

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.

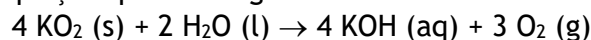
1.1.5. Economia atómica e “Química verde”.

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:

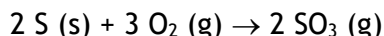


Considere que se utilizaram 0,15 mol de KO_2 e 0,10 mol de H_2O .

1.1. Identifique o reagente limitante.

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

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

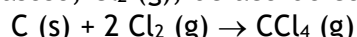


Dados: $M(\text{S}) = 32,06 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{O}_2) = 32,00 \text{ g mol}^{-1}$; $V_m = 23,6 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$ (a 15 °C)

2.1. Identifique o reagente limitante nesta reação.

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

3. O tetracloreto de carbono, CCl_4 , é um conhecido solvente de compostos orgânicos e pode ser preparado a partir da grafite, $\text{C} (\text{s})$, e do cloro gasoso, $\text{Cl}_2 (\text{g})$, de acordo com a equação química seguinte:



Na preparação de $\text{CCl}_4 (\text{g})$ fizeram-se reagir 36,0 g de grafite com 112,0 dm³ (PTN) de cloro, $\text{Cl}_2 (\text{g})$.

3.1. Qual dos reagentes está em excesso?

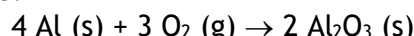
3.2. Que massa de reagente em excesso não reagiu?

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

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:



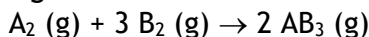
Considere que se fizeram reagir 67,5 g de alumínio com 67,2 dm³ de oxigénio, nas condições PTN.

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.

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.

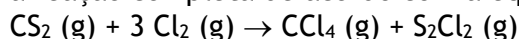
1.1.3. Grau de pureza

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.

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:

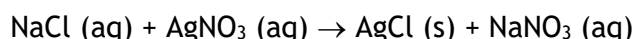
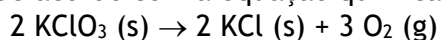
Selecione a opção que completa corretamente a frase seguinte:

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 x 10⁴ g CCl₄ e 1,63 x 10³ g CS₂.
- (C) 1,63 x 10³ g CCl₄ e 5,41 x 10² g CS₂.
- (D) 2,26 x 10³ g CCl₄ e 1,63 x 10³ Cl₂.

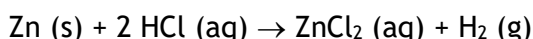
8. Preparou-se 1,0 dm³ de uma solução dissolvendo uma amostra de cloreto de sódio com impurezas e com a massa de 8,5 g.

Calcule o grau de pureza da amostra de cloreto de sódio, sabendo que 25,0 cm³ desta solução reagiram completamente com 30,0 cm³ de uma solução aquosa 1,0 x 10⁻¹ mol dm⁻³ em nitrato de prata, segundo a equação química:

**9. Uma amostra de clorato de potássio, KClO₃ (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.

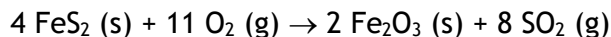
1.1.4. Reações completas e incompletas. Rendimento da reação.

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 cm³ de uma solução 3,00 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.

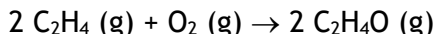
10.2. Determine o volume máximo de hidrogénio, nas condições PTN, que se poderia libertar se a lâmina fosse de zinco puro, mas o rendimento da reação não excedesse 92%.

11. Uma amostra de 400 g de pirite, FeS_2 , foi utilizada para preparar $112,0 \text{ dm}^3$ de dióxido de enxofre (condições PTN). A equação química que traduz esta reação é:



Dados: $M(\text{FeS}_2) = 119,97 \text{ g mol}^{-1}$; $V_m = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$

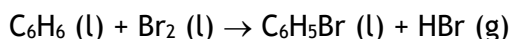
- 11.1. Calcule a massa de pirite necessária para a obtenção de $112,0 \text{ dm}^3$ de dióxido de enxofre (se o rendimento fosse a 100%).
- 11.2. Determine o rendimento da reação da pirite sabendo que se obteve $112,0 \text{ dm}^3$ de SO_2 .
12. O óxido de eteno, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ (g), 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.

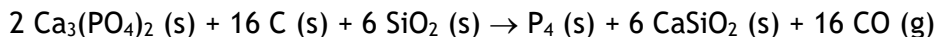
Numa reação obtiveram-se 15,4 g de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$. Sabendo que o rendimento desta reação é de 62,5%, determine a massa de eteno utilizado na reação.

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:



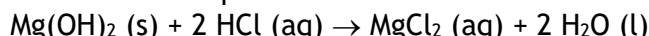
Obtiveram-se 28,0 g de bromobenzeno. Determine:

- 13.1. A massa de benzeno que reagiu;
- 13.2. O rendimento da reação.
14. Prepara-se o fósforo, P_4 , reduzindo fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, 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.
15. O hidróxido de magnésio sólido, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, 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 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ com HCl em excesso e que se obteve 50 moles de MgCl_2 .

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

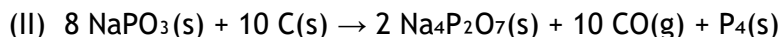
- (A) Um dos reagentes se esgotou.
- (B) O rendimento foi inferior a 100%
- (C) Ambos os reagentes se esgotam.
- (D) O rendimento foi igual a 100%.

- 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 ($M = 95,21 \text{ g mol}^{-1}$).

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



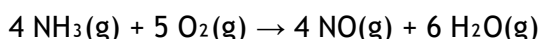
Considere que se utilizou $1,1 \times 10^2 \text{ dm}^3$ de urina na qual a concentração em massa de $\text{Na}(\text{NH}_4)\text{HPO}_4$ ($M = 137,02 \text{ g mol}^{-1}$) era $1,6 \text{ g dm}^{-3}$, tendo-se obtido $4,5 \text{ g}$ de $P_4(s)$ ($M = 123,90 \text{ g mol}^{-1}$).

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

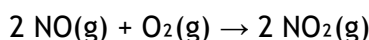
Apresente todas as etapas de resolução.

17. O ácido nítrico, $\text{HNO}_3(\text{aq})$ ($M = 63,02 \text{ g mol}^{-1}$), 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):

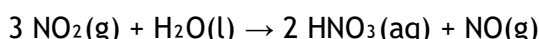
Etapla I) Combustão do amoníaco, NH_3 ($M = 17,04 \text{ g mol}^{-1}$), para formar monóxido de nitrogénio, NO .



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



Etapla 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.

(C) etapa I na etapa II.

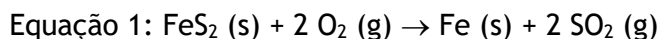
(B) etapa III na etapa II.

(D) etapa I na etapa III.

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 .

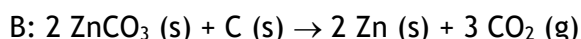
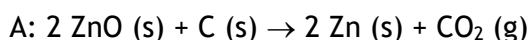
As equações 1 e 2 correspondem às reações químicas de obtenção do ferro metálico a partir dos minérios acima referidos.



Compare estes dois processos do ponto da economia atómica.

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

19. Dois dos minérios de zinco mais comuns têm as fórmulas químicas ZnO e ZnCO_3 . 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 $500,0 \text{ kg}$ de ZnCO_3 (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?