

CÁLCULOS NUMÉRICOS ELEMENTAIS EN QUÍMICA

◇ PROBLEMAS

● MOLES

1. Un tubo de ensaio contén 25 mL de auga. Calcule:

a) O número de moléculas de auga que hai nel.

b) O número total de átomos de hidróxeno que hai contidos nesas moléculas de auga.

c) A masa, en gramos, dunha molécula de auga.

Datos: Densidade da auga = 1 g / mL e $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ moléculas / mol. (P.A.U. Set. 02)

Rta.: a) $N = 8,4 \times 10^{23}$ moléculas H_2O ; b) $N_H = 1,7 \times 10^{24}$ átomos H; c) $m = 3,0 \times 10^{-23}$ g

Datos

volumen de auga

densidade da auga

número de Avogadro

Cifras significativas: 2

$$V = 25 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}$$

$$\rho = 1,0 \text{ g/mL}$$

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

Incógnitas

moléculas de auga

$$N(H_2O)$$

átomos de hidróxeno

$$N(H)$$

masa dunha molécula auga

$$M(H_2O)$$

Outros símbolos

masa molar da auga

$$M(H_2O) = 18 \text{ g/mol}$$

Ecuacións

densidade

$$\rho = m / V$$

cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

número de moléculas

$$N = n \cdot N_A$$

Solución:

a) A masa de 25 mL de auga é:

$$m = V \cdot \rho = 25 \text{ [mL]} \cdot 1,0 \text{ [g / mL]} = 25 \text{ g auga}$$

A cantidade de auga é:

$$n = 25 \text{ [g auga]} / 18 \text{ [g auga / mol auga]} = 1,4 \text{ mol auga}$$

Moléculas,

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

b) Cada molécula de auga H_2O contén dous átomos de hidróxeno.

$$N(H) = 8,4 \times 10^{23} \text{ moléculas } H_2O \frac{2 \text{ átomos H}}{\text{molécula } H_2O} = 1,7 \times 10^{24} \text{ átomos H}$$

c) A masa dunha molécula de auga:

$$M(H_2O) = \frac{18 \text{ g } H_2O}{\text{mol } H_2O} \frac{1 \text{ mol } H_2O}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } H_2O} = 3,0 \times 10^{-23} \text{ g / molécula } H_2O$$

● GASES

1. Nun matraz de 10 litros introdúcese 2,0 g de hidróxeno; 8,4 g de nitróxeno e 4,8 g metano; a 25 °C. Calcule:

a) A fracción molar de cada gas.

b) A presión parcial de cada un.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{K}\cdot\text{mol}$

(P.A.U. Xuño 06)

Rta.: a) $x(\text{H}_2) = 0,63$; $x(\text{N}_2) = x(\text{CH}_4) = 0,19$; b) $P(\text{H}_2) = 2,4 \text{ atm}$; $P(\text{CH}_4) = P(\text{N}_2) = 0,7 \text{ atm}$

Datos

volumen do matraz

masa de hidróxeno

masa de nitróxeno

masa de metano

temperatura

constante dos gases ideais

Cifras significativas: 2

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

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

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

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

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

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{K}\cdot\text{mol}$$

Incógnitas

fracción molar de cada gas

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

presión parcial de cada gas

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

Ecuacións

fracción molar dun compoñente «i» nunha disolución

$$x_i = n_i / \sum n_i$$

ecuación dos gases ideais

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

lei de Dalton das presións parciais

$$P_T = \sum P_i \Rightarrow P_i = x_i P_T$$

Solución:

a) As masas, cantidades e fraccións molares son

	masa (g)	M (g/mol)	cantidade (mol)	fracción molar
hidróxeno	2,0	2,0	$2,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} = 1,0$	$\frac{1 \text{ mol H}_2}{1,6 \text{ mol total}} = 0,63$
nitróxeno	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) A presión total da mestura calcúlase supondo comportamento ideal

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

As presións parciais de cada gas, a partir da lei de Dalton:

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

$$P(\text{CH}_4) = P(\text{N}_2) = x(\text{N}_2) \cdot P_T = 0,19 \cdot 3,9 \text{ atm} = 0,7 \text{ atm}$$

● FÓRMULA

1. Determina:

a) A fórmula empírica.

b) A fórmula molecular dun composto orgánico que contén carbono, hidróxeno e osíxeno, sabendo que:

En estado de vapor 2 g de composto, recollidos sobre auga a 715 mm de Hg e 40 °C ocupan un volume de 800 mL.

Ao queimar completamente 5 g de composto obtéñense 11,9 g de dióxido de carbono e 6,1 g de auga.

Presión de vapor de auga a 40 °C = 55 mm de Hg.

(P.A.U. Xuño 99)

Rta.: a) e b) C₄H₁₀O Datos

Cifras significativas: 3

gas: masa	$m = 2,00 \text{ g}$		
volume	$V = 800 \text{ mL} = 0,800 \text{ L} = 8,00 \times 10^{-4} \text{ m}^3$		
presión	$P = 715 \text{ mm Hg} = 0,941 \text{ atm} = 9,53 \times 10^4 \text{ Pa}$		
temperatura	$T = 40 \text{ }^\circ\text{C} = 313 \text{ K}$		
unidades de presión	$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 1,01 \times 10^5 \text{ Pa}$		
constante dos gases ideais	$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$		
combustión:		Composto	CO ₂
masa (g)		5,00	11,9
$M \text{ (g} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$			44,0
$n \text{ (mol)} = m / M$			0,270
			0,339
Presión de vapor da auga a 40 °C		$P_{\text{vap}} \text{ (H}_2\text{O)} = 55 \text{ mm Hg} = 7,33 \times 10^3 \text{ Pa}$	

Incógnitas

fórmula empírica

masa molar

Ecuacións

ecuación de estado dos gases ideais

$$P V = n R T$$

Solución:

a) Na combustión, todo o carbono (C) do CO₂ procede dos 5,00 g do composto orgánico.

$$n(\text{C}) = 0,270 [\text{mol CO}_2] \frac{1 [\text{mol C}]}{1 [\text{mol CO}_2]} = 0,279 \text{ mol C}$$

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

Todo o hidróxeno (H) do H₂O procede dos 5,00 g do composto orgánico.

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

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

A masa de osíxeno nos 5,00 g de C calcúlase por diferenza:

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

En 5,00 g de composto hai

<i>elemento</i>	<i>masa (g)</i>	<i>moles de átomos</i>	<i>relación</i>	<i>entei-ros</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 dá unha fórmula empírica $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

b) Para determinar a fórmula molecular calcúlase a súa masa molar, supondo que en fase de vapor compórtase como un gas ideal.

A presión parcial do composto orgánico é a diferenza entre a presión total e a presión de vapor da auga.

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

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

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

Se a fórmula do composto fose $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, a súa masa molar sería: 74 g/mol, que coincide coa experimental. Xa que logo $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ é, tamén, a súa fórmula molecular.

● DISOLUCIÓNS

1. Tómanse 100 mL dunha disolución de HNO_3 , do 42% de riqueza e densidade 1,85 g/mL, e dilúen-se ata obter un litro de disolución de densidade 0,854 g/mL. Calcula:

- a) A fracción molar do HNO_3 na disolución resultante.
b) A molaridade da disolución resultante.

(P.A.U. Xuño 99)

Rta.: a) $x_s = 0,028$; b) $M = 1,2 \text{ M}$

M : masa molar. $M(\text{HNO}_3) = \text{g/mol}$ $M(\text{H}_2\text{O}) = \text{g/mol}$

Datos

volumen da disolución de HNO_3 concentrada (D_C)

densidade da disolución de HNO_3 concentrada

riqueza da disolución de HNO_3 concentrada

volumen da disolución de HNO_3 diluída (D_D)

densidade da disolución de HNO_3 diluída

Incógnitas

fracción molar da disolución de HNO_3 diluída (D_D)

concentración da disolución de HNO_3 diluída

Ecuacións

densidade

cantidade (número de moles)

Cifras significativas: 3

$$V_C = 100 \text{ mL} = 0,100 \text{ L}$$

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

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

$$V_D = 1,00 \text{ L} = 1,00 \times 10^3 \text{ mL}$$

$$\rho_D = 0,854 \text{ g/mL}$$

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

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

$$\rho = m / V$$

$$n = m / M$$

Ecuacións

fracción molar dun compoñente «s» nunha disolución
concentración (molar)

$$x = n_s / \sum n_i$$

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

Solución:

a) Na disolución orixinal, D_C , as masas, masas molares e cantidades son

	M (g/mol)	masa (g)	cantidad (mol)
D_C disolución		$V_C \cdot \rho_C = 100 \text{ mL} \cdot 1,85 \text{ g/mL} = 185$	
s soluto (HNO_3)	63,0	$0,420 \cdot 185 = 77,7$	$77,7 / 63,0 = 1,23$
d disolvente (H_2O)	18,0	$185 - 78 = 107$	$107 / 18,0 = 5,96$

Na disolución diluída, D_D , as masas e cantidades son:

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

A fracción molar de ácido nítrico na disolución diluída é:

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

b) A molaridade (nome desaconsellado pola IUPAC) é a concentración do soluto en mol/dm³.

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

Análise. Aínda que o problema está ben resolto numericamente, ten unha errata (e grande) no enunciado. Unha disolución acuosa de ácido nítrico NUNCA terá unha densidade menor que a da auga, polo que a disolución diluída non pode ter de densidade 0,854 g/mL.

- 2. Tense un litro dunha disolución de ácido sulfúrico [tetraoxosulfato(VI) de hidróxeno] do 98% de riqueza e densidade 1,84 g/cm³. Calcula:**
- A molaridade.**
 - A molalidade.**
 - O volume desa disolución de ácido sulfúrico necesario para preparar 100 mL doutra disolución do 20% e densidade 1,14 g/cm³.**

(P.A.U. Xuño 01)

Rta.: a) $M = 18,4 \text{ M}$; b) $m = 5 \times 10^2 \text{ m}$; c) $V = 12,6 \text{ cm}^3$

Datos

volume da disolución de H_2SO_4 concentrada (D_C)

densidade da disolución de H_2SO_4 concentrada

riqueza da disolución de H_2SO_4 concentrada

volume da disolución de H_2SO_4 diluída (D_D)

riqueza da disolución de H_2SO_4 diluída

Incógnitas

concentración

molalidade

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

[solute]

m

Incógnitas

volumen de disolución concentrada para preparar a diluída V

Outros símbolos

soluto s

disolvente d

Disolución D

masa m

masa molar M

Ecuacións

densidade $\rho = m / V$

cantidad (número de moles) $n = m \text{ [g]} / M$

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

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

Solución:

a) Na disolución orixinal, D_C , as masas e cantidades son

	$M \text{ (g/mol)}$	$masa \text{ (g)}$	$cantidad \text{ (mol)}$
D_C disolución		$V_D \cdot \rho_D = 1,00 \text{ L} \cdot 1,84 \times 10^3 \text{ g/L} = 1,84 \times 10^3$	
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)		$1,84 \times 10^3 - 1,80 \times 10^3 = 0,04 \times 10^3$	

A molaridade (nome desaconsellado pola IUPAC) é a concentración do soluto s en mol/dm³

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

b) A molalidade m dunha disolución é a relación do soluto s ao 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 mL de disolución D_D do 20% e densidade 1,14 g/cm³ haberá

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

que deben estar contidos no volume V de ácido sulfúrico do 98% que hai que medir.

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

3. Unha disolución contén 147 g de tetraoxosulfato (VI) de dihidróxeno [ácido sulfúrico] en 1 500 mL de disolución. A densidade da disolución é 1,05 g / mL. Calcular a:

a) Molaridade.

b) Molalidade.

c) Fracción molar de soluto e disolvente.

d) Concentración centesimal en peso da disolución.

(P.A.U. Xuño 02)

Rta.: a) $M = 1,00 \text{ M}$; b) $m = 1,05 \text{ m}$; c) $x_s = 0,0186$; $x_d = 0,981$; d) $\% s = 9,33 \%$

Datos

volumen de disolución
 densidade da disolución
 masa de H₂SO₄

Cifras significativas: 3

$V = 1\,500\text{ mL} = 1,50\text{ dm}^3$
 $\rho = 1,05\text{ g/mL} = 1,05 \times 10^3\text{ g/L}$
 $m = 147\text{ g}$

Incógnitas

molaridade
 molalidade
 fracción molar do H₂SO₄
 fracción molar do H₂O
 concentración centesimal

M
 m
 $x(\text{H}_2\text{SO}_4)$
 $x(\text{H}_2\text{O})$
 %

Outros símbolos

soluto
 disolvente
 Disolución

s
 d
 D

Ecuacións

densidade
 cantidade (número de moles)
 molalidade
 molaridade (concentración molar)
 fracción molar dun compoñente «s» nunha disolución

$\rho = m / V$
 $n = m(\text{en g}) / M$
 $m = n(s) / m(d\text{ en kg})$
 $M = n(s) / V(D)$
 $x = n_s / \sum n_i$

Solución:

a) As masas e cantidades son

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

A molaridade (nome desaconsellado pola IUPAC) dunha disolución é a concentración do soluto s en mol/dm³

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

b) A molalidade m dunha disolución é a relación do soluto s ao 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) A cantidade de soluto e disolvente na disolución é:

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

A fracción molar do soluto (ácido sulfúrico) é:

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

A fracción molar do disolvente (auga) é:

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

d) A concentración centesimal en peso da disolución é, para o soluto, a masa de soluto que hai en 100 g de disolución:

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

4. Mestúranse 6,27 gramos de $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ con 85 gramos de auga. Determine a concentración da disolución resultante en:

a) % en peso de FeSO_4 anhidro.

b) Fracción molar do FeSO_4 anhidro e fracción molar da auga.

(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 do $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

masa de auga

Incógnitas

% masa do FeSO_4

fracción molar do FeSO_4

fracción molar do H_2O

Outros símbolos

soluto

disolvente

Disolución

Ecuacións

cantidade (número de moles)

fracción molar dun compoñente «s» nunha disolución

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

s

d

D

$$n = m \text{ (en g)} / M$$

$$x = n_s / \sum n_i$$

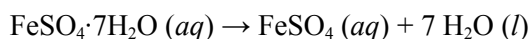
Solución:

a) Calcúlase a cantidade de sulfato de ferro(II) heptahidratado ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) a partir da masa:

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

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

Cando o sal hidratado disólvese en auga, producirá:



a mesma cantidade de sulfato de ferro(II) disolto e sete veces de auga.

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

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 7 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} / \text{mol } \text{FeSO}_4 \cdot 0,0226 \text{ mol } \text{FeSO}_4 = 0,158 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \text{ no sal hidratado}$$

Ademais está a auga engadida:

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

As masas e cantidades son

	M (g/mol)	<i>cantidade</i> (mol)	<i>masa</i> (g)
s soluto (FeSO ₄)	152	0,0226	$0,0226 \cdot 152 = 3,43$
d disolvente (H ₂ O)	18,0	$0,158 + 4,72 = 4,88$	$4,88 \cdot 18,0 = 87,8$
D disolución			$3,43 + 87,8 = 6,27 + 85,0 = 91,3$

A porcentaxe en masa de sulfato de ferro(II) anhidro na disolución é:

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

b) A fracción molar do soluto (sulfato de ferro(II)) é:

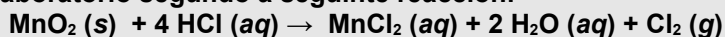
$$x(\text{FeSO}_4) = 0,0226 \text{ mol FeSO}_4 / (0,0226 \text{ mol FeSO}_4 + 4,88 \text{ mol H}_2\text{O}) = 4,60 \times 10^{-3}$$

A fracción molar do disolvente (auga) é:

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

● REACCIÓNS

1. O cloro obtense no laboratorio segundo a seguinte reacción:



Calcule:

a) As cantidades de reactivos, expresadas en gramos, necesarias para obter 10 L de cloro medidos a 15 °C e 0,89 atm

b) O volume de ácido clorhídrico 0,60 M necesario para iso.

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

(P.A.U. Xuño 09)

Rta.: a) $m(\text{MnO}_2) = 32,8 \text{ g MnO}_2$; $m(\text{HCl}) = 55,0 \text{ g HCl}$; b) $V_D = 2,52 \text{ dm}^3$ D HCl 0,60 M

Datos

gas: presión

temperatura

volume

concentración disolución HCl

unidades de presión

constante dos gases ideais

Incógnitas

masa de MnO₂

masa de HCl

volume disolución HCl

Ecuacións

cantidade (número de moles)

ecuación de estado dos gases ideais

concentración dunha disolución

Cifras significativas: 3

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

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

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

$$[\text{HCl}] = 0,600 \text{ M}$$

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

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

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

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

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

$$n = m / M$$

$$P V = n R T$$

$$M = n(s) / V_D$$

Solución:

a) M : masa molar.

$$(MnO_2) = 86,9 \text{ g/mol} \quad (HCl) = 36,5 \text{ g/mol}$$

Supondo comportamento ideal para o gas cloro,

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,890 [\text{atm}] \cdot 10,0 [\text{L}]}{0,0820 [\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 288 [\text{K}]} = 0,377 \text{ mol Cl}_2$$

Da ecuación axustada:



A cantidade do MnO_2 necesaria é:

$$n(MnO_2) = 0,377 [\text{mol Cl}_2] \frac{1 [\text{mol MnO}_2]}{1 [\text{mol Cl}_2]} = 0,377 \text{ mol MnO}_2$$

que corresponde a unha masa de:

$$m(MnO_2) = 0,377 [MnO_2] \frac{86,9 [\text{g MnO}_2]}{1 [\text{mol MnO}_2]} = 32,8 \text{ g MnO}_2$$

A cantidade do HCl necesaria é:

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

que corresponde a unha masa de:

$$m(HCl) = 1,51 [MnO_2] \frac{36,5 [\text{g HCl}]}{1 [\text{mol HCl}]} = 55,0 \text{ g HCl}$$

b) O volume da disolución de HCl 0,6 M que contén esa cantidade de HCl é:

$$V_D = 1,51 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ L D HCl}}{0,600 \text{ mol HCl}} = 2,52 \text{ L D HCl } 0,60 \text{ M}$$

2. Fanse reaccionar 200 g de pedra calcaria, que contén un 60 por 100 de carbonato de calcio (trioxocarbonato (IV) de calcio), cun exceso de ácido clorhídrico, suficiente para que reaccione todo o carbonato. O proceso transcorre ao 17 °C e 740 mm. de presión. No devandito proceso fórmanse dióxido de carbono, cloruro de calcio e auga. Calcular:

a) A masa de cloruro de calcio obtido.

b) O volume de dióxido de carbono producido nas condicións da reacción.

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

(P.A.U. Xuño 03)

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

Datos

gas: presión
temperatura
pedra calcaria: masa
riqueza
unidades de presión
constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$P = 740 \text{ mm Hg} = 0,974 \text{ atm} = 9,87 \times 10^4 \text{ Pa}$
 $T = 17 \text{ }^\circ\text{C} = 290 \text{ K}$
 $m = 200 \text{ g}$
 $r = 60,0\% = 0,600$
 $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 1,01 \times 10^5 \text{ Pa}$
 $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Incógnitas

masa de CaCl_2 $m(\text{CaCl}_2)$
volume CO_2 $V(\text{CO}_2)$

Ecuacións

cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

ecuación de estado dos gases ideais

$$P V = n R T$$

Solución:a) M : masa molar.

$$(CaCO_3) = 100 \text{ g/mol} \quad (CaCl_2) = 111 \text{ g/mol}$$

A ecuación axustada é:

A cantidade do reactivo $CaCO_3 (s)$ é:

$$n(CaCO_3) = 200 [\text{g pedra}] \frac{60,0 [\text{g } CaCO_3]}{100 [\text{g pedra}]} \frac{1 [\text{mol } CaCO_3]}{100 [CaCO_3]} = 1,20 \text{ mol } CaCO_3$$

Da estequiometría da reacción dedúcese:

$$m(CaCl_2) = 1,20 [\text{mol } CaCO_3] \frac{1 [\text{mol } CaCl_2]}{1 [\text{mol } CaCO_3]} \frac{111 [\text{g } CaCl_2]}{1 [\text{mol } CaCl_2]} = 133 \text{ g } CaCl_2$$

$$b) n(CO_2) = 1,20 [\text{mol } CaCO_3] \frac{1 [\text{mol } CO_2]}{1 [\text{mol } CaCO_3]} = 1,20 \text{ mol } CO_2$$

Supondo comportamento ideal para o gas,

$$V = \frac{1,20 [\text{mol } CO_2] \cdot 8,31 [\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 290 [\text{K}]}{9,87 \times 10^4 [\text{Pa}]} = 0,0293 \text{ m}^3 = 29,3 \text{ L } CO_2$$

3. Por combustión de propano con suficiente cantidade de osíxeno obtéñense 300 L de CO_2 medidos a 0,96 atm e 285 K. Calcular:**a) O número de moles de todas as sustancias que interveñen na reacción.****b) Número de moléculas de auga obtidas.****c) Masa (en g) de propano que reaccionou.****d) Volume de osíxeno (en L) necesario para a combustión, medido a 1,2 atm e 42 °C.****e) Volume de aire necesario, en condicións normais, supondo que a composición volumétrica do aire é 20% de osíxeno e 80% de nitróxeno.****Datos:** $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ e $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ **(P.A.U. Set. 03)****Rta.:** a) $n(CO_2) = 12$; $n(C_3H_8) = 4,1$; $n(O_2) = 21$; $n(H_2O) = 16 \text{ mol}$.b) $N(H_2O) = 9,9 \times 10^{24}$ moléculas H_2O ; c) $V = 0,44 \text{ m}^3 O_2$; d) $V = 2,2 \text{ m}^3$ aire.**Datos** $CO_2 (g)$: presión

temperatura

volume

 $O_2 (g)$: presión

temperatura

composición do aire en volume

constante dos gases ideais

 N_A : número de Avogadro**Cifras significativas: 2**

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

$$T = 285 \text{ K}$$

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

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

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

$$V(O_2) = 0,20 V(\text{aire})$$

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

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

Incógnitas

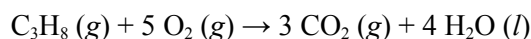
cantidade (número de moles) de todas as substancias	n
moléculas de H ₂ O	$N(\text{H}_2\text{O})$
masa de propano	$m(\text{C}_3\text{H}_8)$
volumen de O ₂	$V(\text{O}_2)$
volumen de aire	$V(\text{aire})$

Ecuacións

cantidade (número de moles)	$n = m / M$
ecuación de estado dos gases ideais	$P V = n R T$

Solución:

a) Propano: CH₃ – CH₂ – CH₃ Fórmula molecular C₃H₈ masa molar $M = 44,0 \text{ g/mol}$
Ecuación química axustada.



Supondo comportamento ideal para o CO₂ (g):

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

Da estequiometría da 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) Supondo comportamento ideal para o O₂ (g)

$$V(\text{O}_2) = \frac{21 [\text{mol O}_2] \cdot 0,082 [\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}] 315 [\text{K}]}{1,2 [\text{atm}]} = 4,4 \times 10^2 \text{ L} = 0,44 \text{ m}^3 \text{ O}_2$$

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

4. Faise reaccionar 5 mol de aluminio metal con cloruro de hidróxeno en exceso para dar tricloruro de aluminio e hidróxeno (g).

a) Que volumen de hidróxeno medido en condicións normais obterase?

b) Se todo o hidróxeno faise pasar sobre unha cantidade en exceso de monóxido de cobre, produciéndose cobre metal e auga, que cantidade de cobre metal obtense se o rendemento da reacción é do 60%?

(P.A.U. Set. 97)

Rta.: a) $V = 168 \text{ dm}^3$ de H₂ c.n. b) $n = 4,5 \text{ mol Cu}$.

Datos

cantidade de Al
 rendimento da 2ª reacción
 volume molar normal

Cifras significativas: 3

$n(\text{Al}) = 5,00 \text{ mol Al}$
 $R = 60,0 \% = 0,600$
 $V = 22,4 \text{ dm}^3 / \text{mol}$

Incógnitas

volume H_2 en c.n.
 cantidade de cobre

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

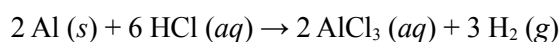
Ecuacións

cantidade (número de moles)
 ecuación de estado dos gases ideais

$n = m / M$
 $P V = n R T$

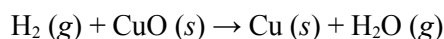
Solución:

a) A primeira reacción axustada é:



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

b) A segunda reacción axustada é:



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

(Aínda que «cantidade» parece indicar cantidade de sustancia que se mide en moles, moitas veces espérase como resposta a masa.

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

- 5. 10 g dun mineral que contén un 60% de cinc, fanse reaccionar con 20 mL dunha disolución de ácido sulfúrico [tetraoxosulfato(VI) de hidróxeno] do 96% e densidade 1,823 g/mL. Calcula:**
a) Gramos de sulfato de cinc(II) [tetraoxosulfato(VI) de cinc(II)] producido.
b) Volume de hidróxeno obtido se as condicións do laboratorio son 25 °C e 740 mm Hg de presión.
c) Repite os cálculos anteriores supondo que o rendimento da reacción fose do 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) $m' = 11 \text{ g ZnSO}_4$; $V' = 1,7 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$

M : masa molar.

$(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$ $(\text{ZnSO}_4) = 161 \text{ g/mol}$ $(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$

Datos

gas: presión
 temperatura
 disolución H_2SO_4 : volume
 densidade

Cifras significativas: 2

$P = 740 \text{ mm Hg} = 0,97 \text{ atm} = 9,8 \times 10^4 \text{ Pa}$
 $T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$
 $V = 20 \text{ mL} = 0,020 \text{ dm}^3$
 $\rho = 1,823 \text{ g/mL}$

Datos

mineral: masa
riqueza

constante dos gases ideais

unidades de presión

Incógnitas

masa de ZnSO₄

volumen de H₂

masa de ZnSO₄ e volumen de H₂ se r = 75%

Ecuacións

cantidad (número de moles)

ecuación de estado dos gases ideais

Cifras significativas: 2

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

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

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

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

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

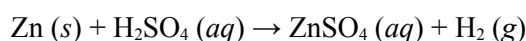
$$m' (\text{ZnSO}_4) \text{ e } V' (\text{H}_2)$$

$$n = m / M$$

$$P V = n R T$$

Solución:

a) A ecuación axustada é:



Determinamos cal é o reactivo limitante. Para iso calculamos os moles de cada reactivo:

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

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

Como reaccionan mol a mol, o ácido sulfúrico está en exceso e o Zn é o reactivo limitante.

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

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

Supondo comportamento ideal para o gas hidróxeno,

$$V(\text{H}_2) = \frac{0,092 [\text{mol H}_2] \cdot 8,31 [\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 298 [\text{K}]}{9,8 \times 10^4 [\text{Pa}]} = 2,3 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = 2,3 \text{ dm}^3 \text{ H}_2 (25^\circ\text{C}, 740 \text{ mmHg})$$

c) Se o rendemento fose do 75%, obteríanse

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

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

6. Para saber o contido en carbonato de calcio [trioxocarbonato(IV) de calcio(II)] dunha calcaria impura fanse reacciona 14 g da calcaria con ácido clorhídrico do 30% en peso e de densidade 1,15 g/mL, obténdose cloruro de calcio, auga e dióxido de carbono. Sabendo que as impurezas non reaccionan con ácido clorhídrico e que se gastan 25 mL do ácido, calcule:
a) A porcentaxe de carbonato de calcio na calcaria.

b) O volume de dióxido de carbono, medido en condicións normais, que se obtén na reacción.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{K}\cdot\text{mol}$

(P.A.U. Set. 07)

Rta.: a) 84% CaCO_3 na calcaria; b) $V = 2,6 \text{ dm}^3$

M : masa molar. $(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$ $(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$ $(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g/mol}$

Datos

gas: presión (normal)

Cifras significativas: 2
 $P = 1,0 \text{ atm}$

temperatura (normal)

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

disolución HCl: volume

$V = 25 \text{ mL}$

riqueza

$r = 30\%$

densidade

$\rho = 1,15 \text{ g/mL}$

masa do mineral

$m = 14 \text{ g}$

constante dos gasesideais

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{K}\cdot\text{mol}$

Incógnitas

porcentaxe de carbonato de calcio na calcaria

$r'(\text{CaCO}_3)$

volume de CO_2 obtido

Ecuacións

cantidad (número de moles)

$n = m / M$

ecuación de estado dos gases ideais

$P V = n R T$

Solución:

a) A ecuación axustada da reacción entre o carbonato de calcio e o ácido clorhídrico é:



A cantidade de HCl que reaccionou é:

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

A masa de carbonato de calcio que reaccionou é:

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

Se só reaccionou o carbonato de calcio da mostra, hai 12 g de CaCO_3 en cada 14 g de calcaria, o que supón unha riqueza de:

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

b) A cantidade de dióxido de carbono obtida é:

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

Supondo comportamento ideal para o gas,

$$V(\text{CO}_2) = \frac{0,12 [\text{mol CO}_2] \cdot 0,082 [\text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}] \cdot 273 [\text{K}]}{1,0 [\text{atm}]} = 2,6 \text{ L CO}_2 \text{ en c.n.}$$

◇ CUESTIÓNS

1. Temos dous depósitos de vidro, pechados, do mesmo volume. Un deles é enchese de hidróxeno(g) e o outro de dióxido de carbono (g), ambos a presión e temperatura ambiente. Razoa:
- Cal deles contén maior número de moléculas?
 - Cal deles contén maior número de moles?
 - Cal deles contén maior número de gramos de gas?

(P.A.U. Xuño 96)

Rta.: a) Iguais. b) Iguais. c) CO₂

Solución:

a) Iguais. A lei de Avogadro di que «volumes iguais de gases diferentes nas mesmas condicións de presión e temperatura conteñen o mesmo número de moléculas».

b) Iguais. Un mol é un número ($6,02 \times 10^{23}$) de moléculas. Se teñen o mesmo número de moléculas, teñen o mesmo número de moles.

c) CO₂. 1 mol de CO₂ son 44 g de CO₂, mentres 1 mol de H₂ son 2 g de H₂. Se hai o os mesmo número de moles de ambos, a masa de CO₂ é $44 / 2 = 22$ veces maior que a de H₂.

◇ LABORATORIO

1. Dispomos de ácido clorhídrico comercial (riqueza 36% en peso e densidade= 1,2 g/cm³) e desexamos preparar 500 cm³ dunha disolución de de ácido clorhídrico 0,1 M. Explique detalladamente o procedemento, material e cálculos correspondentes.

(P.A.U. Xuño 96)

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

Solución:

Cálculos: En 500 cm³ (= 0,500 dm³) de disolución 0,1 M de HCl hai

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

que deben estar contidos no volume V de clorhídrico comercial que hai que medir.

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

Se aceptamos as cifras significativas do dato, a concentración da disolución é aproximada (0,1 M enténdese que é $0,1 \pm 0,1$ M), e utilizaríase material de medida non demasiado preciso.

Procedemento para concentración aproximada: Mídense 4 cm³ de disolución de clorhídrico comercial nunha probeta de 10 cm³, vértense noutra probeta de 500 cm³ e complétase con auga ata os 500 cm³, procurando que o menisco do líquido en ambos os casos estea enrasado coa liña de medición. O contido pásase a un frasco con tapa, tápase, se voltea varias veces e se etiqueta: HCl 0,1 M e a data)

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

Se, doutra banda, supomos que os datos son máis precisos do que parecen, para preparar unha disolución 0,100 M, o material sería de máis precisión e o procedemento sería outro.

Procedemento para concentración exacta: Cunha pipeta graduada de 10 mL, aspirando cunha pera de goma ou un pipeteador, (**¡nunca coa boca!**), mídense 4,2 mL. Baléirase a pipeta nun matraz aforado de 500 cm³ con auga ata a metade, e é enchese o matraz aforado con auga ata cerca da marca de aforamento. As últimas pingas engádense cun contagotas ata que a parte inferior do menisco estea á altura da liña de aforamento. Tápase o matraz

aforado e se voltea varias veces para homoxeneizar. O contido pásase a un frasco e se etiqueta: HCl 0,100 M e a data)

Material: Pipeta graduada de 10 mL con pera de goma ou pipeteador (1), matraz aforado de 500 cm³ (1), contagotas, frasco con tapa e etiquetas.

2. Desexa preparar no laboratorio un litro de disolución de ácido clorhídrico 1 M a partir do produto comercial que é do 36% en peso e que ten unha densidade de 1,18 g/mL. Calcule o volume de ácido concentrado que debe medir, describa o procedemento a seguir e o material a utilizar.

(P.A.U. Xuño 06)

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

Solución:

Cálculos: Nun litro (= 1 dm³) de disolución 1 M de HCl hai

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

que deben estar contidos no volume V de clorhídrico comercial que hai que medir.

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

Se aceptamos as cifras significativas do dato, a concentración da disolución é aproximada (1 M enténdese que é 1 ± 1 M), e utilizaríase material de medida non demasiado preciso.

Procedemento para concentración aproximada: Mídense 86 cm³ de disolución de clorhídrico comercial nunha probeta de 100 cm³, vértense noutra probeta de 1 000 cm³ e complétase con auga ata os 1 000 cm³, procurando que o menisco do líquido en ambos os casos estea enrasado coa liña de medición. O contido pásase a un frasco con tapa, tápase, se voltea varias veces e se etiqueta: HCl 1 M e a data)

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

Se, doutra banda, supomos que os datos son máis precisos do que parecen, para preparar unha disolución 1,00 M, o material sería de máis precisión e o procedemento sería outro.

Procedemento para concentración exacta: Énchese unha bureta de 100 mL con HCl comercial, por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 86 cm³ sobre un matraz aforado de 1 000 cm³ con auga ata a metade, e énchese o matraz aforado con auga ata cerca da marca de aforamento. As últimas pingas engádense cun contagotas ata que a parte inferior do menisco estea á altura da liña de aforamento. Tápase o matraz aforado e se voltea varias veces para homoxeneizar. O contido pásase a un frasco e se etiqueta: HCl 1,00 M e a data)

Material: Bureta de 100 mL (1), matraz aforado de 1 000 cm³ (1), contagotas, frasco con tapa e etiquetas.

3. Describe como se prepararía unha disolución 6 M de ácido nítrico [trioxonitrato(V) de hidróxeno] se se dispón dun ácido comercial de 1,42 g/cm³ de densidade e do 69,5% de riqueza en peso. Describe todo o material necesario e as precaucións necesarias para preparar 100 mL de devandita disolución.

(P.A.U. Set. 98)

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

Solución:

Cálculos: En 100 mL = 0,1 L de disolución 6 M de HNO₃ hai

$$n(\text{HNO}_3) = 0,1 [\text{L D}] \cdot 6 [\text{mol HNO}_3 / \text{L D}] = 0,6 \text{ mol HNO}_3$$

que deben estar contidos no volume V de ácido nítrico comercial que hai que medir.

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

Como a concentración da disolución é aproximada (6 M enténdese que é 6 ± 1 M), utilízase material de medida non demasiado preciso.

Procedemento para concentración aproximada: Mídense 38 cm^3 de disolución de nítrico comercial nunha probeta de 50 cm^3 , vértense noutra probeta de 100 cm^3 e complétase con auga ata os 100 cm^3 , procurando que o menisco do líquido en ambos os casos estea enrasado coa liña de medición.

Material: Dous probetas: unha de 50 cm^3 e outra de 100 cm^3 .

Se se supón que a concentración é exacta (debería por $6,00$ M), o cálculo con 3 cifras significativas dá un volume de $38,3 \text{ cm}^3$ de disolución comercial.

Procedemento para concentración exacta: Mídense $38,3 \text{ cm}^3$ de disolución de nítrico comercial nunha bureta de 50 cm^3 . Para iso bótase o ácido nítrico comercial nun vaso de precipitados, péchase a chave da bureta e énchese a bureta ata arriba, por encima da marca do 0. Colócase o vaso debaixo da bureta e ábrese a chave ata que o nivel do ácido estea no cero, comprobando que todo o pico da bureta está cheo de líquido. Colócase baixo a bureta un matraz aforado de 100 cm^3 que conteña aproximadamente a metade de auga. Ábrese a chave e déixase caer o ácido ata que o ácido na bureta atópe-se na marca de $38,3$. Complétase a bureta con auga ata os 100 cm^3 , procurando que o menisco do líquido en ambos os casos estea a ras coa liña de medición. Tápase a bureta e invístese varias veces para homoxeneizar.

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

Descrición do material:

Probeta: tubo cilíndrico graduado con base de apoio. Un vaso de precipitados ten o aspecto dun vaso de fondo plano.

Bureta: tubo graduado para medir volumes de líquidos, cun chave. Suxéitase cunhas pinzas mediante unha noz á variña metálica apoiada nunha base metálica.

Matraz aforado: unha especie de botella cun pescozo longo e estreito cunha marca do aforamento.

Precaucións: O ácido nítrico debe manexarse con coidado porque é corrosivo. Se cae ácido sobre a pel debe lavarse con auga abundante e xabón (que é básico e neutraliza o ácido). Deben empregarse lentes de seguridade. Non debe engadirse a auga sobre o ácido, senón o ácido sobre a auga, para evitar quecemento que poida eyectar o ácido.

- 4. Describa o material de laboratorio e o procedemento adecuado para preparar 0,5 litros de disolución 0,1 M de ácido clorhídrico a partir de ácido clorhídrico de riqueza 40% en peso e densidade de 1,2 g / mL.**

(P.A.U. Set. 02)

Rta.: $V = 3,8 \text{ cm}^3$ D HCl do 40%, (supondo 2 cifras significativas nos datos)

Solución: Ver o exercicio de Xuño [do 96](#).

- 5. Describir (material, cálculos e procedemento) como se prepararía no laboratorio 100 mL de disolución 0,5 M de HCl a partir da disolución comercial (37,5 % en peso e densidade = 1,19 g/mL)**

(P.A.U. Xuño 03)

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

Solución: Ver o exercicio de Xuño [do 96](#).

- 6. Como prepararía 1 L de disolución 0,5 M de NaOH a partir do produto comercial en lentillas? Unha vez obtida a disolución anterior como prepararía 250 mL de NaOH 0,1 M? Faga os cálculos correspondentes, describa o material e o procedemento.**

(P.A.U. Set. 03)

Rta.: $m = 20$ g NaOH(supondo 2 cifras significativas nos datos), $V = 50$ cm³ D.

Solución:

Preparación de 1 L de disolución.

Cálculos: Supondo 2 cifras significativas.

En 1,0 L de disolución 0,50 M de NaOH hai

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

que pesan:

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

O produto comercial (sosa) en lentellas non é puro. Adoita ser do 96%.

Habería que pesar:

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

Como a concentración da disolución é aproximada (o hidróxido de sodio no aire se hidrata rapidamente e se carbonata en parte, polo que a súa masa sempre será aproximada), utilízase material de medida non demasiado preciso.

Procedemento: Nun vaso de precipitados de 500 cm³ vértese máis da metade de auga.

Nunha balanza granataria se tara un vidro de reloxo e pésanse 21 g de hidróxido de sodio comercial do 96%, procurando que non entre en contacto coa pel (é cáustico) e usando unha espátula para manexar a sustancia.

Envórcase o vidro de reloxo sobre a auga do vaso de precipitados e se enxauga o vidro cun frasco lavador. Axí-tase cunha varíña de vidro o contido do vaso de precipitados ata que se completa a disolución.

Vértese nunha probeta de 1 L e engádese auga ata completar o volume, procurando que o menisco do líquido estea enrasado coa liña de 1000 cm³.

Pásase a disolución obtida a unha frasco de 1 L, tápase e se voltea varias veces para homoxeneizar. Se etiqueta o frasco con NaOH 0,5 M e a data. Lávase a probeta de 1 L.

Dilución.

Cálculos:

250 mL (= 0,25 L) de disolución (D) 0,1 M de NaOH conterían disoltos:

$$n(\text{NaOH}) = 0,25 [\text{L D}] \cdot 0,1 [\text{mol NaOH} / \text{L D}] = 0,025 \text{ mol NaOH}$$

que se obterían medindo:

$$V(D_c) = 0,025 [\text{mol NaOH}] / 0,50 [\text{mol NaOH} / \text{dm}^3 D_c] = 0,5 \text{ dm}^3 \text{ da disolución } 0,5 \text{ M } (D_c)$$

Procedemento: Nunha probeta de 100 cm³ mídense 50 cm³ da disolución 0,5 M. Vértense na probeta de 1 L e engádese auga ata que chegue a 250 cm³. Pásase a disolución obtida a unha frasco suficientemente grande, tápase e se voltea varias veces para homoxeneizar. Se etiqueta o frasco con NaOH 0,1 M e a data.

Material: Probetas de 100 cm³ (1) e de 1 000 cm³ (1), unha balanza granataria, vidro de reloxo (1), espátula (1), vaso de precipitados de 500 cm³ (1), varíña de vidro (1), frasco lavador (1), frascos de 1 L con tapa (2) e etiquetas.

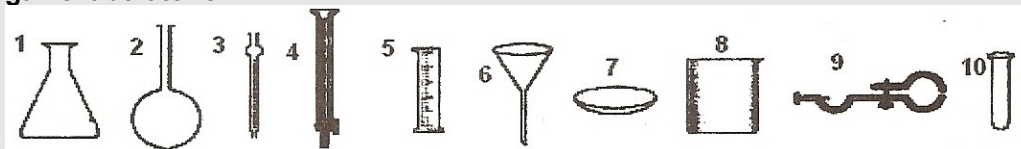
7. Como prepararía no laboratorio 500 mL de disolución de hidróxido de sodio 0,1 M a partir do produto puro (sólido en lentellas). Faga os cálculos e explique o material e o procedemento. Cantos gramos e cantos moles de hidróxido de sodio existirán por litro de disolución preparada?

(P.A.U. Set. 04)

Rta.: 4 g NaOH/L D; 0,1 mol NaOH / L D

Solución: Ver o exercicio de Set. [de 03.](#)

8. Nome o material de laboratorio que se mostra na figura, indicando brevemente para que se empregue no laboratorio.



(P.A.U. Xuño 07)

Solución:

1. Matraz erlenmeyer: conter líquidos ou disolucións, p. ex. nas valoracións ácido-base.
2. Balón de fondo redondo: destilación.
3. Pipeta: medida de volumes de líquidos ou disolucións, p. ex. nas valoracións ácido-base.
4. Bureta: medida de volumes de líquidos ou disolucións, p. ex. nas valoracións ácido-base.
5. Probeta: medida de volumes de líquidos ou disolucións, p. ex. na práctica de dilución.
6. Embude: soportar un filtro, p. ex. na filtración.
7. Vidro de reloxo: pesada de sólidos, p. ex. na práctica de medida da calor de disolución.
8. Vaso de precipitados: conter líquidos ou disolucións. (Non se usa para medir), P. ex. na práctica de precipitación.
9. Noz con pinza: para suxeitar obxectos, p. ex. buretas nas valoracións.
10. Tubo de ensaio: conter pequenos volumes de líquidos ou disolucións e facer probas, p. ex. disolución de precipitados.

9. Deséxase preparar 1 L dunha disolución 1 M de hidróxido de sodio (NaOH) a partir do produto comercial no que se indica que a pureza é do 98%. Indique o procedemento a seguir, describa o material a utilizar e determine os gramos de produto comercial que se deben tomar.

(P.A.U. Set. 07)

Rta.: $m = 41$ g NaOH comercial (supondo 2 cifras significativas nos datos)

Solución:

Cálculos: Supondo 2 cifras significativas.

En 1,0 L de disolución 1,0 M de NaOH hai

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

que pesan:

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

O produto comercial ten unha pureza do 98%.

Habería que pesar:

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

Como a concentración da disolución é aproximada (o hidróxido de sodio no aire se hidrata rapidamente e se carbonata en parte, polo que a súa masa sempre será aproximada), utilízase material de medida non demasiado preciso.

Procedemento: Nun vaso de precipitados de 1 000 cm³ vértese máis da metade de auga.

Nunha balanza granataria se tara un vidro de reloxo e pésanse 41 g de hidróxido de sodio comercial do 98%, procurando que non entre en contacto coa pel (é cáustico) e usando unha espátula para manexar a sustancia.

Envórcase o vidro de reloxo sobre a auga do vaso de precipitados e se enxauga o vidro cun frasco lavador. Axítase cunha variña de vidro o contido do vaso de precipitados ata que se completa a disolución.

Vértese nunha probeta de 1 L e engádese auga ata completar o volume, procurando que o menisco do líquido estea enrasado coa liña de 1 000 cm³.

Pásase a disolución obtida a unha frasco de 1 L, tápase e se voltea varias veces para homoxeneizar. Se etiqueta o frasco con NaOH 1 M e a data. Lávase a probeta de 1 L.

Material: Probeta de 1 000 cm³ (1), balanza granataria, vidro de reloxo (1), espátula (1), vaso de precipitados de 1 000 cm³ (1), variña de vidro (1), frasco lavador (1), frasco de 1 L con tapón (1) e etiquetas.

Probeta: cilindro graduado con base, para medir volumes de líquidos/disolucións de forma aproximada.

Vidro de reloxo: casquete esférico de vidro, para evitar que os produtos químicos toquen os pratos da balanza.

Espátula: especie de culleriña metálica para tomar cantidades de produtos químicos.

Vaso de precipitados: vaso de vidro colector de líquidos/disolucións.

10. Indique o material, procedemento detallado e cálculos correspondentes necesarios para preparar no laboratorio 250 mL dunha disolución de cloruro de sodio 0,50 M a partir do produto sólido puro.

(P.A.U. Xuño 09)

Rta.: $m = 7,3 \text{ g NaCl}$

Solución:

Cálculos: En 250 mL = 0,250 L de disolución 0,50 M de NaCl hai

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

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 hai que pesar:

Procedemento: Nun vaso de precipitados de 200 cm³ vértese máis da metade de auga.

Nunha balanza granataria se tara un vidro de reloxo e pésanse 7,3 g NaCl usando unha espátula para manexar a sustancia. Envórcase o vidro de reloxo sobre a auga do vaso de precipitados e enxaugase o vidro cun frasco lavador. Axítase cunha variña de vidro o contido do vaso de precipitados ata que se completa a disolución.

Vértese o contido do vaso de precipitados nun matraz aforado de 250 mL e engádese auga ata completar o volume, procurando que o menisco do líquido estea a ras coa marca de aforamento.

Tápase e se voltea varias veces para homoxeneizar. Pásase a un frasco que se etiqueta con NaCl 0,50 M e a data. Lávase o material empregado.

Material: Balanza granataria, vidro de reloxo (1), espátula (1), vaso de precipitados de 200 cm³ (1), variña de vidro (1), frasco lavador (1), matraz aforado de 250 mL con tapón (1), frasco e etiquetas.

Índice de contido

<u>CÁLCULOS NUMÉRICOS ELEMENTAIS EN QUÍMICA</u>	1
<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>MOLES</u>	1
<u>GASES</u>	2
<u>FÓRMULA</u>	3
<u>DISOLUCIÓNS</u>	4
<u>REACCIÓNS</u>	9
<u>CUESTIÓNS</u>	16
<u>LABORATORIO</u>	16

Cuestións e problemas das Probas de Acceso á Universidade (P.A.U.) en Galicia.

Respostas e composición de Afonso J. Barbadillo Marán, alfbar@bigfoot.com, I.E.S. Elviña, A Coruña