

ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA C/PE DA CALHETA

Física e Química A – 11.º Ano

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

Nome: _____ N.º: _____ Turma: _____

Unidade 1: Equilíbrio Químico / 1.1: Aspetos quantitativos das reações químicas

1.1.2. Reagente limitante e reagente em excesso

1.1.3. Grau de pureza

1.1.4. Reações completas e incompletas. Rendimento da reação.

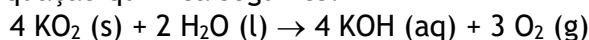
1.1.5. Economia atómica e “Química verde”.

Dados: Consulte as massas atómicas relativas necessárias na Tabela Periódica.

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

1.1.2. Reagente limitante e reagente em excesso

1. O superóxido de potássio, de fórmula química KO_2 , é utilizado em máscaras de respiração para produzir oxigénio de acordo com a equação química seguinte:



Considere que se utilizaram 0,15 mol de KO_2 e 0,10 mol de H_2O .

1.1. Identifique o reagente limitante.

1.2. Que volume de oxigénio se forma, nas condições PTN?

1.1.

$$\text{KO}_2: \frac{n(\text{KO}_2)}{c.e.} = \frac{0,15 \text{ mol}}{4} = 0,0375 \text{ [não tem significado químico – não tem unidades]}$$

$$\text{H}_2\text{O}: \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{c.e.} = \frac{0,10 \text{ mol}}{2} = 0,05 \text{ [não tem significado químico – não tem unidades]}$$

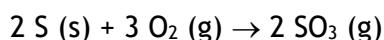
R: KO_2 é o reagente limitante porque está na menor proporção estequiométrica

1.2.

Nos cálculos usar apenas o reagente limitante (SEMPRE):

- $4 \text{ mol KO}_2 \text{ --- } 3 \text{ mol O}_2 \Leftrightarrow x = 0,113 \text{ mol O}_2$
 $0,15 \text{ mol --- } x$
- $V = n \times V_m = 0,113 \times 22,4 = 2,5 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$

2. Fizeram-se reagir 128 g de enxofre com 236 dm³ de oxigénio a 15 °C, de acordo com a seguinte equação química:



Dados: $M(\text{S}) = 32,06 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{O}_2) = 32,00 \text{ g mol}^{-1}$; $V_m = 23,6 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$ (a 15 °C)

2.1. Identifique o reagente limitante nesta reação.

2.2. Calcule a quantidade de reagente em excesso que não reagiu.

2.1.

S: $m = 128 \text{ g}$ através da expressão $n = m/M = 4,00 \text{ mol}$ de S.

O_2 : $V = 236 \text{ dm}^3$ através da expressão $n = V/V_m = 10,0 \text{ mol}$ de O_2 .

$$\text{S}: \frac{4,00 \text{ mol}}{2} = 2,00$$

$$\text{O}_2: \frac{10,0 \text{ mol}}{3} = 3,33$$

R: O reagente limitante é o enxofre porque está na menor proporção estequiométrica.

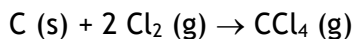
2.2. Usando o reagente limitante:

$$2 \text{ mol S --- } 3 \text{ mol O}_2 \Leftrightarrow x = 6,0 \text{ mol O}_2$$

$$4,00 \text{ mol --- } x$$

R: Ficaram por reagir $10,0 - 6,00 = 4,00 \text{ mol}$ de oxigénio.

3. O tetracloreto de carbono, CCl_4 , é um conhecido solvente de compostos orgânicos e pode ser preparado a partir da grafite, C (s), e do cloro gasoso, Cl_2 (g), de acordo com a equação química seguinte:



Na preparação de CCl_4 (g) fizeram-se reagir 36,0 g de grafite com 112,0 dm³ (PTN) de cloro, Cl_2 (g).

3.1. Qual dos reagentes está em excesso?

3.2. Que massa de reagente em excesso não reage?

3.3. Que quantidade química de tetracloreto de carbono se forma?

3.1.

C: $m = 36,0 \text{ g}$ através da expressão $n = m/M = 3,00 \text{ mol}$ de C.

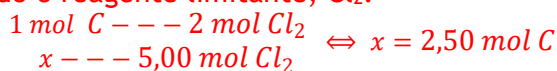
Cl_2 : $V = 112,0 \text{ dm}^3$ através da expressão $n = V/V_m = 5,00 \text{ mol}$ de Cl_2 .

$$\text{C: } \frac{3,00 \text{ mol}}{1} = 3,00$$

$$\text{Cl}_2: \frac{5,00 \text{ mol}}{2} = 2,50$$

R: O reagente em excesso é a grafite porque está na maior proporção estequiométrica.

3.2. Usando o reagente limitante, Cl_2 :

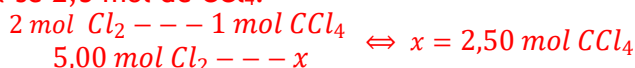


Reage 2,5 mol de átomos de C.

A quantidade que não reage é $3,0 - 2,5 = 0,5 \text{ mol}$ de C que corresponde a uma massa de:

$$m = n \times M = 0,50 \times 12,01 = 6,0 \text{ g C}$$

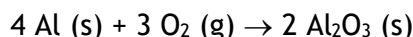
3.3 Forma-se 2,5 mol de CCl_4 .



4. O alumínio dificilmente sofre corrosão, dado que os seus óxidos são insolúveis em água e aderem à superfície do metal formando uma camada fina e protetora.

Nesta proteção, o metal é intencionalmente oxidado, em condições cuidadosamente controladas, para que se forme uma camada fina e aderente ao óxido.

A equação que traduz esta reação é:



Considere que se fizeram reagir 67,5 g de alumínio com 67,2 dm³ de oxigénio, nas condições PTN.

Dados: $M(\text{Al}) = 26,98 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 101,96 \text{ g mol}^{-1}$; $V_m = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$

4.1. Indique o reagente limitante.

4.2. Calcule a massa de óxido de alumínio que se obteve.

4.3. Determine o volume de oxigénio que ficou por reagir.

4.1 $n(\text{Al}) = 2,50 \text{ mol Al}$

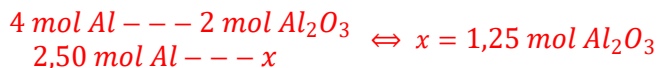
$n(\text{O}_2) = 3,00 \text{ mol O}_2$

$$\text{Al: } \frac{2,50 \text{ mol}}{4} = 0,625 \text{ (limitante)}$$

$$\text{O}_2: \frac{3,00 \text{ mol}}{3} = 1,00$$

R: O reagente limitante é o alumínio porque está em menor proporção estequiométrica.

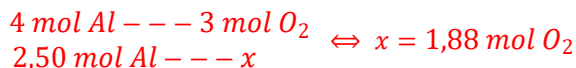
4.2



$$m = n \times M = 1,25 \times 101,96 = 127 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

R: Obtiveram-se 127 g de Al_2O_3 .

4.3

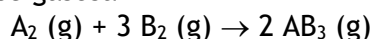


Reagiram 1,88 mol de O_2 .

Como existiam 3,00 mol de O_2 , ficam por reagir $= 3,00 - 1,88 = 1,12 \text{ mol}$ de O_2 .

R: O volume de oxigénio que não reagiu é $V = n \times V_m = 1,12 \times 22,4 = 25,1 \text{ dm}^3$ de O_2 .

5. Considere a reação completa, em fase gasosa



Na qual se fizeram reagir 4,0 dm³ de A₂ com 9,0 dm³ de B₂, nas condições PTN. Selecione a forma correta.

- (A) A₂ (g) é reagente limitante.
 (B) No final da reação existem 6,0 dm³ de AB₃ e 1,0 dm³ de A₂.
 (C) No final da reação estão presentes B₂ (g) e AB₃ (g);
 (D) A reação processa-se com aumento de volume total. (Falso. Nos produtos apenas têm 2 moles gasosas (44,8 dm³) que é inferior ao total de moles gasosas dos reagentes - 4 moles gasosas (89,6 dm³).

R: A opção correta é B.

$$n(A_2) = 0,18 \text{ mol}$$

$$n(B_2) = 0,40 \text{ mol}$$

1.º Descobrir o reagente limitante:

$$A_2: \frac{0,18 \text{ mol}}{1} = 0,18$$

$$B_2: \frac{0,40 \text{ mol}}{3} = 0,13$$

O reagente limitante é o B₂ porque está em menor proporção estequiométrica.

No final da reação:

$$V(AB_3) = ?$$

- $\begin{array}{c} 3 \text{ mol } B_2 \\ 0,40 \text{ mol} \end{array} \longrightarrow 2 \text{ mol } AB_3 \quad \Leftrightarrow \quad x = 0,267 \text{ mol } AB_3$
- $V = n \times V_m = 0,267 \times 22,4 = 6,0 \text{ dm}^3 AB_3$

V(A₂) que sobra = ?

- $\begin{array}{c} 3 \text{ mol } B_2 \\ 0,40 \text{ mol} \end{array} \longrightarrow 1 \text{ mol } A_2 \quad \Leftrightarrow \quad x = 0,133 \text{ mol } A_2$
- $V = n \times V_m = 0,133 \times 22,4 = 3,0 \text{ dm}^3 A_2$

$$V = 3,0 \text{ dm}^3 \text{ de } A_2 \text{ que reagiu}$$

$$\text{O que sobra é: } V = 4,0 - 3,0 = 1,0 \text{ dm}^3 A_2$$

1.1.3. Grau de pureza

6. O hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂, reage com o ácido sulfúrico, H₂SO₄, originando sulfato de cálcio, CaSO₄, e água.

Dados: M(Ca(OH)₂) = 74,10 g mol⁻¹; M(CaSO₄) = 136,15 g mol⁻¹

6.1. Escreva a equação química que traduz esta reação.

6.2. Determine a massa de sulfato de cálcio que se obtém quando 20,0 g de hidróxido de cálcio com 15% de impurezas reagem com o ácido sulfúrico.



6.2. Através do grau de pureza (85%) a massa de substância pura é 17,0 g Ca(OH)₂

$$G.P. = \frac{m_{\text{puro}}}{m_{\text{amostra}}} \times 100 \Leftrightarrow m_{\text{puro}} = \frac{m_{\text{amostra}} \times G.P.}{100} \Leftrightarrow m_{\text{puro}} = \frac{20,0 \times 85}{100} = 17,0 \text{ g Ca(OH)}_2$$

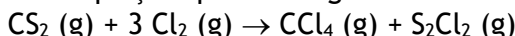
$$n = \frac{m}{M} = \frac{17,0}{74,10} = 0,23 \text{ mol Ca(OH)}_2$$

$$\begin{array}{c} 1 \text{ mol Ca(OH)}_2 \\ 0,23 \text{ mol} \end{array} \longrightarrow 1 \text{ mol CaSO}_4 \quad \Leftrightarrow \quad x = 0,23 \text{ mol CaSO}_4$$

$$m = n \times M = 0,23 \times 136,15 = 31,3 \text{ g CaSO}_4$$

R: A massa de sulfato de cálcio, CaSO₄, que se obtém é 31,3 g.

7. Misturaram-se 1,50 kg de CS₂ com 10% de impurezas e 2,25 kg de Cl₂ num vaso reator onde ser processa a reação completa de acordo com a equação química seguinte:



Selecione a opção que completa corretamente a frase seguinte:

As massas de CCl₄ formado e do reagente em excesso são, no final da reação, respetivamente...

- (A) 1,63 x 10³ g CCl₄ e 5,41 x 10² g Cl₂.

- (B) $1,63 \times 10^4$ g CCl_4 e $1,63 \times 10^3$ g CS_2 .
 (C) $1,63 \times 10^3$ g CCl_4 e $5,41 \times 10^2$ g CS_2 .
 (D) $2,26 \times 10^3$ g CCl_4 e $1,63 \times 10^3$ g Cl_2 .

$$M(\text{CS}_2) = 76,13 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CCl}_4) = 153,81 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Cl}_2) = 70,90 \text{ g/mol}$$

1.º Qual o reagente limitante?

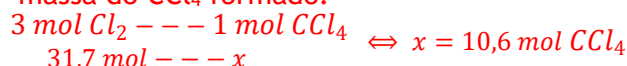
$$\text{CS}_2: (\text{G.P.} = 90\%) : m_{\text{puro}} = \frac{m_{\text{amostra}} \times \text{G.P.}}{100} \Leftrightarrow m_{\text{puro}} = \frac{1,50 \times 10^3 \times 90}{100} = 1,35 \times 10^3 \text{ g de CS}_2$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,35 \times 10^3 \text{ g}}{76,13 \text{ g/mol}} = 17,7 \text{ mol CS}_2 \Rightarrow \frac{17,7}{1} = 17,7 \text{ (reagente em excesso)}$$

$$\text{Cl}_2: n = \frac{m}{M} = \frac{2,25 \times 10^3 \text{ g}}{70,90 \text{ g/mol}} = 31,7 \text{ mol Cl}_2 \Rightarrow \frac{31,7}{3} = 10,6 \text{ (reagente limitante)}$$

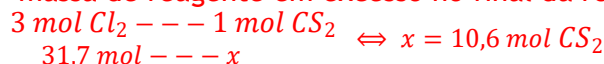
Fazer cálculos usando o Cl_2 (reagente limitante).

2.º massa do CCl_4 formado?



$$m = n \times M = 10,6 \times 153,81 = 1,63 \times 10^3 \text{ g CCl}_4$$

3.º massa de reagente em excesso no final da reação.



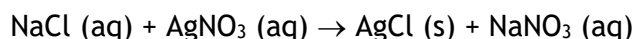
$$m = n \times M = 10,6 \times 76,13 = 807 \text{ g CS}_2$$

A massa de CS_2 que sobra é $1,35 \times 10^3$ g (puro) - 807 g = 543 g

A opção correta é a (C).

8. Preparou-se $1,0 \text{ dm}^3$ de uma solução dissolvendo uma amostra de cloreto de sódio com impurezas e com a massa de 8,5 g.

Calcule o grau de pureza da amostra de cloreto de sódio, sabendo que $25,0 \text{ cm}^3$ desta solução reagiram completamente com $30,0 \text{ cm}^3$ de uma solução aquosa $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$ em nitrato de prata, segundo a equação química:



Qual o número de moles de AgNO_3 que reagiu?

$$n(\text{AgNO}_3) = c \times V = 1,0 \times 10^{-1} \times 30,0 \times 10^{-3} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol AgNO}_3$$

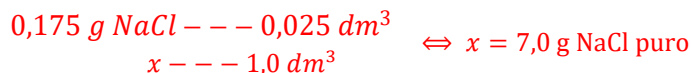
Quantas moles reagiu de NaCl (em $25,0 \text{ cm}^3$)?



Qual a massa em 25 cm^3 ? ($M(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g/mol}$)

$$m = n \times M = 3,0 \times 10^{-3} \times 58,44 \text{ g/mol} = 0,175 \text{ g de NaCl}$$

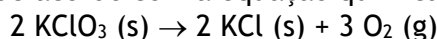
Qual a massa em 1 dm^3 ?



Qual o grau de pureza?

$$\text{G.P.} = \frac{m_{\text{puro}}}{m_{\text{amostra}}} \times 100 \Leftrightarrow \text{G.P.} = \frac{7,0}{8,5} \times 100 = 82,4\%$$

9. Uma amostra de clorato de potássio, KClO_3 (s) com impurezas e com a massa de 25,0 g sofreu uma decomposição por ação do calor, de acordo com a equação química seguinte:

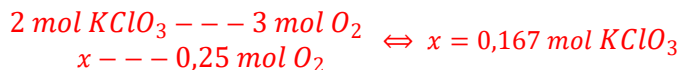


O volume de oxigénio libertado, nas condições PTN, foi de 5,60 L. Determine a percentagem de impurezas na referida amostra.

$$M(\text{KClO}_3) = 122,55 \text{ g/mol}$$

O volume que se liberta de O_2 provém do KClO_3 puro. Ao relacionar obtém-se:

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{5,60}{22,4} = 0,25 \text{ mol } \text{O}_2$$



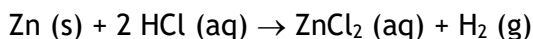
$$m = n \times M = 0,167 \times 122,55 = 20,5 \text{ g } \text{KClO}_3 \text{ (puro)}$$

$$G.P. = \frac{m_{\text{puro}}}{m_{\text{amostra}}} \times 100 = \frac{20,5 \text{ g}}{25,0 \text{ g}} \times 100 = 82,0\%$$

R: A percentagem de impureza é $100 - 82,0\% = 18,0\%$

1.1.4. Reações completas e incompletas. Rendimento da reação.

10. Uma lâmina metálica de 10,0 g de massa contém 90% (em massa) de zinco, devendo-se a restante massa a impurezas inertes. Quando se introduz esta lâmina em 500 cm^3 de uma solução $3,00 \text{ mol dm}^{-3}$ em ácido clorídrico ocorre uma reação química que se traduz pela seguinte equação química:



- 10.1. Admitindo que o rendimento da reação é 100 %, calcule a quantidade de ácido clorídrico em excesso.

- 10.2. Determine o volume máximo de hidrogénio, nas condições PTN, que se poderia libertar se a lâmina fosse de zinco puro mas o rendimento da reação não excedesse 92%.

10.1.

Qual a massa de zinco puro?

$$m_{\text{puro}} = \frac{m_{\text{amostra}} \times G.P.}{100} \Leftrightarrow m_{\text{puro}} = \frac{10,0 \times 90}{100} = 9,00 \text{ g}$$

A massa de Zinco puro é de 9,00 g.

Qual a quantidade de HCl que reage com Zinco? $M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{9,00}{65,38} = 0,138 \text{ mol Zn}$$



Qual a quantidade de HCl existente na solução?

$$n = c \times V = 3,00 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \times 0,500 \text{ dm}^3 = 1,50 \text{ mol HCl}$$

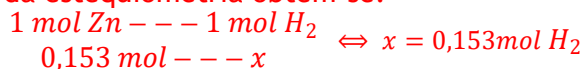
R: A quantidade que fica em excesso é: $1,50 - 0,276 = 1,22 \text{ mol de HCl}$.

10.2.

A massa de Zinco puro é de 10,0 g.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10,00}{65,38} = 0,153 \text{ mol Zn}$$

Através da estequiometria obtém-se:



$$V = n \times V_m = 0,153 \times 22,4 = 3,43 \text{ dm}^3 \text{ H}_2 \text{ (se fosse a 100\% - previsto)}$$

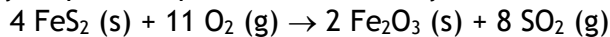
Se o rendimento for 92% fica:

$$\eta = \frac{n_{obtido}}{n_{previsto}} \times 100 \quad \text{ou} \quad \eta = \frac{V_{obtido}}{V_{previsto}} \times 100 \Leftrightarrow V_{obtido} = \frac{\eta \times V_{previsto}}{100}$$

$$V_{obtido} = \frac{\eta \times V_{previsto}}{100} = \frac{92 \times 3,43 \text{ dm}^3}{100} = 3,16 \text{ dm}^3 \text{ de H}_2$$

O volume de H₂ que se obtém é de 3,16 dm³ (PTN)

11. Uma amostra de 400 g de pirite, FeS₂, foi utilizada para preparar 112,0 dm³ de dióxido de enxofre (Condições PTN). A equação química que traduz esta reação é:



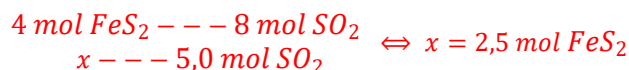
Dados: M(FeS₂) = 119,97 g mol⁻¹; V_m = 22,4 dm³ mol⁻¹

- 11.1. Calcule a massa de pirite necessária para a obtenção de 112,0 dm³ de dióxido de enxofre (se o rendimento fosse a 100%).

- 11.2. Determine o rendimento da reação da pirite sabendo que se obteve 112,0 dm³ de SO₂.

11.1 Relacionar a pirite com o dióxido de enxofre.

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{112,0}{22,4} = 5,0 \text{ mol SO}_2$$



$$m = n \times M = 2,5 \times 119,97 = 300 \text{ g de FeS}_2$$

- 11.2. Como temos no início 400 g de pirite qual o volume de dióxido de enxofre que deveríamos ter obtido?

$$n = \frac{m}{M} = \frac{400}{119,97} = 3,33 \text{ mol FeS}_2$$

Através da estequiometria obtêm-se:

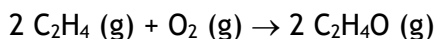


$$V = n \times V_m = 6,66 \times 22,4 = 149 \text{ dm}^3 \text{ SO}_2 \text{ (Volume previsto)}$$

$$\eta = \frac{V_{obtido}}{V_{previsto}} \times 100 = \frac{112,0}{149} \times 100 = 75,2\%$$

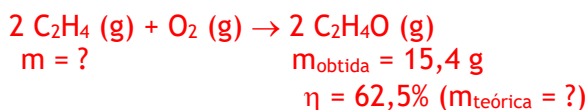
O rendimento da reação é de 75,2%

12. O óxido de eteno, C_2H_4O (g), é preparado a partir do eteno, C_2H_4 (g), de acordo com a seguinte equação química:



O óxido de eteno é utilizado no fabrico de etilenoglicol, líquido anticongelante.

Numa reação obtiveram-se 15,4 g de C_2H_4O . Sabendo que o rendimento desta reação é de 62,5%, determine a massa de eteno utilizado na reação.



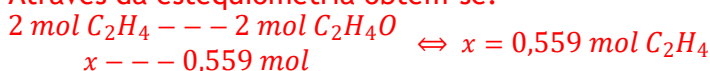
Qual a massa teórica/prevista que se devia ter obtido de C_2H_4O ?

$$\eta = \frac{m_{\text{obtido}}}{m_{\text{previsto}}} \times 100 \Leftrightarrow m_{\text{previsto}} = \frac{m_{\text{obtido}}}{\eta} \times 100 \Leftrightarrow m_{\text{previsto}} = \frac{15,4}{62,5} \times 100 = 24,64 \text{ g } C_2H_4O$$

Qual a massa total de eteno? $M(C_2H_4) = 28,05 \text{ g/mol}$; $M(C_2H_4O) = 44,05 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{24,64}{44,05} = 0,559 \text{ mol } C_2H_4O$$

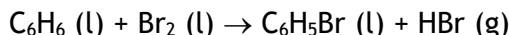
Através da estequiometria obtêm-se:



$$m = n \times M = 0,559 \times 28,05 = 15,7 \text{ g de } C_2H_4$$

R: $m = 15,7$ de eteno

13. A uma amostra de 24,0 g de benzeno, C_6H_6 , adicionou-se, gota a gota, bromo molecular, Br_2 , na presença de uma pequena quantidade de brometo de ferro (III), $FeBr_3$, de acordo com a equação seguinte:



Obtiveram-se 28,0 g de bromobenzeno. Determine:

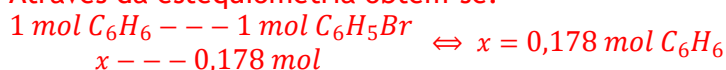
13.1. A massa de benzeno que reagiu;

13.2. O rendimento da reação.

13.1. $M(C_6H_6) = 78,12 \text{ g/mol}$; $M(C_6H_5Br) = 157,01 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{28,0}{157,01} = 0,178 \text{ mol } C_6H_5Br$$

Através da estequiometria obtêm-se:

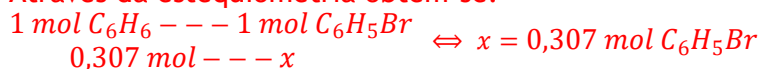


$$m = n \times M = 0,178 \times 78,12 = 13,9 \text{ g } C_6H_6$$

13.2. Qual a massa de bromobenzeno devia ter dado se todos os 24,0 g de benzeno reagissem (massa prevista)?

$$n = \frac{m}{M} = \frac{24,0}{78,12} = 0,307 \text{ mol } C_6H_6$$

Através da estequiometria obtêm-se:

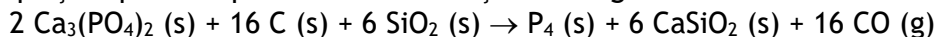


$$m = n \times M = 0,307 \times 157,01 = 48,2 \text{ g } C_6H_5Br$$

O rendimento:

$$\eta = \frac{m_{\text{obtido}}}{m_{\text{previsto}}} \times 100 = \frac{28,0 \text{ g}}{48,2 \text{ g}} \times 100 = 58\%$$

14. Prepara-se o fósforo, P_4 , reduzindo fosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, com carvão de coque, na presença de areia, SiO_2 . Os produtos da reação são o fósforo, o silicato de cálcio, $CaSiO_2$, e o monóxido de carbono. A equação química que traduz esta reação é a seguinte:



Utilizando 75,0 kg de fosfato de cálcio e considerando o rendimento da reação igual a 90%, determine:

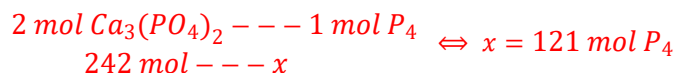
14.1. A massa de fósforo que se obtém;

14.2. O volume de monóxido de carbono que se liberta, nas condições PTN.

$M(Ca_3(PO_4)_2) = 310,18 \text{ g/mol}$; $M(P_4) = 123,88 \text{ g/mol}$

14.1. massa de fósforo prevista (se rendimento fosse 100%)

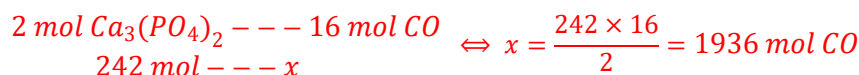
$$n = \frac{m}{M} = \frac{75\,000}{310,18} = 242 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2$$



$$m = n \times M = 121 \times 123,88 = 1,50 \times 10^4 \text{ g } P_4 \text{ (previsto)}$$

$$m_{obtido} = \frac{\eta \times m_{previsto}}{100} = \frac{90 \times 1,50 \times 10^4}{100} = 1,35 \times 10^4 \text{ g } P_4$$

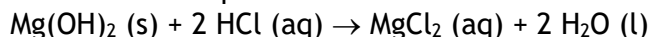
14.2.



$$V = n \times V_m = 1936 \times 22,4 = 4,34 \times 10^4 \text{ dm}^3 \text{ CO (previsto)}$$

$$V_{obtido} = \frac{\eta \times V_{previsto}}{100} = \frac{90 \times 4,34 \times 10^4}{100} = 3,91 \times 10^4 \text{ dm}^3 \text{ CO}$$

15. O hidróxido de magnésio sólido, $Mg(OH)_2$, reage com ácido clorídrico, formando cloreto de magnésio, $MgCl_2$. A reação que ocorre é traduzida por:



- 15.1. Admita que se fez reagir 100 moles de $Mg(OH)_2$ com HCl em excesso e que se obteve 50 moles de $MgCl_2$.

A reação pode considerar-se completa, uma vez que...

- (A) Um dos reagentes se esgotou.
- (B) O rendimento foi inferior a 100%
- (C) Ambos os reagentes se esgotam.
- (D) O rendimento foi igual a 100%.

- 15.2. Considere uma outra situação em que o rendimento da reação é 70%.

Calcule a quantidade, em mole (mol), de hidróxido de magnésio que tem de reagir para ser possível obter, na prática, 2,5 kg de $MgCl_2$ ($M = 95,21 \text{ g mol}^{-1}$).

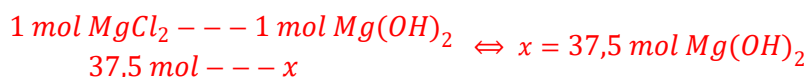
15.1 Opção (A). Uma reação química é considerada completa sempre que pelos menos um dos reagentes se esgota.

15.2.

Vamos calcular a massa prevista e a partir desta relacionar a quantidade necessária do reagente $Mg(OH)_2$.

$$\eta = \frac{m_{obtido}}{m_{previsto}} \times 100 \Leftrightarrow m_{previsto} = \frac{m_{obtido} \times 100}{\eta} = \frac{2,5 \times 10^3 \times 100}{70} = 3,57 \times 10^3 \text{ g } MgCl_2$$

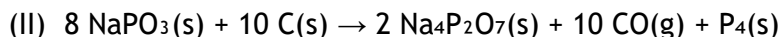
$$n = \frac{m}{M} = \frac{3,57 \times 10^3 \text{ g}}{95,21} = 37,5 \text{ mol } MgCl_2$$



São necessárias 38 mol de $Mg(OH)_2$.

16. As primeiras experiências que conduziram à obtenção do fósforo, sob a forma de $P_4(s)$, foram realizadas a partir da urina humana.

Duas das reações que ocorrem podem ser traduzidas por



Considere que se utilizou $1,1 \times 10^2 \text{ dm}^3$ de urina na qual a concentração em massa de $Na(NH_4)HPO_4$ ($M = 137,02 \text{ g mol}^{-1}$) era $1,6 \text{ g dm}^{-3}$, tendo-se obtido $4,5 \text{ g}$ de $P_4(s)$ ($M = 123,90 \text{ g mol}^{-1}$).

Determine o rendimento global do processo de síntese do $P_4(s)$.

Apresente todas as etapas de resolução.

Dados: massa obtida é $4,5 \text{ g}$ de P_4

$$C_m(Na(NH_4)HPO_4) = 1,6 \text{ g dm}^{-3} \text{ e } V = 1,1 \times 10^2 \text{ dm}^3$$

Vamos calcular a massa de $Na(NH_4)HPO_4$ na urina:

$$C_m = \frac{m}{V} \Leftrightarrow m = C_m \times V = 1,6 \times 1,1 \times 10^2 = 176 \text{ g}$$

A quantidade de matéria é:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{176}{137,02} = 1,28 \text{ mol de } Na(NH_4)HPO_4$$

Da equação (I), 1 mol de $Na(NH_4)HPO_4$ ----- 1 mol de $NaPO_3$.

1,28 mol de $Na(NH_4)HPO_4$ ----- x

x = 1,28 mol de $NaPO_3$..

Da equação (II), 8 mol de $NaPO_3$ ----- 1 mol de $P_4(s)$.

1,28 mol de $NaPO_3$

$$x = \frac{1,28 \times 1}{8} = 0,161 \text{ mol } P_4$$

Qual a massa teórica de P_4 ?

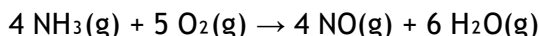
$$m = n \times M = 0,161 \times 123,90 = 19,9 \text{ g de } P_4$$

O rendimento é:

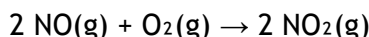
$$\eta = \frac{m_{obtido}}{m_{previsto}} \times 100 = \frac{4,5}{19,9} \times 100 = 22,6\%$$

17. O ácido nítrico, $HNO_3(aq)$ ($M = 63,02 \text{ g mol}^{-1}$), é considerado um ácido forte, sendo bastante corrosivo. É um dos compostos químicos mais produzidos mundialmente. Desde 1902, é preparado industrialmente em três etapas sequenciais (processo de Ostwald):

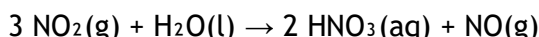
Etapa I) Combustão do amoníaco, NH_3 ($M = 17,04 \text{ g mol}^{-1}$), para formar monóxido de nitrogénio, NO .



Etapa II) Oxidação do NO a dióxido de nitrogénio, NO_2 .



Etapa III) Reação do NO_2 com água, para formação de HNO_3 .



- 17.1. Considere que, nas duas primeiras etapas do processo de Ostwald, se dá a conversão completa dos reagentes em produtos e que a terceira etapa tem um rendimento de 75%.

Determine a massa de NH_3 , em kg, necessária para produzir 1200 toneladas de HNO_3 .

Apresente todos os cálculos efetuados.

- 17.2. De acordo com os princípios da química verde, que apela à sustentabilidade dos processos químicos industriais, na obtenção de HNO_3 pelo processo de Ostwald, seria vantajoso reutilizar o NO resultante da

(A) etapa III na etapa I.

(B) etapa III na etapa II.

(C) etapa I na etapa II.

(D) etapa I na etapa III.

17.1. 1) Quantidade de HNO_3 pretendida (obtida)

$$1200 \text{ toneladas} = 1,2 \times 10^6 \text{ kg} = 1,2 \times 10^9 \text{ g}$$

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{1,2 \times 10^9}{63,02} = n(\text{HNO}_3) = 1,90 \times 10^7 \text{ mol}$$

2) Considerando rendimento de 75%

$$\eta = \frac{n_{\text{obtido}}}{n_{\text{previsto}}} \times 100 \Leftrightarrow n_{\text{previsto}} = \frac{n_{\text{obtido}}}{\eta} \times 100 = \frac{1,90 \times 10^7}{75} \times 100 = 2,53 \times 10^7 \text{ mol de } \text{HNO}_3$$

3) relações estequiométricas

Etapa III: 3 mol NO_2 ----- 2 mol HNO_3 .

X ----- $2,53 \times 10^7 \text{ mol } \text{HNO}_3$

$$x = \frac{2,53 \times 10^7 \times 3}{2} = 3,80 \times 10^7 \text{ mol } \text{NO}_2$$

Etapa II: 4 mol NO ----- 4 mol NO_2

x ----- $3,80 \times 10^7 \text{ mol } \text{NO}_2$

$$x = 3,80 \times 10^7 \text{ mol } \text{NO}$$

Etapa I: 4 mol NH_3 ----- 4 mol NO

x ----- $3,80 \times 10^7 \text{ mol } \text{NO}$

$$x = 3,80 \times 10^7 \text{ mol } \text{NH}_3$$

4) Massa final de NH_3 (em kg)

$$m = n \times M = 3,80 \times 10^7 \times 17,04 = 6,48 \times 10^8 \text{ g de } \text{NH}_3$$

$$\text{Convertendo para kg: } m(\text{NH}_3) = 6,48 \times 10^5 \text{ kg}$$

17.2. A resposta correta é a (B) etapa III na etapa II

Em (A) o NO produzido na etapa III não pode ser usado na etapa I porque em I o NO é também um produto. Para ser usado teria de ser um reagente.

Em (B) O NO produzido na etapa III pode ser usado na etapa II (está correto) (Produto passa a ser usado como reagente)

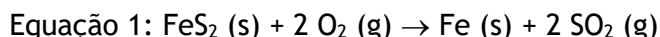
Em (C) etapa I na etapa II já é o processo normal das etapas, não é ser reaproveitado.

Em (D) é o produto em I a ser usado como produto em III, não faz sentido. Para ser reaproveitado tem de ser um produto a ser usado novamente numa etapa anterior como reagente.

1.1.5. Economia atómica e “Química verde”.

18. O ferro não ocorre na natureza como elemento livre, sendo a sua obtenção conseguida a partir de minérios de ferro como a pirite, FeS_2 , e a hematite, Fe_2O_3 .

As equações 1 e 2 correspondem às reações químicas de obtenção do ferro metálico a partir dos minérios acima referidos.



Compare estes dois processos do ponto da economia atómica.

Dados: $M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{FeS}_2) = 119,97 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{O}_2) = 32,00 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,70 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{CO}) = 28,01 \text{ g mol}^{-1}$

$$EA(\text{equação 1}) = \frac{m_{\text{produto}}}{m_{\text{reagentes}}} \times 100 = \frac{n(\text{Fe}) \times M(\text{Fe})}{n(\text{FeS}_2) \times M(\text{FeS}_2) + n(\text{O}_2) \times M(\text{O}_2)} \times 100$$

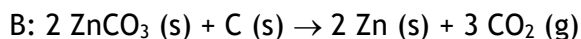
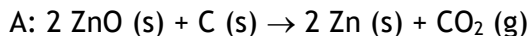
$$EA(\text{equação 1}) = \frac{1 \times 55,85 \text{ g}}{1 \times 119,97 + 2 \times 32,00} \times 100 = 30,35\%$$

$$EA(\text{equação 2}) = \frac{m_{\text{produto}}}{m_{\text{reagentes}}} \times 100 = \frac{n(\text{Fe}) \times M(\text{Fe})}{n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \times M(\text{Fe}_2\text{O}_3) + n(\text{CO}) \times M(\text{CO})} \times 100$$

$$EA(\text{equação 2}) = \frac{2 \times 55,85 \text{ g}}{1 \times 159,70 + 3 \times 28,01} \times 100 = 45,83\%$$

A equação 2 é a mais favorável do ponto de vista da economia atómica.

19. Dois dos minérios de zinco mais comuns têm as fórmulas químicas ZnO e ZnCO₃. As seguintes equações químicas globais A e B traduzem a obtenção de zinco metálico a partir daqueles dois minérios.



Dados: $M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12,01 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{ZnO}) = 81,38 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{ZnCO}_3) = 125,39 \text{ g mol}^{-1}$

- 19.1. Procedeu-se à obtenção de zinco metálico a partir de 500,0 kg de ZnCO₃ (equação B) com 20% de impurezas. Que volume de dióxido de carbono se libertou, nas condições PTN?

- 19.2. Qual dos processos de obtenção de zinco metálico apresenta maior economia atómica percentual?

18.1

$$m_{\text{puro}} = \frac{m_{\text{amostra}} \times G.P.}{100} \Leftrightarrow m_{\text{puro}} = \frac{500 \times 10^3 \times 80}{100} = 4,00 \times 10^5 \text{ g de ZnCO}_3 \text{ (puro)}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{4,00 \times 10^5}{125,39} = 3,19 \times 10^3 \text{ mol ZnCO}_3$$

$$\begin{array}{l} 2 \text{ mol ZnCO}_3 \text{ --- } 3 \text{ mol CO}_2 \\ 3,19 \times 10^3 \text{ mol --- } x \end{array} \Leftrightarrow x = \frac{3,19 \times 10^3 \times 3}{2} = 4,79 \times 10^3 \text{ mol CO}_2$$

$$V = n \times V_m = 4,79 \times 10^3 \times 22,4 = 1,07 \times 10^5 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$$

18.2.

$$EA(A) = \frac{m_{\text{produto}}}{m_{\text{reagentes}}} \times 100 = \frac{n(\text{Zn}) \times M(\text{Zn})}{n(\text{ZnO}) \times M(\text{ZnO}) + n(\text{C}) \times M(\text{C})} \times 100$$

$$EA(A) = \frac{2 \times 65,38}{2 \times 81,38 + 12,01} \times 100 = 74,82\%$$

$$EA(B) = \frac{m_{\text{produto}}}{m_{\text{reagentes}}} \times 100 = \frac{n(\text{Zn}) \times M(\text{Zn})}{n(\text{ZnCO}_3) \times M(\text{ZnCO}_3) + n(\text{C}) \times M(\text{C})} \times 100$$

$$EA(B) = \frac{2 \times 65,38}{2 \times 125,39 + 12,01} \times 100 = 49,76\%$$

O processo A é o mais favorável do ponto de vista da economia atómica.