

ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA DA CALHETA

Física e Química A – 10.º Ano

Ficha de trabalho de iniciação Q1.1 – n.º 2

Nome: _____ N.º: _____ Turma: _____

Unidade 1 / 1.1: Massa e tamanho dos átomos

1.1.3. Massa isotópica e massa atómica relativa média.

1.1.4. Quantidade de matéria e massa molar

1.1.5. Fração molar e fração mássica

1. A tabela ao lado fornece informação para obter a massa relativa do elemento magnésio.

Isótopo	Massa isotópica relativa	Abundância
$^{24}_{12}\text{Mg}$	23,98504	78,99%
$^{25}_{12}\text{Mg}$	24,98584	10,00%
$^{26}_{12}\text{Mg}$	25,98259	11,01%

- 1.1. Os átomos de magnésio-24 ($^{24}_{12}\text{Mg}$) e magnésio-25 ($^{25}_{12}\text{Mg}$) representam dois isótopos do magnésio que têm:

- ➡ **A. O mesmo número de prótons e diferente número de neutrões.**
 B. Igual número atómico e diferente número de eletrões.
 C. Diferente número de eletrões e de prótons.
 D. Igual número de massa e diferente número atómico.

- 1.2. O átomo de magnésio-26 ($^{26}_{12}\text{Mg}$) é constituído por:

- ➡ **A. 12 prótons, 14 neutrões e 12 eletrões.**
 B. 26 neutrões, 12 eletrões e 12 prótons.
 C. 14 eletrões, 26 neutrões e 12 prótons.
 D. 12 eletrões, 14 neutrões e 26 prótons.

2. Existem três isótopos estáveis do elemento néon. O quadro dá informação sobre esses isótopos.

- 2.1. Indique, justificando, qual das massas isotópicas relativas estará mais próxima do valor da massa atómica relativa média do néon.

A massa isotópica mais próxima da massa atómica relativa média é a 19,99 pois ele átomo tem 90,48% de abundância.

Massa isotópica relativa	Abundância relativa / %
19,99	90,48
20,99	0,27
21,99	9,24

- 2.2. Calcule a massa atómica relativa média do néon.

$$A_r(\text{Ne}) = \frac{19,99 \times 90,48 + 20,99 \times 0,27 + 21,99 \times 9,24}{100} = 20,17$$

3. Suponha que o elemento X tem dois isótopos, X-14 e X-15, e que a massa isotópica relativa do X-15 é 15,0001. Sabendo que a massa atómica relativa média de X é 14,0067:

- 3.1. Indique, justificando sem recorrer a cálculos, qual dos dois isótopos (X-14 ou X-15) é o mais abundante;

- 3.2. Determine a massa isotópica do isótopo X-14, sabendo que a abundância de X-15 é 0,364%.

3.1. X-14, pois é aquele cuja massa isotópica relativa está mais próxima da massa atómica relativa do elemento X.

$$3.2. A_r(X) = \frac{A_r(X-14) \times Ab(X-14)\% + A_r(X-15) \times Ab(X-15)\%}{100} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow 14,0067 = \frac{A_r(X-14) \times (100 - 0,364) + 15,0001 \times 0,364}{100} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow A_r(X-14) = 14,0031$$

4. Os dois isótopos naturais do lítio mais estáveis são o ^6Li e o ^7Li , cujas massas isotópicas relativas são, respetivamente, 6,015121 e 7,016003. Sabe-se que em cada 400 átomos de lítio, 30 são do isótopo com menos neutrões. Determine a massa atómica relativa média do lítio considerando que a contribuição dos outros isótopos do lítio não é relevante.

A abundância relativa do isótopo com menos neutrões é $\frac{30}{400} = 0,075$ (7,5%)

$$A_r(Li) = 6,015121 \times 0,075 + 7,016003 \times (1 - 0,075) = 6,940937$$

5. Quantos átomos existem em: (**Dados: $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$**)

5.1. 0,5 mol de átomos de Hélio (He). $N = n N_A = 0,5 \times 6,022 \times 10^{23} = 3,011 \times 10^{23}$ átomos He

5.2. 5 mol de átomos de Néon (Ne). $N = n N_A = 5 \times 6,022 \times 10^{23} = 3,011 \times 10^{24}$ átomos Ne

5.3. 2 mol de átomos de Hidrogénio (H). $N = n N_A = 2 \times 6,022 \times 10^{23} = 1,204 \times 10^{24}$ átomos H

6. Qual a quantidade de matéria (mol) existente em: (**Dados: $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$**)

6.1. $3,011 \times 10^{23}$ átomos de H. $n = \frac{N}{N_A} = \frac{3,011 \times 10^{23}}{6,022 \times 10^{23}} = 0,5 \text{ mol}$

6.2. $6,022 \times 10^{24}$ átomos de C. $n = \frac{N}{N_A} = \frac{6,022 \times 10^{24}}{6,022 \times 10^{23}} = 10 \text{ mol}$

6.3. $9,033 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O . $n = \frac{N}{N_A} = \frac{9,033 \times 10^{23}}{6,022 \times 10^{23}} = 1,5 \text{ mol}$

7. Quantos átomos de hidrogénio existem em:

7.1. 2 mol de moléculas de hidrogénio (H_2). $N = 2 n N_A = 2 \times 2 \times 6,022 \times 10^{23} = 2,409 \times 10^{24}$ átomos de H

7.2. 1 mol de moléculas de metano (CH_4). $N = 4 n N_A = 4 \times 1 \times 6,022 \times 10^{23} = 2,409 \times 10^{24}$ átomos de H

7.3. 0,5 mol de moléculas de butano (C_4H_{10}). $N = 10 n N_A = 10 \times 0,5 \times 6,022 \times 10^{23} = 3,011 \times 10^{24}$ átomos de H

8. A partir dos dados de massas atómicas relativas fornecidos calcule as massas molares de:

8.1. H_2O (água) $M(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}) \times 2 + M(\text{O}) = 1,01 \times 2 + 16,00 = \underline{18,02 \text{ g/mol}}$

8.2. CO_2 (dióxido de carbono) $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + M(\text{O}) \times 2 = 12,01 + 16,00 \times 2 = \underline{44,01 \text{ g/mol}}$

8.3. CH_4 (metano) $M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + M(\text{H}) \times 4 = 12,01 + 1,01 \times 4 = \underline{16,05 \text{ g/mol}}$

8.4. O_2 (Oxigénio) $M(\text{O}_2) = M(\text{O}) \times 2 = 16,00 \times 2 = \underline{32,00 \text{ g/mol}}$

8.5. N_2 (Nitrogénio) $M(\text{N}_2) = M(\text{N}) \times 2 = 14,01 \times 2 = \underline{28,02 \text{ g/mol}}$

8.6. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glicose) $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = M(\text{C}) \times 6 + M(\text{H}) \times 12 + M(\text{O}) \times 6 =$
 $= 12,01 \times 6 + 1,01 \times 12 + 16,00 \times 6 = \underline{180,18 \text{ g/mol}}$

Dados:

$A_r(\text{H}) = 1,01$

$A_r(\text{O}) = 16,00$

$A_r(\text{C}) = 12,01$

$A_r(\text{N}) = 14,01$

9. Considerando os resultados de massas molares da pergunta anterior calcule:

9.1. A quantidade de matéria das seguintes substâncias:

9.1.1. 36 g de H_2O $n = \frac{m}{M} = \frac{36}{18,02} = 2,0 \text{ mol}$

9.1.2. 44 g de O_2 $n = \frac{m}{M} = \frac{44}{32,00} = 1,4 \text{ mol}$

9.1.3. 48 g de CH_4 $n = \frac{m}{M} = \frac{48}{16,05} = 3,0 \text{ mol}$

9.1.4. 8 g de O_2 $n = \frac{m}{M} = \frac{8}{32,00} = 0,25 \text{ mol}$

9.1.5. 14 g de N_2 $n = \frac{m}{M} = \frac{14}{28,02} = 0,50 \text{ mol}$

9.1.6. 18 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ $n = \frac{m}{M} = \frac{18}{180,18} = 0,10 \text{ mol}$

9.2. A massa das seguintes quantidades de matéria:

9.2.1. 5 mol de H_2O $m = n \times M = 5 \times 18,02 = 90,1 \text{ g}$

9.2.2. 0,5 mol de O_2 $m = n \times M = 0,5 \times 32,00 = 16,0 \text{ g}$

9.2.3. 3 mol de CH_4 $m = n \times M = 3 \times 16,05 = 48,2 \text{ g}$

9.2.4. 2 mol de O_2 $m = n \times M = 2 \times 32,00 = 64,0 \text{ g}$

9.2.5. 5 mol de N_2 $m = n \times M = 5 \times 28,02 = 140 \text{ g}$

9.2.6. 0,5 mol de $C_6H_{12}O_6$ $m = n \times M = 0,5 \times 180,18 = 90,1 \text{ g}$

10. Indique, em cada caso, qual a amostra que tem maior número de moléculas.

10.1. 1 mol de CO_2

$N = n \times N_A = 1 \times 6,022 \times 10^{23} = 6,022 \times 10^{23}$ moléculas

ou 30,0 g de CO.

1.º Calcular a Massa molar do CO:

$M(CO) = M(C) + M(O) = 12,01 + 16,00 = 28,01 \text{ g/mol}$

2.º calcular a quantas moles corresponde 30,0 g de CO:

$n = \frac{m}{M} = \frac{30,0}{28,01} = 1,07 \text{ mol}$

(através desta quantidade já sabemos que 30,0 g já tem mais moléculas do que 1 mol de CO_2)

3.º calcular o número de moléculas:

$N = n \times N_A = 1,07 \times 6,022 \times 10^{23} = 6,44 \times 10^{23}$ moléculas

R: A amostra que tem mais moléculas é 30,0 g de CO

10.2. 22,5 g de H_2O

1.º Calcular a Massa molar do H_2O :

$M(H_2O) = M(H) \times 2 + M(O) = 1,01 \times 2 + 16,00 = 18,02 \text{ g/mol}$

2.º calcular a quantas moles corresponde 22,5 g de H_2O :

$n = \frac{m}{M} = \frac{22,5}{18,02} = 1,25 \text{ mol}$

3.º calcular o número de moléculas:

$N = n \times N_A = 1,25 \times 6,022 \times 10^{23} = 7,53 \times 10^{23}$ moléculas

ou $3,011 \times 10^{23}$ moléculas de H_2 .

Não é preciso calcular pois já está em moléculas

R: A amostra que tem mais moléculas é 22,5 g de H_2O

10.3. 0,25 mol de NH_3 ou 1,6 g de O_2 .

1.º Calcular a Massa molar do O_2 :

$M(O_2) = M(O) \times 2 = 16,00 \times 2 = 32,00 \text{ g/mol}$

2.º calcular a quantas moles corresponde 1,6 g de O_2 :

$n = \frac{m}{M} = \frac{1,6}{32,00} = 0,05 \text{ mol de } O_2$

(através desta quantidade já sabemos que 1,6 g de O_2 (0,05 mol de O_2) tem menos moléculas do que 0,25 mol de NH_3 . Porque o número de moléculas será sempre um múltiplo do número de moles $\times 6,022 \times 10^{23}$.

R: A amostra que tem mais moléculas é 0,25 mol de NH_3

11. O gráfico ao lado relaciona a massa de uma amostra de uma certa substância molecular com o número de moléculas existente nessa amostra.

11.1. Qual é a massa da amostra que contém 0,5 mol de moléculas?

11.2. Determine a massa molar da substância em estudo.

11.1. 0,5 mol $\Rightarrow 3,00 \times 10^{23}$ moléculas ($n = \frac{N}{N_A} \Leftrightarrow 0,5 = \frac{N}{6,02 \times 10^{23}} \Leftrightarrow N = 3,00 \times 10^{23}$ moléculas)

A partir do gráfico pode concluir-se que $3,00 \times 10^{23}$ moléculas têm a massa de 19 g

11.2. $M = \frac{m}{n} = \frac{19}{0,5} = 38 \text{ g mol}^{-1}$

12. Qual é a massa molar de uma substância molecular em que a massa de $2,1 \times 10^{20}$ moléculas é 15,4 mg?

$n = \frac{N}{N_A} = \frac{2,1 \times 10^{20}}{6,02 \times 10^{23}} = 3,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$

$M = \frac{m}{n} = \frac{15,4 \times 10^{-3}}{3,5 \times 10^{-4}} = 44 \text{ g mol}^{-1}$

13. A massa de uma amostra com $6,02 \times 10^{20}$ moléculas de uma substância elemental triatómica é 48,0 mg. Identifique a substância em causa.

$$m = 3 \times n \times M \Leftrightarrow 48,0 \times 10^{-3} = 3 \times \frac{6,02 \times 10^{20}}{6,02 \times 10^{23}} \times M$$

$M = 16,0 \text{ g mol}^{-1}$; o elemento é o oxigénio (O), logo a substância é o ozono (O_3)

14. A tabela seguinte apresenta a composição de uma amostra de ar seco. Calcule:

- 14.1. A fração molar de O_2 .

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{N_2} + n_{O_2} + n_{outros}} = \frac{0,047}{0,174 + 0,047 + 0,002} <= > x_{O_2} = 0,21$$

Gás	Quantidade de matéria / mol
N_2	0,174
O_2	0,047
outros	0,002

- 14.2. A fração molar de N_2 .

$$x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{N_2} + n_{O_2} + n_{outros}} = \frac{0,174}{0,174 + 0,047 + 0,002} <= > x_{N_2} = 0,78$$

- 14.3. Apresente os valores das alíneas anteriores em percentagem.

$$x_{O_2} = 0,21 \times 100 = 21\%$$

$$x_{N_2} = 0,78 \times 100 = 78\%$$

15. A 25 °C, 1,00 dm³ de ar seco é constituído por 0,89 g de N_2 , 0,30 g de O_2 e 0,020 g de Ar (Árgon). Determine:

Dados: $M(N_2) = 28,00 \text{ g/mol}$; $M(O_2) = 32,00 \text{ g/mol}$; $M(Ar) = 39,95 \text{ g/mol}$

- 15.1. A fração mássica de cada um destes componentes do ar seco.

$$w_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{m_{N_2} + m_{O_2} + m_{Ar}} = \frac{0,89}{0,89 + 0,30 + 0,020} = 0,74$$

$$w_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{m_{N_2} + m_{O_2} + m_{Ar}} = \frac{0,30}{0,89 + 0,30 + 0,020} = 0,25$$

$$w_{Ar} = \frac{m_{Ar}}{m_{N_2} + m_{O_2} + m_{Ar}} = \frac{0,020}{0,89 + 0,30 + 0,020} = 0,017$$

- 15.2. A fração molar de cada um componente do ar seco.

Como os dados estão em massa precisamos de passar para moles usando a massa molar de cada um.

Para 0,89 g de N_2

$$M(N_2) = M(N) \times 2 = 14,01 \times 2 = 28,02 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,89}{28,02} = 0,0318 \text{ mol de } N_2$$

Para 0,30 g de O_2

$$M(O_2) = M(O) \times 2 = 16,00 \times 2 = 32,00 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,30}{32,00} = 0,00938 \text{ mol de } O_2$$

Para 0,020 g de Ar

$$M(Ar) = 39,95 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,020}{39,95} = 0,000500 \text{ mol de Ar}$$

Agora sabendo a quantidade química de cada componente.

$$x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{N_2} + n_{O_2} + n_{Ar}} = \frac{0,0318}{0,0318 + 0,00938 + 0,000500} <=> x_{N_2} = 0,76$$

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{N_2} + n_{O_2} + n_{Ar}} = \frac{0,00938}{0,0318 + 0,00938 + 0,000500} <=> x_{O_2} = 0,23$$

$$x_{Ar} = \frac{n_{Ar}}{n_{N_2} + n_{O_2} + n_{Ar}} = \frac{0,000500}{0,0318 + 0,00938 + 0,000500} <=> x_{Ar} = 0,012$$

15.3. O número de moléculas de O_2 existente numa amostra com $2,5 \text{ dm}^3$ de ar.

Sabemos que em 1 dm^3 existem $0,30 \text{ g}$ de O_2 , em $2,5 \text{ dm}^3$ existem:

$$\frac{1 \text{ dm}^3}{0,30 \text{ g}} = \frac{2,5 \text{ dm}^3}{x} \Leftrightarrow x = 2,5 \times 0,30 = 0,75 \text{ g de } O_2$$

Como a massa molar do $O_2 = 32,00 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,75 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 0,0234 \text{ mol de } O_2$$

O número de moléculas vem:

$$N = n \times N_A = 0,0234 \times 6,022 \times 10^{23} = 1,4 \times 10^{22} \text{ moléculas de } O_2$$