuación ajustada de la reacción entre el carbonato de calcio y el ácido clorhídrico es:



La cantidad de HCl que ha reaccionado es:

$$n(\text{HCl}) = 25 \text{ cm}^3 \text{ D} \frac{1,15 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{30 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,24 \text{ mol HCl}$$

La masa de carbonato de calcio que ha reaccionado es:

$$m(\text{CaCO}_3) = 0,24 \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 12 \text{ g CaCO}_3$$

Si sólo ha reaccionado el carbonato de calcio de la muestra, hay 12 g de CaCO_3 en cada 14 g de caliza, lo que supone una riqueza de:

$$r'(\text{CaCO}_3) = 12 \text{ g de CaCO}_3 / 14 \text{ g de caliza} = 0,84 = 84 \%$$

b) La cantidad de dióxido de carbono obtenida es:

$$n(\text{CO}_2) = 0,24 \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0,12 \text{ mol CO}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal para el gas,

$$V(\text{CO}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,12 \text{ mol CO}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1,0 \text{ atm}} = 2,6 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2 \text{ en c. n.}$$

10. Una muestra comercial e impura de 0,712 g de carburo de calcio (CaC_2) reacciona con exceso de agua produciendo etino e hidróxido de calcio. Si el volumen de etino (C_2H_2) recogido a 25°C y $0,98 \text{ atm}$ ($99,3 \text{ kPa}$) fue de $0,25 \text{ L}$:

a) Determine la masa en gramos de hidróxido de calcio formado.

b) Calcule el porcentaje de pureza de la muestra comercial.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Set. 12)

Rta.: a) $m = 0,74 \text{ g Ca(OH)}_2$; b) $r = 90 \%$

Datos

Masa de la muestra

Cifras significativas: 3

$m = 0,712 \text{ g}$

Gas etino: Presión

$p = 0,980 \text{ atm} = 9,93 \times 10^4 \text{ Pa}$

Temperatura

$T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$

Datos

	Volumen
Constante de los gases ideales	
Masa molar:	Carburo de calcio
	Hidróxido de calcio

Cifras significativas: 3

$V = 0,25 \text{ dm}^3 = 2,5 \times 10^{-4} \text{ m}^3$
$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
$M(\text{CaC}_2) = 64,1 \text{ g/mol}$
$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74,1 \text{ g/mol}$

Incógnitas

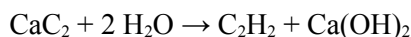
Masa de hidróxido de calcio formado	$m(\text{Ca}(\text{OH})_2)$
Porcentaje de pureza de la muestra	$r'(\text{CaC}_2)$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)	$n = m / M$
De estado de los gases ideales	$p V = n R T$

Solución:

a) La ecuación química ajustada es:



Cantidad de $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ obtenida (supuesto comportamiento ideal)

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{9,93 \times 10^4 \text{ Pa} \cdot 2,50 \times 10^{-4} \text{ m}^3}{8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2$$

La cantidad de hidróxido de calcio formada es la misma, por lo que la masa será

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2 \cdot 74,1 \text{ g/mol} = 0,741 \text{ g } \text{Ca}(\text{OH})_2$$

b) Masa de CaC_2 que reaccionó:

$$m(\text{CaC}_2) = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaC}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{64,1 \text{ g } \text{CaC}_2}{1 \text{ mol } \text{CaC}_2} = 0,641 \text{ g } \text{CaC}_2$$

Porcentaje de carburo de calcio en la muestra es:

$$r(\text{CaC}_2) = \frac{0,641 \text{ g } \text{CaC}_2}{0,712 \text{ g muestra}} = 0,900 = 90,0 \% \text{ de } \text{CaC}_2 \text{ en la muestra.}$$

◇ CUESTIONES

1. Tenemos dos depósitos de vidrio, cerrados, del mismo volumen. Uno de ellos se llena de hidrógeno(g) y el otro de dióxido de carbono(g), ambos a presión y temperatura ambiente. Razona:

- ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moléculas?
- ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moles?
- ¿Cuál de ellos contiene mayor número de gramos de gas?

(P.A.U. Jun. 96)

Solución:

a) Iguales. La ley de Avogadro dice que «volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas».

b) Iguales. Un mol es un número ($6,02 \times 10^{23}$) de moléculas. Si tienen el mismo número de moléculas, tienen

el mismo número de moles.

c) CO_2 . 1 mol de CO_2 son 44 g de CO_2 , mientras 1 mol de H_2 son 2 g de H_2 . Si hay el mismo número de moles de ambos, la masa de CO_2 es $44 / 2 = 22$ veces mayor que la de H_2 .

2. Teniendo en cuenta la masa de la molécula de hidrógeno y la masa de la molécula de oxígeno conteste razonadamente:

- ¿Qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno, en las mismas condiciones de presión y temperatura, estando ambas sustancias en forma gaseosa?
- ¿Cuál tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno, en las mismas condiciones de presión y temperatura?
- ¿Dónde habrá más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?

(P.A.U. Set. 05)

Rta.: a) Mismo volumen; b) $M(\text{H}_2) < M(\text{O}_2)$; c) Mismo N de moléculas.

◇ **LABORATORIO**

1. Se dispone en el laboratorio de una disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de KCl a partir de la cual se desea preparar una disolución de concentración $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ de esta sal.

- Calcule el volumen necesario de la primera disolución que se necesita para preparar 250 cm^3 de la segunda.
- Indique el material que se debe utilizar así como el procedimiento a seguir en el laboratorio para preparar la segunda disolución.

(P.A.U. Jun. 13)

Rta.: $V = 5,0 \text{ cm}^3$

Solución:

Cálculos: En $250 \text{ cm}^3 (= 0,250 \text{ dm}^3)$ de disolución de KCl de concentración $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ hay

$$n(\text{KCl}) = 0,250 \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol KCl} / \text{dm}^3 \text{ D} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol KCl}$$

que deben estar contenidos en el volumen V de disolución inicial que hay que medir.

$$V = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol KCl} \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D}}{0,10 \text{ mol KCl}} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 = 5,0 \text{ cm}^3 \text{ D (disolución de KCl inicial)}$$

No podemos aceptar las cifras significativas de la concentración de la disolución inicial $0,1 \text{ mol/dm}^3$ (se entiende que es $0,1 \pm 0,1 \text{ mol/dm}^3$, o sea, con un error del 100 %), Si suponemos dos cifras significativas en el dato ($0,10 \text{ mol/dm}^3$), la concentración no es demasiado exacta y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 5 cm^3 de disolución de KCl de concentración $0,10 \text{ mol/dm}^3$ en una pipeta graduada de 10 cm^3 , aspirando con una pera de goma o un aspirador, (**¡nunca con la boca!**). Se vierten en otra probeta de 250 cm^3 y se completa con agua hasta los 250 cm^3 , procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: KCl $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ y la fecha.

Material: Pipeta graduada de 10 cm^3 (1) con pera de goma o aspirador, probeta de 250 cm^3 (1), frasco con tapa y etiquetas.

Si, por otro lado, suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución de concentración $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ el material sería de más precisión y el procedimiento sería otro.

Procedimiento para concentración exacta: Con una pipeta de 10 cm^3 , aspirando con una pera de goma o un aspirador, (**¡nunca con la boca!**), se miden $5,0 \text{ cm}^3$. Se vacía la pipeta en un matraz aforado de 250 cm^3 con agua hasta la mitad, y se rellena el matraz aforado con agua hasta cerca del enrase. Las últimas gotas se añaden con un cuentagotas hasta que la parte inferior del menisco esté a la altura de la línea de enrase. Se tapa el matraz aforado y se voltea varias veces para homogeneizar. El contenido se pasa a un frasco y se etiqueta:

$2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ y la fecha.

Material: Pipeta graduada de 10 cm^3 con pera de goma o aspirador (1), matraz aforado de 100 cm^3 (1), cuentagotas, frasco con tapa y etiquetas.

- 2. Realice los cálculos necesarios e indique el material y procedimiento a seguir para preparar:**
- 250 cm^3 de una disolución acuosa de cloruro de magnesio de concentración $0,12 \text{ mol/dm}^3$ a partir del producto sólido.**
 - 100 cm^3 de una disolución de cloruro de magnesio de concentración $0,012 \text{ mol/dm}^3$ a partir de la disolución de cloruro de magnesio preparada en el apartado anterior.**

(P.A.U. Set. 14)

Rta.: a) $m = 2,9 \text{ g MgCl}_2$; c) $V = 10 \text{ cm}^3$

Solución:

a) **Cálculos:** En $250 \text{ cm}^3 (= 0,250 \text{ dm}^3)$ de disolución de MgCl_2 de concentración $0,12 \text{ mol/dm}^3$ hay

$$n(\text{MgCl}_2) = 0,250 \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 0,12 \text{ mol MgCl}_2 / \text{dm}^3 \text{ D} = 0,030 \text{ mol MgCl}_2$$

que corresponden a una masa de

$$m = 0,030 \text{ mol MgCl}_2 \frac{95 \text{ g MgCl}_2}{1 \text{ mol MgCl}_2} = 2,9 \text{ g MgCl}_2$$

Dos cifras significativas en el dato ($0,12 \text{ mol/dm}^3$) suponen que la concentración no es demasiado exacta y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se pesan $2,9 \text{ g}$ de MgCl_2 sobre un vidrio de reloj previamente tarado en una balanza. Se echan en un vaso de precipitados de 200 cm^3 que contenga agua hasta la mitad y se disuelven revolviendo con una varilla de vidrio. Cuando estén disueltos se vierten en una probeta de 250 cm^3 y se completa con agua hasta los 250 cm^3 , procurando que el menisco del líquido esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: MgCl_2 $0,12 \text{ mol/dm}^3$ y la fecha.

Material: Vidrio de reloj, balanza, espátula, varilla de vidrio, probeta de 250 cm^3 (1) (o matraz aforado 250 cm^3 (1)), frasco con tapa y etiquetas.

Si suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar 250 cm^3 de una disolución de concentración $0,120 \text{ mol/dm}^3$ se usaría un matraz aforado 250 cm^3 que es de mayor precisión que la probeta.

b) **Cálculos:** En $100 \text{ cm}^3 (= 0,100 \text{ dm}^3)$ de disolución de MgCl_2 de concentración $0,012 \text{ mol/dm}^3$ hay

$$n(\text{MgCl}_2) = 0,100 \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 0,012 \text{ mol MgCl}_2 / \text{dm}^3 \text{ D} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol MgCl}_2$$

que deben estar contenidos en el volumen V de la disolución del apartado anterior que hay que medir.

$$V = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol MgCl}_2 \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D}}{0,12 \text{ mol MgCl}_2} = 0,010 \text{ dm}^3 = 10 \text{ cm}^3 \text{ D (disolución de MgCl}_2 \text{ inicial)}$$

Dos cifras significativas en el dato ($0,012 \text{ mol/dm}^3$) suponen que la concentración no es demasiado exacta y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 10 cm^3 de disolución de MgCl_2 de concentración $0,12 \text{ mol/dm}^3$ en una pipeta de 10 cm^3 , aspirando con una pera de goma o un aspirador, (**¡nunca con la boca!**). Se vierten en otra probeta de 100 cm^3 y se completa con agua hasta los 100 cm^3 , procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: MgCl_2 $0,012 \text{ mol/dm}^3$ y la fecha.

Material: Pipeta de 10 cm^3 (1) con pera de goma o aspirador, probeta de 100 cm^3 (1) (o matraz aforado 100 cm^3 (1)), frasco con tapa y etiquetas.

Si suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución de concentración $0,0120 \text{ mol/dm}^3$ se usaría un matraz aforado 100 cm^3 que es de mayor precisión que la probeta.

3. Disponemos en el laboratorio de 500 cm³ de hidróxido de sodio de concentración 0,25 mol/dm³ a partir de la cual debemos preparar 100 cm³ de una disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,025 mol/dm³.

a) Indique el volumen que debemos tomar de la primera disolución.

b) Describa el procedimiento indicando el material necesario para la preparación de la disolución.

(P.A.U. Jun. 12)

Rta.: $V = 10 \text{ cm}^3$

Solución:

Cálculos: En 100 cm³ (= 0,100 dm³) de disolución de NaOH de concentración 0,025 mol/dm³ hay

$$n(\text{NaOH}) = 0,025 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 0,100 \text{ dm}^3 \text{ D} = 0,0025 \text{ mol NaOH}$$

que deben estar contenidos en el volumen V de disolución inicial que hay que medir.

$$V = 0,0025 \text{ mol NaOH} \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D}}{0,25 \text{ mol NaOH}} = 0,010 \text{ dm}^3 = 10 \text{ cm}^3 \text{ D (disolución de NaOH inicial)}$$

Si aceptamos las cifras significativas del dato, la concentración de la disolución es aproximada (0,25 mol/dm³ se entiende que es $0,25 \pm 0,01 \text{ mol/dm}^3$), y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 10 cm³ de disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,25 mol/dm³ en una probeta de 10 cm³, se vierten en otra probeta de 100 cm³ y se completa con agua hasta los 100 cm³, procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: NaOH 0,025 mol/dm³ y la fecha.

Material: Probetas de 10 cm³ (1) y de 100 cm³ (1), frasco con tapa y etiquetas.

Si, por otro lado, suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución de concentración 0,025 mol/dm³, el material sería de más precisión y el procedimiento sería otro.

Procedimiento para concentración exacta: Con una pipeta de 10 cm³, aspirando con una pera de goma o un aspirador, (**¡nunca con la boca!**), se miden 10 cm³. Se vacía la pipeta en un matraz aforado de 100 cm³ con agua hasta la mitad, y se rellena el matraz aforado con agua hasta cerca del enrase. Las últimas gotas se añaden con un cuentagotas hasta que la parte inferior del menisco esté a la altura de la línea de enrase. Se tapa el matraz aforado y se voltea varias veces para homogeneizar. El contenido se pasa a un frasco y se etiqueta: 0,0250 mol/dm³ y la fecha.

Material: Pipeta graduada de 10 cm³ con pera de goma o aspirador (1), matraz aforado de 100 cm³ (1), cuentagotas, frasco con tapa y etiquetas.

4. Disponemos de ácido clorhídrico comercial (riqueza 36 % en masa y densidad= 1,2 g/cm³) y deseamos preparar 500 cm³ de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,1 mol/dm³. Explique detalladamente el procedimiento, material y cálculos correspondientes.

(P.A.U. Jun. 96)

Rta.: $V = 4 \text{ cm}^3 \text{ D (disolución de HCl comercial)}$

Solución:

Cálculos: En 500 cm³ (= 0,500 dm³) de disolución de HCl de concentración 0,1 mol/dm³ hay

$$n(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 0,500 \text{ dm}^3 \text{ D} = 0,05 \text{ mol HCl}$$

que deben estar contenidos en el volumen V de clorhídrico comercial que hay que medir.

$$V = 0,050 \text{ mol HCl} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g D}}{36 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,2 \text{ g D}} = 4,2 \text{ cm}^3 \text{ D (disolución de HCl comercial)}$$

Si aceptamos las cifras significativas del dato, la concentración de la disolución es aproximada (0,1 mol/dm³ se entiende que es $0,1 \pm 0,1 \text{ mol/dm}^3$), y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 4,2 cm³ de disolución de clorhídrico comercial en una probeta de 10 cm³, se vierten en otra probeta de 500 cm³ y se completa con agua hasta los 500 cm³, procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: HCl 0,1 mol/dm³ y la fecha)

Material: Probetas de 10 cm³ (1) y de 500 cm³ (1), frasco con tapa y etiquetas.

Si, por otro lado, suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución de concentración 0,100 mol/dm³, el material sería de más precisión y el procedimiento sería otro.

Procedimiento para concentración exacta: Con una pipeta graduada de 10 cm³, aspirando con una pera de goma o un aspirador, (**¡nunca con la boca!**), se miden 4,2 cm³. Se vacía la pipeta en un matraz aforado de 500 cm³ con agua hasta la mitad, y se rellena el matraz aforado con agua hasta cerca del enrase. Las últimas gotas se añaden con un cuentagotas hasta que la parte inferior del menisco esté a la altura de la línea de enrase. Se tapa el matraz aforado y se voltea varias veces para homogeneizar. El contenido se pasa a un frasco y se etiqueta: HCl 0,100 mol/dm³ y la fecha)

Material: Pipeta graduada de 10 cm³ con pera de goma o aspirador (1), matraz aforado de 500 cm³ (1), cuentagotas, frasco con tapa y etiquetas.

5. Desea preparar en el laboratorio 1 dm³ de disolución de ácido clorhídrico de concentración 1 mol/dm³ a partir del producto comercial que es del 36 % en masa y que tiene una densidad de 1,18 g/cm³. Calcule el volumen de ácido concentrado que debe medir, describa el procedimiento a seguir y el material a utilizar.

(P.A.U. Jun. 12, Jun. 06)

Rta.: $V = 86 \text{ cm}^3 \text{ D}$ (disolución de HCl comercial).

Solución:

Cálculos: En 1 dm³ de disolución de HCl de concentración 1 mol/dm³ hay

$$n(\text{HCl}) = 1 \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 1 \text{ dm}^3 \text{ D} = 1 \text{ mol HCl}$$

que deben estar contenidos en el volumen V de clorhídrico comercial que hay que medir.

$$V = 1 \text{ mol HCl} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g D}}{36 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,18 \text{ g D}} = 86 \text{ cm}^3 \text{ D} \text{ (disolución de HCl comercial)}$$

Si aceptamos las cifras significativas del dato, la concentración de la disolución es aproximada (1 mol/dm³ se entiende que es $1 \pm 1 \text{ mol/dm}^3$), y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 86 cm³ de disolución de clorhídrico comercial en una probeta de 100 cm³, se vierten en otra probeta de 1 000 cm³ y se completa con agua hasta los 1 000 cm³, procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: HCl 1 mol/dm³ y la fecha)

Material: Probetas de 100 cm³ (1) y de 1 000 cm³ (1), frasco con tapa y etiquetas.

Si, por otro lado, suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución de concentración 1,00 mol/dm³, el material sería de más precisión y el procedimiento sería otro.

Procedimiento para concentración exacta: Se llena una bureta de 100 cm³ con HCl comercial, por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 86 cm³ sobre un matraz aforado de 1 000 cm³ con agua hasta la mitad, y se rellena el matraz aforado con agua hasta cerca del enrase. Las últimas gotas se añaden con un cuentagotas hasta que la parte inferior del menisco esté a la altura de la línea de enrase. Se tapa el matraz aforado y se voltea varias veces para homogeneizar. El contenido se pasa a un frasco y se etiqueta: HCl 1,00 mol/dm³ y la fecha)

Material: Bureta de 100 cm³ (1), matraz aforado de 1 000 cm³ (1), cuentagotas, frasco con tapa y etiquetas.

6. Describe cómo se prepararía una disolución de ácido nítrico de concentración 6 mol/dm³ si se dispone de un ácido comercial de 1,42 g/cm³ de densidad y del 69,5 % de riqueza en masa. Describe

todo el material necesario y las precauciones necesarias para preparar 100 cm³ de dicha disolución.

(P.A.U. Set. 98)

Rta.: $V = 38 \text{ cm}^3 \text{ D}$ (disolución de nítrico comercial)

Solución:

Cálculos: En $100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3$ de disolución de HNO_3 de concentración 6 mol/dm^3 hay

$$n(\text{HNO}_3) = 0,1 \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 6 \text{ mol HNO}_3 / \text{dm}^3 \text{ D} = 0,6 \text{ mol HNO}_3$$

que deben estar contenidos en el volumen V de ácido nítrico comercial que hay que medir.

$$V = 0,6 \text{ mol HNO}_3 \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g D}}{69,5 \text{ g HNO}_3} \frac{1,00 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,42 \text{ g D}} = 38 \text{ cm}^3 \text{ D} \text{ (disolución de nítrico comercial)}$$

Como la concentración de la disolución es aproximada (6 mol/dm^3 se entiende que es $6 \pm 1 \text{ mol/dm}^3$), se utiliza material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 38 cm^3 de disolución de nítrico comercial en una probeta de 50 cm^3 , se vierten en otra probeta de 100 cm^3 y se completa con agua hasta los 100 cm^3 , procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición.

Material: Dos probetas: una de 50 cm^3 y otra de 100 cm^3 .

Si se supone que la concentración es exacta (debería poner $6,00 \text{ mol/dm}^3$), el cálculo con 3 cifras significativas da un volumen de $38,3 \text{ cm}^3$ de disolución comercial.

Procedimiento para concentración exacta: Se miden $38,3 \text{ cm}^3$ de disolución de nítrico comercial en una bureta de 50 cm^3 . Para ello se echa el ácido nítrico comercial en un vaso de precipitados, se cierra la llave de la bureta y se llena la bureta hasta arriba, por encima de la marca del 0. Se coloca el vaso debajo de la bureta y se abre la llave hasta que el nivel del ácido esté en el cero, comprobando que todo el pico de la bureta está lleno de líquido. Se coloca bajo la bureta un matraz aforado de 100 cm^3 que contenga aproximadamente la mitad de agua. Se abre la llave y se deja caer el ácido hasta que el ácido en la bureta se encuentre en la marca de $38,3$. Se completa la bureta con agua hasta los 100 cm^3 , procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. Se tapa la bureta y se invierte varias veces para homogeneizar.

Material: Bureta de 50 cm^3 (con base y varilla soporte y pinzas para bureta) y matraz aforado de 100 cm^3 , y vaso de precipitados.

Descripción del material:

Probeta: tubo cilíndrico graduado con base de apoyo. Un vaso de precipitados tiene el aspecto de un vaso de fondo plano.

Bureta: tubo graduado para medir volúmenes de líquidos, con un llave. Se sujeta con unas pinzas mediante una nuez a la varilla metálica apoyada en una base metálica.

Matraz aforado: una especie de botella con un cuello largo y estrecho con una marca del aforo.

Precauciones: El ácido nítrico debe manejarse con cuidado porque es corrosivo. Si cae ácido sobre la piel debe lavarse con agua abundante y jabón (que es básico y neutraliza el ácido). Deben emplearse gafas de seguridad. No debe añadirse el agua sobre el ácido, sino el ácido sobre el agua, para evitar calentamiento que pueda hacer saltar el ácido.

- 7. a) En el laboratorio se dispone de una disolución de ácido clorhídrico concentrado del 34,90 % en masa y densidad $1,175 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. ¿Cuál es su concentración molar?
b) Calcular el volumen de la disolución de ácido clorhídrico concentrado necesario para preparar 500 cm^3 de ácido clorhídrico de concentración $0,45 \text{ mol/dm}^3$, explicando detalladamente el material y procedimiento empleado.**

(P.A.U. Jun. 11)

Rta.: a) $[\text{HCl}] = 11,25 \text{ mol/dm}^3$; b) $V = 20 \text{ cm}^3$

Solución:

Cálculo de la concentración.

Suponiendo que se tienen 100,0 g de disolución de HCl concentrado de $r = 34,90\%$ y $\rho = 1,175 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$

$$V(D) = \frac{m}{\rho} = \frac{100,0 \text{ g}}{1,175 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}} = 85,11 \text{ cm}^3 \text{ D}$$

$$n(\text{HCl}) = 34,90 \text{ g HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,46 \text{ g Cl}} = 0,9572 \text{ mol HCl}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0,9572 \text{ mol HCl}}{85,11 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ D}} = 11,25 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

Preparación de 500 cm³ de disolución 0,45 mol·dm⁻³

Cálculos: Tomando 2 cifras significativas.

En 0,500 dm³ de disolución de HCl de concentración 0,45 mol/dm³ hay

$$n(\text{HCl}) = 0,45 \text{ mol HCl / dm}^3 \text{ D} \cdot 0,500 \text{ dm}^3 \text{ D} = 0,23 \text{ mol HCl}$$

El volumen de disolución concentrada que hay que medir es:

$$V'(D) = 0,23 \text{ mol} \frac{\text{HCl}}{11,25 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}} = 0,020 \text{ dm}^3 = 20 \text{ cm}^3 \text{ D}$$

Procedimiento: Como la disolución concentrada de ácido clorhídrico deja escapar vapor de HCl, es más seguro realizar la preparación dentro de una vitrina de gases.

En una probeta de 25 cm³ se miden 20 cm³ de la disolución concentrada. En otra de 500 cm³ se echan unos 300-400 cm³ de agua y se añaden lentamente los 20 cm³ de la disolución concentrada. Después se echa agua hasta que llegue a 500 cm³. Se agita con una varilla de vidrio para homogeneizar. Se pasa la disolución obtenida a un frasco de 500 cm³ y se etiqueta el frasco con HCl 0,45 mol·dm⁻³ y la fecha de preparación.

(Si la concentración de la disolución fuese más precisa habría que emplear material de mayor precisión, como una pipeta de 20 cm³ y un matraz aforado de 500 cm³)

Material: Probetas de 25 cm³ (1) y de 500 cm³ (1), vaso de precipitados de 500 cm³ (1), frasco lavador (1), frascos de 500 cm³ con tapa (1) y etiquetas.

- 8. Describa el material de laboratorio y el procedimiento adecuado para preparar 0,5 dm³ de disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,1 mol/dm³ a partir de ácido clorhídrico de riqueza 40 % en masa y densidad 1,2 g/cm³.**

(P.A.U. Set. 02)

Rta.: $V = 3,8 \text{ cm}^3 \text{ D HCl del } 40\%$, (suponiendo 2 cifras significativas en los datos)

Solución: Ver el ejercicio de [Junio del 96](#).

- 9. Describir (material, cálculos y procedimiento) como se prepararía en el laboratorio 100 cm³ de disolución de HCl de concentración 0,5 mol/dm³ a partir de la disolución comercial (37,5 % en masa y densidad = 1,19 g/cm³)**

(P.A.U. Jun. 03)

Rta.: $V = 4,1 \text{ cm}^3 \text{ D HCl comercial}$ (suponiendo 2 cifras significativas en los datos)

Solución: Ver el ejercicio de [Junio del 96](#).

- 10. ¿Cómo prepararía 1 dm³ de disolución de NaOH de concentración 0,5 mol/dm³ a partir del producto comercial en lentejas? Una vez obtenida la disolución anterior ¿cómo prepararía 250 cm³ de disolución de NaOH de concentración 0,1 mol/dm³? Haga los cálculos correspondientes, describa el material y el procedimiento.**

(P.A.U. Jun. 10, Set. 03)**Rta.:** $m = 20$ g NaOH (suponiendo 2 cifras significativas en los datos), $V = 50$ cm³ D.**Solución:****Preparación de 1 dm³ de disolución.**Cálculos: Suponiendo 2 cifras significativas.En 1,0 dm³ de disolución de NaOH de concentración 0,50 mol/dm³ hay

$$n(\text{NaOH}) = 0,50 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 1,0 \text{ dm}^3 \text{ D} = 0,50 \text{ mol NaOH}$$

que pesan:

$$m(\text{NaOH}) = 0,50 \text{ mol NaOH} \cdot 40 \text{ g NaOH} / \text{mol NaOH} = 20 \text{ g NaOH}$$

El producto comercial (sosa) en lentejas no es puro. Suele ser del 96 %.

Habría que pesar:

$$m(\text{comercial}) = 20 \text{ g NaOH} \cdot 100 \text{ g comercial} / 96 \text{ g NaOH} = 21 \text{ g comercial.}$$

Como la concentración de la disolución es aproximada (el hidróxido de sodio en el aire se hidrata rápidamente y se carbonata en parte, por lo que su masa siempre será aproximada), se utiliza material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento: En un vaso de precipitados de 500 cm³ se vierte más de la mitad de agua.

En una balanza granataria se tara un vidrio de reloj y se pesan 21 g de hidróxido de sodio comercial del 96 %, procurando que no entre en contacto con la piel (es cáustico) y usando una espátula para manejar la sustancia.

Se vuelca el vidrio de reloj sobre el agua del vaso de precipitados y se enjuaga el vidrio con un frasco lavador.

Se agita con una varilla de vidrio el contenido del vaso de precipitados hasta que se completa la disolución.

Se vierte en una probeta de 1 dm³ y se añade agua hasta completar el volumen, procurando que el menisco del líquido esté enrasado con la línea de 1000 cm³.Se pasa la disolución obtenida a un frasco de 1 dm³, se tapa y se voltea varias veces para homogeneizar. Se etiqueta el frasco con NaOH 0,5 mol/dm³ y la fecha. Se lava la probeta de 1 dm³.**Dilución.**Cálculos:250 cm³ (= 0,25 dm³) de disolución (D) de NaOH de concentración 0,1 mol/dm³ contendrían disueltos:

$$n(\text{NaOH}) = 0,25 \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 0,1 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 \text{ D} = 0,025 \text{ mol NaOH}$$

que se obtendrían midiendo:

$$V(\text{D}_c) = 0,025 \text{ mol NaOH} / 0,50 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 \text{ D}_c = 0,5 \text{ dm}^3 \text{ de la disolución } 0,5 \text{ mol/dm}^3 \text{ D}_c$$

Procedimiento: En una probeta de 100 cm³ se miden 50 cm³ de la disolución de concentración 0,5 mol/dm³. Se vierten en la probeta de 1 dm³ y se añade agua hasta que llegue a 250 cm³. Se pasa la disolución obtenida a un frasco suficientemente grande, se tapa y se voltea varias veces para homogeneizar. Se etiqueta el frasco con NaOH 0,1 mol/dm³ y la fecha.Material: Probetas de 100 cm³ (1) y de 1 000 cm³ (1), una balanza granataria, vidrio de reloj (1), espátula (1), vaso de precipitados de 500 cm³ (1), varilla de vidrio (1), frasco lavador (1), frascos de 1 dm³ con tapa (2) y etiquetas.

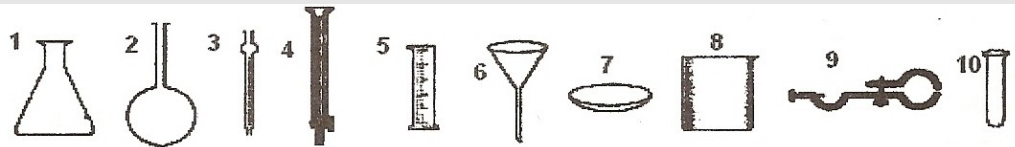
11. ¿Cómo prepararía en el laboratorio 500 cm³ de disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,1 mol/dm³ a partir del producto puro (sólido en lentejas). Haga los cálculos y explique el material y el procedimiento. ¿Cuántos gramos y cuántos moles de hidróxido de sodio existirán por decímetro cúbico de disolución preparada?

(P.A.U. Set. 04)

Rta.: $4 \text{ g NaOH} / \text{dm}^3 \text{ D}$; $0,1 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 \text{ D}$

Solución: Ver el ejercicio de [Set. de 03](#).

12. Nombre el material de laboratorio que se muestra en la figura, indicando brevemente para qué se utiliza en el laboratorio.



(P.A.U. Jun. 07)

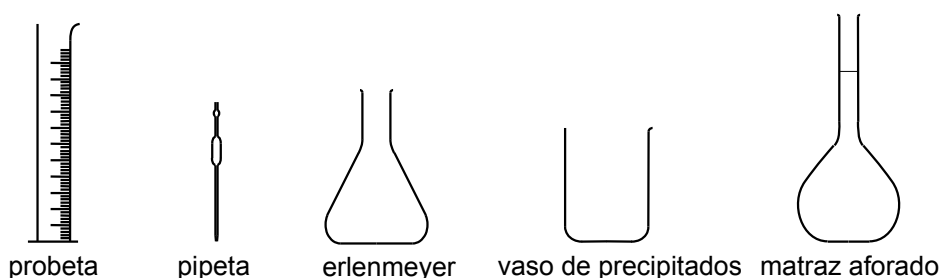
Solución:

1. Matraz erlenmeyer: contener líquidos o disoluciones, p. ej. en las valoraciones ácido-base.
2. Balón de fondo redondo: destilación.
3. Pipeta: medida de volúmenes de líquidos o disoluciones, p. ej. en las valoraciones ácido-base.
4. Bureta: medida de volúmenes de líquidos o disoluciones, p. ej. en las valoraciones ácido-base.
5. Probeta: medida de volúmenes de líquidos o disoluciones, p. ej. en la práctica de dilución.
6. Embudo: soportar un filtro, p. ej. en la filtración.
7. Vidrio de reloj: pesada de sólidos, p. ej. en la práctica de medida del calor de disolución.
8. Vaso de precipitados: contener líquidos o disoluciones. (No se usa para medir), P. ej. en la práctica de precipitación.
9. Nuez con pinza: para sujetar objetos, p. ej. buretas en las valoraciones.
10. Tubo de ensayo: contener pequeños volúmenes de líquidos o disoluciones y hacer pruebas, p. ej. disolución de precipitados.

13. Dibuje una probeta, una pipeta, un matraz erlenmeyer, un vaso de precipitados y un matraz aforado indicando para qué se utilizan.

(P.A.U. Set. 11)

Solución:



Probeta: medida de volúmenes aproximados de líquidos o disoluciones. Se usa al preparar disoluciones de concentración aproximada.

Pipeta: medida de volúmenes exactos de pequeñas cantidades de líquidos o disoluciones. Se usa para medir el volumen de la muestra en las valoraciones ácido-base.

Matraz erlenmeyer: contenedor de líquidos o disoluciones. Se usa para que no se derrame el líquido al hacer rotar el recipiente en las valoraciones ácido-base.

Vaso de precipitados: contenedor de líquidos o disoluciones.

Matraz aforado: medida de volúmenes exactos de líquidos o disoluciones. Se usa al preparar disoluciones de concentración exacta.

14. Se desea preparar 1 dm^3 de una disolución de hidróxido de sodio de concentración 1 mol/dm^3

(NaOH) a partir del producto comercial en el que se indica que la pureza es del 98 %. Indique el procedimiento a seguir, describa el material a utilizar y determine los gramos de producto comercial que se deben tomar.

(P.A.U. Set. 07)

Rta.: $m = 41$ g NaOH comercial (suponiendo 2 cifras significativas en los datos)

Solución:

Cálculos: Suponiendo 2 cifras significativas.

En $1,0 \text{ dm}^3$ de disolución de NaOH de concentración $1,0 \text{ mol/dm}^3$ hay

$$n(\text{NaOH}) = 1,0 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 1,0 \text{ dm}^3 \text{ D} = 1,0 \text{ mol NaOH}$$

que pesan:

$$m(\text{NaOH}) = 1,0 \text{ mol NaOH} \cdot 40 \text{ g NaOH} / \text{mol NaOH} = 40 \text{ g NaOH}$$

El producto comercial tiene una pureza del 98 %.

Habría que pesar:

$$m(\text{comercial}) = 40 \text{ g NaOH} \cdot 100 \text{ g comercial} / 98 \text{ g NaOH} = 41 \text{ g NaOH comercial.}$$

Como la concentración de la disolución es aproximada (el hidróxido de sodio en el aire se hidrata rápidamente y se carbonata en parte, por lo que su masa siempre será aproximada), se utiliza material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento: En un vaso de precipitados de $1\ 000 \text{ cm}^3$ se vierte más de la mitad de agua.

En una balanza granataria se tara un vidrio de reloj y se pesan 41 g de hidróxido de sodio comercial del 98 %, procurando que no entre en contacto con la piel (es cáustico) y usando una espátula para manejar la sustancia. Se vuelca el vidrio de reloj sobre el agua del vaso de precipitados y se enjuaga el vidrio con un frasco lavador. Se agita con una varilla de vidrio el contenido del vaso de precipitados hasta que se completa la disolución.

Se vierte en una probeta de 1 dm^3 y se añade agua hasta completar el volumen, procurando que el menisco del líquido esté enrasado con la línea de $1\ 000 \text{ cm}^3$.

Se pasa la disolución obtenida a un frasco de 1 dm^3 , se tapa y se voltea varias veces para homogeneizar. Se etiqueta el frasco con NaOH 1 mol/dm^3 y la fecha. Se lava la probeta de 1 dm^3 .

Material: Probeta de $1\ 000 \text{ cm}^3$ (1), balanza granataria, vidrio de reloj (1), espátula (1), vaso de precipitados de $1\ 000 \text{ cm}^3$ (1), varilla de vidrio (1), frasco lavador (1), frasco de 1 dm^3 con tapón (1) y etiquetas.

Probeta: cilindro graduado con base, para medir volúmenes de líquidos/disoluciones de forma aproximada.

Vidrio de reloj: casquete esférico de vidrio, para evitar que los productos químicos toquen los platillos de la balanza.

Espátula: especie de cucharilla metálica para tomar cantidades de productos químicos.

Vaso de precipitados: vaso de vidrio contenedor de líquidos/disoluciones.

15. Indique el material, procedimiento detallado y cálculos correspondientes necesarios para preparar en el laboratorio 250 cm^3 de una disolución de cloruro de sodio de concentración $0,50 \text{ mol/dm}^3$ a partir del producto sólido puro.

(P.A.U. Jun. 09)

Rta.: $m = 7,3$ g NaCl

Solución:

Cálculos: En $250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$ de disolución de NaCl de concentración $0,50 \text{ mol/dm}^3$ hay

$$n(\text{NaCl}) = 0,50 \text{ mol NaCl} / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 0,250 \text{ dm}^3 \text{ D} = 0,125 \text{ mol NaCl}$$

que pesan:

$$m(\text{NaCl}) = 0,125 \text{ mol NaCl} \cdot 58,4 \text{ g NaCl} / \text{mol NaCl} = 7,3 \text{ g NaCl}$$

que hay que pesar:

Procedimiento: En un vaso de precipitados de 200 cm³ se vierte más de la mitad de agua.

En una balanza granataria se tara un vidrio de reloj y se pesan 7,3 g NaCl usando una espátula para manejar la sustancia. Se vuelca el vidrio de reloj sobre el agua del vaso de precipitados y se enjuaga el vidrio con un frasco lavador. Se agita con una varilla de vidrio el contenido del vaso de precipitados hasta que se completa la disolución.

Se vierte el contenido del vaso de precipitados en un matraz aforado de 250 cm³ y se añade agua hasta completar el volumen, procurando que el menisco del líquido esté enrasado con la marca de aforo.

Se tapa y se voltea varias veces para homogeneizar. Se pasa a un frasco que se etiqueta con NaCl 0,50 mol/dm³ y la fecha. Se lava el material empleado.

Material: Balanza granataria, vidrio de reloj (1), espátula (1), vaso de precipitados de 200 cm³ (1), varilla de vidrio (1), frasco lavador (1), matraz aforado de 250 cm³ con tapón (1), frasco y etiquetas.

Índice de contenido

CÁLCULOS NUMÉRICOS ELEMENTALES EN QUÍMICA	1
PROBLEMAS	1
MOLES	1
GASES	2
FÓRMULA	3
DISOLUCIONES	4
REACCIONES	10
CUESTIONES	20
LABORATORIO	21

ACLARACIONES

Los datos de los enunciados de los problemas no suelen tener un número adecuado de cifras significativas. Por eso he supuesto que los datos tienen un número de cifras significativas razonables, casi siempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en ciertos casos, con amplio margen de error. Así que cuando tomo un dato como $V = 1 \text{ L}$ y lo reescribo como:

Cifras significativas: 3

$V = 1,00 \text{ L}$

lo que quiero indicar es que supongo que el dato original tiene tres cifras significativas (no que las tenga en realidad) para poder realizar los cálculos con un margen de error más pequeño que el que tendría si lo tomara tal como lo dan. (1 L tiene una sola cifra significativa, y un error relativo del ¡100 %!. Como los errores se suelen acumular a lo largo del cálculo, el error final sería inadmisibile. Entonces, ¿para qué realizar los cálculos? Con una estimación sería suficiente).

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de Acceso a la Universidad](#) (P.A.U.) en Galicia.

Respuestas y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) OpenOffice (o LibreOffice) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM)