

ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA C/PE DA CALHETA

Física e Química A – 11.º Ano

Ficha de trabalho de iniciação Q1.1 – n.º 1

Nome: _____ N.º: _____ Turma: _____

Unidade 1: Equilíbrio Químico / 1.1: Aspetos quantitativos das reações químicas**1.1.1. Reações químicas. Cálculos estequiométricos.****Dados:** Consulte as massas atómicas relativas necessárias na Tabela Periódica.

$$V_m(\text{PTN}) = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} \mid N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

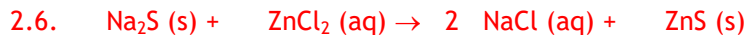
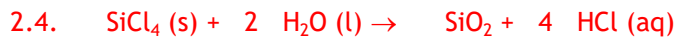
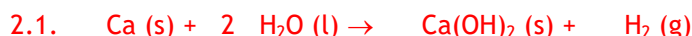
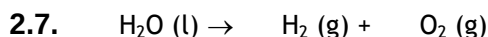
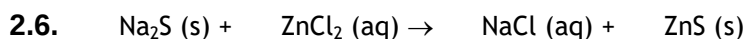
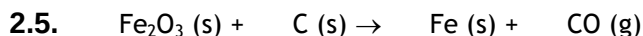
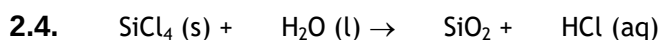
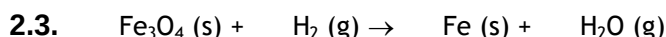
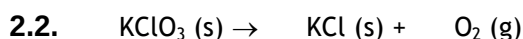
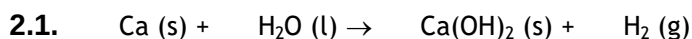
1. Selecione a opção correta.

A. Numa reação química formam-se novas ligações nos reagentes e ocorre a rutura de ligações nos produtos da reação.

B. Numa reação química parte-se de uma ou mais substâncias e obtêm-se uma ou mais substâncias.

C. Numa reação química o número total de átomos de cada elemento presente no sistema reacional mantém-se constante, mas a massa total do sistema pode variar.

D. Num sistema reacional as proporções em que os reagentes reagem entre si e as proporções em que se formam os produtos da reação variam.

2. Acerte os seguintes esquemas químicos:**3. Considerando as reações químicas anteriores indique quais representam reações de decomposição e de síntese.**

A reação de síntese é: 2.8.

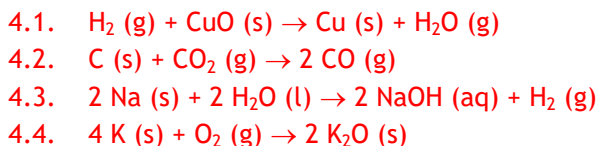
As reações de decomposição são: 2.7. e 2.2.

4. Escreva as equações químicas que traduzem as reações químicas seguintes.

4.1. O dihidrogénio gasoso reage com o óxido de cobre (II), CuO, no estado sólido, para originar cobre metálico e água, no estado gasoso.

4.2. O carvão, no estado sólido, reage com o dióxido de carbono, CO₂, no estado gasoso, para formar monóxido de carbono, CO, no estado gasoso.

- 4.3. O sódio metálico reage com a água líquida, originando o respetivo hidróxido, NaOH, em solução aquosa, e libertando dihidrogénio, no estado gasoso.
- 4.4. O potássio metálico ao sofrer uma combustão no seio do dióxigénio gasoso dá origem o óxido de potássio, K₂O, no estado sólido.



5. Precisamos de calcular a massa de carbono existente em 112,0 dm³ de dióxido de carbono, nas condições PTN? Considere as seguintes alíneas para chegar à massa pretendida.

Dado: $M(\text{C}) = 12,01 \text{ g mol}^{-1}$; $V_m = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$

- 5.1. Calcule a quantidade química de CO₂ presente em 112,0 dm³ de CO₂, nas referidas condições.
- 5.2. Qual a quantidade de carbono (“número de moles”) que existe na quantidade de CO₂ encontrada na alínea anterior.
- 5.3. Qual a massa de carbono que corresponde à quantidade de carbono da alínea anterior.

5.1. $V_m = \frac{V}{n} \Leftrightarrow n = \frac{V}{V_m} = \frac{112,0}{22,4} = 5,00 \text{ mol CO}_2$

5.2. Em 1 mol de CO₂ existem 1 mol de C, assim 5,00 mol de CO₂ tem 5,00 mol de C.

Ou...

1 mol C	— — —	1 mol CO ₂	$\Leftrightarrow$	x	= 5,00 mol de C
x	— — —	5,00 mol de CO ₂			

5.3. $M(\text{C}) = \frac{m}{n} \Leftrightarrow m = n \times M(\text{C}) = 5,00 \text{ mol} \times 12,01 \text{ g/mol} = 60,05 \text{ g de C}$

6. Quando o metano, CH₄, arde no ar, os únicos produtos da reação são o dióxido de carbono, CO₂, e o vapor de água, H₂O. Dado: $M(\text{CH}_4) = 16,05 \text{ g mol}^{-1}$

- 6.1. Escreva a respetiva equação química, devidamente acertada.
- 6.2. Que quantidade de oxigénio se consome na combustão de 8,0 g de metano?
- 6.3. Selecione a opção que corresponde ao volume de dióxido de carbono que, nas condições de pressão e temperatura normais (PTN), é libertado na combustão de 8,0 g de metano.

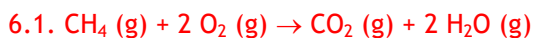
(A) 44,8 dm³

(B) 22,4 dm³

(C) 11,2 dm³

(D) 5,6 dm³

- 6.4. Quantas moléculas de água se formam quando se obtêm 112 cm³ de dióxido de carbono?



6.2. 1.º $n = \frac{m}{M} = \frac{8,0}{16,05} = 0,50 \text{ mol de CH}_4$

A relação estequiométrica que existe entre o CH₄ e o O₂:

2.º $\begin{array}{ccccccc} 1 \text{ mol CH}_4 & - & - & - & 2 \text{ mol O}_2 & \Leftrightarrow & x \\ 0,50 \text{ mol} & - & - & - & x & & \end{array}$

6.3. 1.º $n = \frac{m}{M} = \frac{8,0}{16,05} = 0,50 \text{ mol de CH}_4$

A relação estequiométrica que existe entre o CH₄ e o CO₂:

2.º $\begin{array}{ccccccc} 1 \text{ mol CH}_4 & - & - & - & 1 \text{ mol CO}_2 & \Leftrightarrow & x \\ 0,50 \text{ mol} & - & - & - & x & & \end{array}$

3.º $V = n \times V_m = 0,50 \times 22,4 = 11,2 \text{ dm}^3 \text{ de CO}_2$

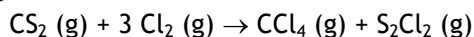
6.4. 1.º $n = \frac{V}{V_m} = \frac{0,112}{22,4} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol de CO}_2$

a relação estequiométrica que existe entre o H₂O e o CO₂:

2.º $\begin{array}{ccccccc} 1 \text{ mol CO}_2 & - & - & - & 2 \text{ mol H}_2\text{O} & \Leftrightarrow & x \\ 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} & - & - & - & x & & \end{array}$

3.º $N = n \times N_A = 1,0 \times 10^{-2} \times 6,02 \times 10^{23} = 6,02 \times 10^{21} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$

7. A equação química seguinte traduz a reação de síntese do tetracloreto de carbono, CCl_4 , que é um solvente e matéria-prima na produção de refrigerantes e aerossóis.



Determine, nas condições PTN:

7.1. A massa de CCl_4 que se obtém quando se consomem $16,8 \text{ dm}^3$ de Cl_2 ;

7.2. A quantidade química de CS_2 que é necessária para que se consumam $16,8 \text{ dm}^3$ de Cl_2 .

$$M(\text{CS}_2) = 76,15 \text{ g mol}^{-1}; M(\text{Cl}_2) = 70,90 \text{ g mol}^{-1}; M(\text{CCl}_4) = 153,81 \text{ g mol}^{-1}; M(\text{S}_2\text{Cl}_2) = 102,97 \text{ g mol}^{-1};$$

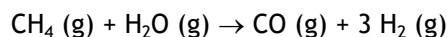
7.1.

- $n = \frac{V}{V_m} = \frac{16,8}{22,4} = 0,75 \text{ mol Cl}_2$
- $3 \text{ mol Cl}_2 \text{ --- } 1 \text{ mol CCl}_4 \Leftrightarrow x = 0,25 \text{ mol de CCl}_4$
 $0,75 \text{ mol --- } x$
- $m = n \times M = 0,25 \times 153,81 = 38,5 \text{ g CCl}_4$

7.2.

- $n = \frac{V}{V_m} = \frac{16,8}{22,4} = 0,75 \text{ mol Cl}_2$
- $3 \text{ mol Cl}_2 \text{ --- } 1 \text{ mol CS}_2 \Leftrightarrow x = 0,25 \text{ mol de CS}_2$
 $0,75 \text{ mol --- } x$

8. O hidrogénio H_2 (g), usado na produção de amoníaco é normalmente obtido a partir do gás natural, essencialmente constituído por metano, CH_4 (g), numa reação que pode ser traduzida pela equação química seguinte:



Considere a reação completa de 960 kg de metano, com excesso de vapor de água.

- 8.1. Calcule o volume de H_2 que se obtém, medido nas condições PTN, pela reação completa de 960 kg de metano.

- 8.2. Que massa de monóxido de carbono se libertaria se se tivessem consumido 480 kg de metano, com excesso de vapor de água? Apresente todas as etapas de resolução.

8.1. $M(\text{CH}_4) = 16,05 \text{ g mol}^{-1}$

$$1.^{\circ} \quad n = \frac{m}{M} = \frac{960000}{16,05} = 5,98 \times 10^4 \text{ mol CH}_4$$

$$2.^{\circ} \quad \begin{array}{l} 1 \text{ mol CH}_4 \text{ --- } 3 \text{ mol H}_2 \\ 5,98 \times 10^4 \text{ mol --- } x \\ x = 5,98 \times 10^4 \times 3 = 1,79 \times 10^5 \text{ mol H}_2 \end{array}$$

$$3.^{\circ} \quad V = n \times V_m = 1,79 \times 10^5 \times 22,4 = 4,01 \times 10^6 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$$

8.2. $M(\text{CO}) = 28,01 \text{ g mol}^{-1}$

$$1.^{\circ} \quad n = \frac{m}{M} = \frac{480000}{16,05} = 2,99 \times 10^4 \text{ mol CH}_4$$

$$2.^{\circ} \quad \begin{array}{l} 1 \text{ mol CH}_4 \text{ --- } 1 \text{ mol CO} \\ 2,99 \times 10^4 \text{ mol --- } x \\ x = 2,99 \times 10^4 \text{ mol CO} \end{array}$$

$$3.^{\circ} \quad m = n \times M = 2,99 \times 10^4 \times 28,01 = 8,37 \times 10^5 \text{ g CO}$$

9. Na decomposição completa, por ação do calor, de 6,13 g de clorato de potássio, KClO_3 (s), obtém-se cloreto de potássio, KCl (s) e oxigénio, O_2 (g), de acordo com a seguinte equação química:



Selecione a opção correta.

- A. O volume de O_2 libertado, nas condições PTN, é 840 mL.
 B. A quantidade de iões K^+ que se forma é $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$.
 C. A massa de KCl formada é 3,73 g.
 D. A quantidade de KClO_3 consumida é $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$.

R: A resposta correta é a opção C:

Dados: $M(\text{KClO}_3) = 122,55 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{KCl}) = 74,55 \text{ g mol}^{-1}$;

$$n = \frac{m}{M} = \frac{6,13}{122,55} = 0,050 \text{ mol KClO}_3$$

Opção A:

- $2 \text{ mol KClO}_3 \longrightarrow 3 \text{ mol O}_2 \Leftrightarrow x = 0,075 \text{ mol O}_2$
 $0,050 \text{ mol} \longrightarrow x$
- $V = n \times V_m = 0,075 \times 22,4 = 1,68 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$ **Falso**

Opção B:

- $2 \text{ mol KClO}_3 \longrightarrow 2 \text{ mol K}^+ \Leftrightarrow x = 0,050 \text{ mol K}^+$ **Falso**
 $0,050 \text{ mol} \longrightarrow x$

Opção C:

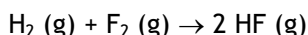
- $2 \text{ mol KClO}_3 \longrightarrow 2 \text{ mol KCl} \Leftrightarrow x = 0,050 \text{ mol KCl}$
 $0,050 \text{ mol} \longrightarrow x$
- $m = n \times M = 0,050 \times 74,55 = 3,73 \text{ g KCl}$ **Verdadeiro**

Opção D:

A quantidade consumida em massa é 6,13 g

$$n = \frac{m}{M} = \frac{6,13}{122,55} = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol KClO}_3 \text{ Falso}$$

10. Considere a reação química completa de $1,50 \times 10^{23}$ moléculas de hidrogénio, de acordo com a equação química seguinte:



10.1. Que massa de HF (g) se obtém?

10.2. Determine o volume libertado de HF (g), nas condições PTN.

10.3. Selecione a opção que completa corretamente a frase seguinte.

A quantidade química de F_2 (g) que se consome é...

- A. 0,25 mol.
- B. 0,50 mol.
- C. 0,75 mol.
- D. 1,0 mol.

10.1. $M(\text{HF}) = 20,01 \text{ g mol}^{-1}$

- $n = \frac{N}{N_A} = \frac{1,50 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 0,25 \text{ mol H}_2$
- $1 \text{ mol H}_2 \longrightarrow 2 \text{ mol HF} \Leftrightarrow x = 0,50 \text{ mol HF}$
 $0,25 \text{ mol} \longrightarrow x$
- $m = n \times M = 0,50 \times 20,01 = 10,0 \text{ g HF}$

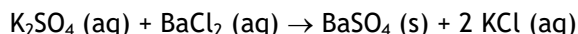
10.2.

- $\left(\begin{array}{l} 1 \text{ mol H}_2 \longrightarrow 2 \text{ mol HF} \\ 0,25 \text{ mol} \longrightarrow x \end{array} \right) \Leftrightarrow x = 0,50 \text{ mol HF}$
- $V = n \times V_m = 0,50 \times 22,4 = 11,2 \text{ dm}^3 \text{ HF}$

10.3

- $1 \text{ mol H}_2 \longrightarrow 1 \text{ mol F}_2 \Leftrightarrow x = 0,25 \text{ mol F}_2$
 $0,25 \text{ mol} \longrightarrow x$

11. Ao fazer reagir $100,0 \text{ cm}^3$ de uma solução aquosa de sulfato de potássio, K_2SO_4 (aq), com outra solução aquosa de cloreto de bário, BaCl_2 (aq), obtiveram-se 2,33 g de precipitado de sulfato de bário, de acordo com a seguinte equação química:



Determine:

11.1. A quantidade química de K_2SO_4 na solução;

11.2. A massa de BaCl_2 que reagiu;

11.3. A concentração molar dos iões K^+ na solução inicial de K_2SO_4 .

11.1. $M(\text{BaSO}_4) = 233,37 \text{ g mol}^{-1}$

- $n = \frac{m}{M} = \frac{2,33}{233,37} = 0,010 \text{ mol de BaSO}_4$
- $1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 1 \text{ mol BaSO}_4 \Leftrightarrow x = 0,010 \text{ mol K}_2\text{SO}_4$
 $x \longrightarrow 0,010 \text{ mol}$

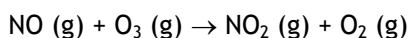
11.2. $M(\text{BaCl}_2) = 208,20 \text{ g mol}^{-1}$

- $1 \text{ mol BaSO}_4 \longrightarrow 1 \text{ mol BaCl}_2 \Leftrightarrow x = 0,010 \text{ mol BaCl}_2$
 $0,010 \text{ mol} \longrightarrow x$
- $m = n \times M = 0,010 \times 208,20 = 2,08 \text{ g BaCl}_2$

11.3.

- $1 \text{ mol } K_2SO_4 \longrightarrow 2 \text{ mol } K^+ \Leftrightarrow x = 0,020 \text{ mol } K^+$
 $0,010 \text{ mol} \longrightarrow x$
- $c = \frac{n}{V} = \frac{0,020 \text{ mol } K^+}{100,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,200 \text{ mol dm}^{-3}$

12. Uma das reações que traduzem a destruição do ozono na atmosfera pode ser representada através da seguinte equação química:



Um avião supersónico de transporte de passageiros liberta para a atmosfera 3,0 t de monóxido de nitrogénio por cada hora de voo

12.1. Determine a massa de ozono que sofre destruição num voo com sete horas de duração.

12.2. Que volume de oxigénio se liberta durante sete horas do voo, nas condições PTN?

12.1. R: $m = 3,4 \times 10^7 \text{ g de } O_3$

$M(NO) = 30,01 \text{ g mol}^{-1}$; $M(O_3) = 48,00 \text{ g mol}^{-1}$

Cada hora de voo $\Rightarrow 3,0 \times 10^6 \text{ g de NO}$

- $n = \frac{m}{M} \Rightarrow \frac{3,0 \times 10^6}{30,01} = 1,0 \times 10^5 \text{ mol de NO}$
- $1 \text{ mol NO} \longrightarrow 1 \text{ mol } O_3 \Leftrightarrow x = 1,0 \times 10^5 \text{ mol } O_3$
 $1,0 \times 10^5 \text{ mol} \longrightarrow x$
- $m = n \times M = 1,0 \times 10^5 \times 48,00 = 4,8 \times 10^6 \text{ g } O_3$

Em 7 hora de duração:

- $m = 4,8 \times 10^6 \text{ g } O_3 \times 7 = 3,4 \times 10^7 \text{ g } O_3$

12.2. R: $V = 1,6 \times 10^7 \text{ dm}^3 O_2$

- $1 \text{ mol NO} \longrightarrow 1 \text{ mol } O_2 \Leftrightarrow x = 1,0 \times 10^5 \text{ mol } O_2$
 $1,0 \times 10^5 \text{ mol} \longrightarrow x$
- $V = n \times V_m = 1,0 \times 10^5 \times 22,4 = 2,24 \times 10^6 \text{ dm}^3 O_2$

Em 7 hora de duração:

- $m = 2,24 \times 10^6 \text{ dm}^3 O_2 \times 7 = 1,6 \times 10^7 \text{ dm}^3 O_2$