

Exercizos de autoavaliación

1.- Un tubo de ensaio contén 25 mL de auga. Calcula:

- 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.
- d) A composición centesimal da auga.

Datos: Densidade da auga = 1 g / mL e $NA = 6,02 \times 10^{23}$ moléculas / mol. Masa at. H-1; O-16.

2.- 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.

Datos: Masa at. H-1,01; O-16. C-12 ; 1 atm = 760 mm Hg = $1,01 \times 10^5$ Pa ; Constante dos gases ideais $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; 0 °C = 273 K.

3.- Tense un litro dunha disolución de ácido nítrico [Trioxonitrato (V) de hidróxeno] do 60 % de riqueza e densidade 1,36 g/cm³. Calcula:

- a) A molaridade.
- b) A molalidade.
- c) O volume desa disolución concentrada de ácido nítrico necesario para preparar 100 mL doutra disolución do 20% e densidade 1,07 g/cm³.

4.- 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.

Datos: Masa at. H-1,01; O-16. S-32,1 ;

5.- Nun matraz de 10 litros introdúcense 2,0 g de hidróxeno; 8,4 g de nitróxeno e 4,8 g metano; a 25 °C. Calcula: a) A fracción molar de cada gas. b) A presión parcial de cada un. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$. : Masa at. H-1,01; C-12. N-14 .

6.- Calcular a densidade do vapor etílico(C₂H₆O) cando se atopa nun recipiente cerrado a 0,8 atm e 37°C.

Datos: Masa at. H-1,01; C-12. O-16 ; : $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$.

7.- 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 fórmase 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.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$

8.- 12 g dun mineral que contén un 60% de cinc, fanse reaccionar con 10 mL dunha disolución de ácido sulfúrico [tetraoxosulfato(VI) de hidróxeno] do 96% e densidade 1,823 g/mL. Calcula os gramos de sulfato de cinc(II) [tetraoxosulfato(VI) de cinc(II)] producido.

9.- Cos mesmos datos do problema 8 anterior achar os moles e o volume de hidróxeno obtido en L, a 25 °C e 1 atm, se o rendemento da reacción é do 65 %.

10.- Formulación: Completa a táboa seguinte:

FÓRMULA	NOME	FÓRMULA	NOME
	Hidruro de potasio		Clorato de magnesio
CoH ₂		Al ₂ (SO ₄) ₃	
	Estibamina		Arsenito de platino (II)
H ₂ Te		FeSO ₃	
	Óxido estánnico		Carbonato cálcico
Br ₂ O ₅		Ba(NO ₃) ₂	
	Hidróxido de sodio		Antimoniato cuproso
HIO ₂		Zn ₃ (PO ₃) ₂	
	Fosfuro de prata		Sulfato sódico

Respostas

Exercicio 1

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 moles de auga é:

$$n = m / M = 25 \text{ g auga} / (18 \text{ g / mol auga}) = 1,4 \text{ mol auga}$$

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.

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

c) Masa dunha molécula de auga = $18 \text{ g/mol} / 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas / mol} = 2,98 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

$$d) \% \text{H} = \frac{\text{masa do elemento}}{\text{masa total composto}} \cdot 100 = \frac{2}{18} \cdot 100 = 11,1 \% ; \% \text{O} = 100 - 11,1 = 88,9 \%$$

Exercicio 2

a) Na combustión, todo o carbono (C) do CO_2 procede dos 5,00 g do composto orgánico.

$$n(\text{mol } \text{CO}_2) = m / M = 11,9 \text{ g} / (44 \text{ g/mol } \text{CO}_2) = 0,270 \text{ mol } \text{CO}_2$$

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

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

Todo o hidróxeno (H) do H_2O procede dos 5,00 g do composto orgánico.

$$n(\text{mol } \text{H}_2\text{O}) = m / M = 6,10 \text{ g} / (18 \text{ g/mol } \text{H}_2\text{O}) = 0,339 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

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

$$m(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot M(\text{H}) = 0,678 \text{ mol H} \cdot 1,01 \text{ g H / mol H} = 0,68 \text{ g H}$$

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:

elemento	masa (g)	Moles de at.	relación	nº enteiro
C	3,25	$3,25/12 = 0,270$	$0,270/0,0670 = 4,03$	4
H	0,68	$0,68/1,01 = 0,678$	$0,678/0,0670 = 10,1$	10
O	1,07	$1,07/16 = 0,0670$	$0,0670/0,0670 = 1$	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.

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

Utilizamos a presión en Pa logo que a constante R está expresada no S.I. :

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

$$M_{\text{mol}} = m (\text{g}) / n (\text{mol}) = 2,00 \text{ g} / 0,0271 \text{ mol} = 73,9 \text{ g/mol}$$

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.

Exercicio 3

a) Na disolución de nítrico as masas e cantidades con 3 cifras significativas son:

	M_{mol} (g/mol)	masa (g)	cantidade (mol)
<i>D disolución</i>		$V_D \cdot \rho_D = 1,00 \text{ L} \cdot 1,36 \times 10^3 \text{ g/L} = 1360$	
<i>s soluto (HNO₃)</i>	63	$0,60 \cdot 1360 = 816$	$\frac{816}{63} = 13,0$
<i>d disolvente (H₂O)</i>		$1360 - 816 = 544$	

A molaridade **M** será: $M = n_s / V = 13,0 \text{ mol HNO}_3 / \text{dm}^3$, ou $13,0 \text{ mol HNO}_3 / \text{L}$, ou **13 M**

b) A molalidade **m** dunha disolución é a relación do soluto **s** ao disolvente **d** en mol/kg

$$m = n_s / m_d = 13,0 \text{ mol HNO}_3 / 0,544 \text{ kg d} = 23,9 \text{ mol HNO}_3 / \text{kg H}_2\text{O}; \text{ ou } \mathbf{23,9 m}$$

c) En 100 mL de disolución D_{diluida} do 20 % e densidade $1,07 \text{ g/cm}^3$ haberá:

$$m (\text{HNO}_3) = 100 \text{ cm}^3 D_{\text{diluida}} \cdot \frac{1,07 \text{ g}}{1,00 \text{ cm}^3 D_{\text{diluida}}} \cdot \frac{20,0 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g } D_{\text{diluida}}} = 21,4 \text{ g HNO}_3$$

Estes 21,4 g de nítrico estarán contidos no volume V de ácido nítrico concentrado do 60% e densidade $1,36 \text{ g/cm}^3$ que hai que medir:

$$V = 21,4 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g } D}{60 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1,00 \text{ cm}^3 D}{1,36 \text{ g/D}} = 26,2 \text{ cm}^3 \text{ disolución concentrada}$$

Exercicio 4

a) As masas e cantidades (con 3 cifras significativas) son:

	M_{mol} (g/mol)	masa (g)	cantidade (mol)
<i>D disolución</i>		$V \cdot \rho = 1500 \text{ mL} \cdot 1,05 \text{ g/mL} = 1580$	
<i>s soluto (H₂SO₄)</i>	98,1	147	$147 / 98,1 = 1,50$
<i>d disolvente (H₂O)</i>	18,0	$1580 - 147 = 1430$	$1430 / 18,0 = 79,4$

A molaridade **M** dunha disolución é a concentración do soluto **s** en mol/L

$$M_{[\text{H}_2\text{SO}_4]} = n_s / V_D = 1,50 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 1,50 \text{ L D} = 1,00 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / \text{L D} = 1,00 \text{ M}$$

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:

$$\Sigma n = 1,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 + 79,4 \text{ mol H}_2\text{O} = 80,9 \text{ mol total}$$

A fracción molar do soluto (ácido sulfúrico) x_s é:

$$x_s = n_s / n_{\text{total}} = 1,50 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 80,9 \text{ mol total} = 0,0185$$

A fracción molar do disolvente (auga) x_d é:

$$x_d = n_d / n_{\text{total}} = 79,4 \text{ mol H}_2\text{O} / 80,9 \text{ mol total} = 1 - 0,0185 = 0,982$$

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

$$\% s = m_s / m_{\text{disolución}} \cdot 100 = 147 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / 1580 \text{ g D} \cdot 100 = 0,0930 \cdot 100 = 9,30 \%$$

Exercicio 5

As masas, cantidades e fraccións molares son:

	<i>masa (g)</i>	<i>M_{mol} (g/mol)</i>	<i>cantidade (mol)</i>	<i>fracción molar</i>
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:

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

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

$$P(\text{H}_2) = P_{\text{total}} \cdot x(\text{H}_2) = 3,9 \text{ atm} \cdot 0,63 = 2,5 \text{ atm}$$

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

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

$$\text{Éste último tamén por diferenza: } P(\text{CH}_4) = P_{\text{total}} - (P(\text{H}_2) + P(\text{N}_2)) = 3,9 - (2,5 + 0,7) = 0,7 \text{ atm}$$

Exercicio 6

$$d = \frac{m(g)}{V} = \frac{P \cdot M}{RT} = \frac{0,8 \text{ atm} \cdot 46 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / (\text{K} \cdot \text{mol}) \cdot 310 \text{ K}} = 1,45 \text{ g/L}$$

Exercicio 7

a) $M_{\text{Mol}}(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$; $M_{\text{Mol}}(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g/mol}$

A presión en atm é : $P = 740 \text{ mm Hg}$. $1 \text{ atm}/760 \text{ mm} = 0,97 \text{ atm}$

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

Escribimo-la reacción e axustamos:



A cantidade do reactivo $\text{CaCO}_3 (\text{s})$ tendo en conta o rendemento (60%) é:

$$n \text{ CaCO}_3 = 200 \text{ g pedra calcária} \cdot \frac{60,0 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g pedra}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} = 1,20 \text{ mol CaCO}_3$$

Da estequiometría da reacción dedúcese:

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

b)

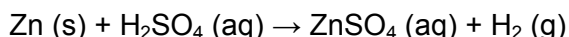
$$n \text{ CO}_2 = 1,20 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 1,20 \text{ mol CO}_2$$

Supondo un comportamento ideal para o gas o volumen de CO_2 será :

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,20 \text{ mol CO}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 29,3 \text{ L CO}_2 = 0,0293 \text{ m}^3$$

Exercicio 8

A ecuación axustada é:



Determinamos cal é o reactivo limitante. Para iso calculamos os moles de cada reactivo (12 g de Zn e 10 ml disolución (D) de sulfúrico):

$$n \text{ Zn} = 12 \text{ g mineral} \cdot \frac{60 \text{ g Zn}}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,11 \text{ mol Zn}$$

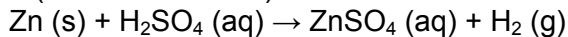
$$n \text{ H}_2\text{SO}_4 = 10 \text{ ml D} \cdot \frac{1,823 \text{ g D}}{1 \text{ ml D}} \cdot \frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,18 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Como reaccionan mol a mol, o ácido sulfúrico (0,18 moles) está en exceso respecto o Zn (0,11 moles) e o **Zn** é o **reactivo limitante**, utilizaremos pois o Zn para saber o sulfato de cinc producido.

$$m \text{ ZnSO}_4 = 0,11 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 17,7 \text{ g ZnSO}_4$$

Exercicio 9

A partir dos 0,11 moles de Zn (reactivo limitante) de acordo co exercizo anterior:



$$n_{\text{H}_2} = 0,11 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2 \text{ teórico}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{0,65 \text{ mol H}_2 \text{ real}}{1 \text{ mol H}_2 \text{ teórico}} = 0,072 \text{ mol H}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,072 \text{ mol H}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1,8 \text{ L}$$

Exercicio 10

Aparecen en negrita as solucións deste exercizo:

FÓRMULA	NOME	FÓRMULA	NOME
KH	Hidruro de potasio	Mg(ClO₃)₂	Clorato de magnesio
CoH ₂	Hidruro de cobalto (II) ou Hidruro cobaltoso	Al ₂ (SO ₄) ₃	Sulfato de aluminio ou Tetraoxosulfato (VI) de aluminio
SbH₃	Estibamina	Pt₃(AsO₃)₂	Arsenito de platino (II)
H ₂ Te	Telururo de hidróxeno ou ácido telurhídrico	FeSO ₃	Sulfito de ferro (II) ou Trioxosulfato (IV) de ferro (II)
SnO₂	Óxido estánnico	CaCO₃	Carbonato cálcico
Br ₂ O ₅	Anhídrido brómico ou Óxido de bromo (V)	Ba(NO ₃) ₂	Nitrato de bario ou Trioxonitrato (V) de bario
NaOH	Hidróxido de sodio	Cu₃SbO₄	Antimoniato cuproso
HIO ₂	Ácido lodoso ou Dioxoclorato (III) de hidróxeno	Zn ₃ (PO ₃) ₂	Fosfito de cinc ou Trioxofosfato (III) de cinc
Ag₃P	Fosfuro de prata	Na₂SO₄	Sulfato sódico