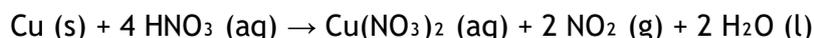


Prova de Avaliação 5

GRUPO I (200 pontos)

1

1. O cobre metálico reage em soluções aquosas de ácido nítrico concentrado, de acordo com a seguinte equação química:



1.1. (7pt) Comprova que o cobre sofre oxidação, a partir do cálculo da variação do seu número de oxidação.

1.2. (7pt) Determina o número de oxidação do nitrogénio nas espécies HNO_3 e NO_2 .

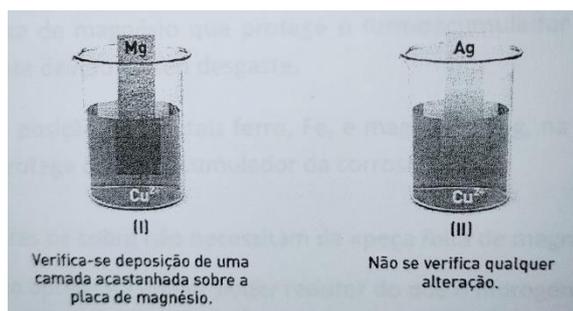
1.3. (7pt) Selecciona a opção que contém os termos que completam corretamente a frase seguinte. Na reação representada, _____ sofre redução, por isso _____ é a espécie oxidante e _____ é a espécie redutora.

- (A) Cu ... HNO_3 ... Cu
- (B) Cu ... Cu ... HNO_3
- (C) HNO_3 ... Cu ... HNO_3
- (D) HNO_3 ... HNO_3 ... Cu

1.4. (7pt) Na reação entre o cobre metálico e o ácido nítrico ocorre transferência de...

- (A) elétrons do cobre para o ácido nítrico.
- (B) prótons do cobre para o ácido nítrico.
- (C) elétrons do ácido nítrico para o cobre.
- (D) prótons do ácido nítrico para o cobre.

1.5. O elemento cobre nem sempre sofre oxidação. Observa a imagem abaixo e as respetivas informações relativas a dois ensaios laboratoriais (I) e (II).



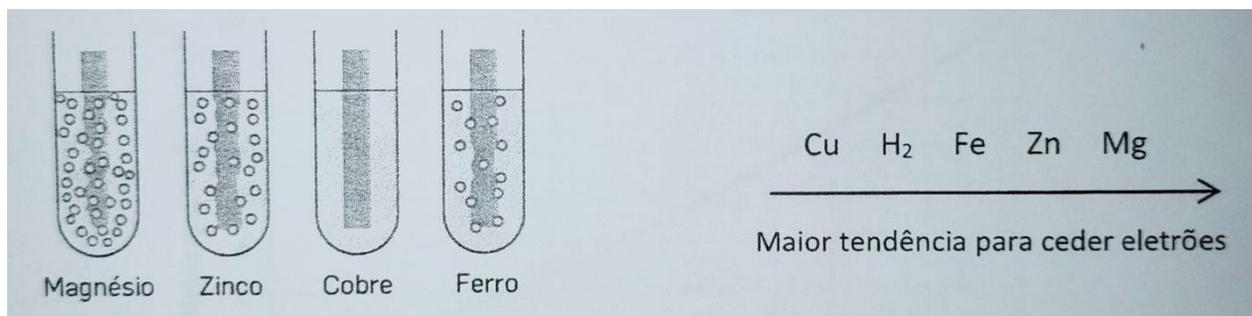
1.5.1. (7pt) Tendo em consideração as informações referentes aos ensaios apresentados, seleciona a opção que dispõe os metais, magnésio, cobre e prata, por ordem crescente de poder redutor.

- (A) Cu - Mg - Ag
- (B) Ag - Cu - Mg
- (C) Cu - Ag - Mg
- (D) Mg - Ag - Cu

1.5.2. (7pt) Com base nos resultados dos ensaios (I) e (II), seleciona a opção que identifica uma reação química de oxidação-redução espontânea.

- (A) $\text{Cu (s)} + \text{Mg}^{2+} \text{(aq)} \rightarrow \text{Mg (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{(aq)}$
- (B) $\text{Mg (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{(aq)} \rightarrow \text{Cu (s)} + \text{Mg}^{2+} \text{(aq)}$
- (C) $2 \text{Ag (s)} + \text{Mg}^{2+} \text{(aq)} \rightarrow \text{Mg (s)} + 2 \text{Ag}^+ \text{(aq)}$
- (D) $\text{Mg (s)} + 2 \text{Ag}^+ \text{(aq)} \rightarrow 2 \text{Ag (s)} + \text{Mg}^{2+} \text{(aq)}$

2. Para estabelecer uma série eletroquímica, introduziu-se uma fita de magnésio num tubo de ensaio contendo ácido clorídrico, HCl (aq). Simultaneamente procedeu-se de igual modo com outros metais. Os resultados obtidos e a série eletroquímica que foi possível estabelecer estão ilustrados na figura abaixo.



2.1. (7pt) A série eletroquímica apresentada, dispõe as espécies por:

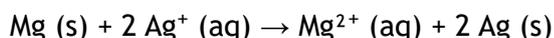
- (A) ordem crescente de poder oxidante.
- (B) ordem crescente de poder redutor.
- (C) menor tendência para se oxidarem.
- (D) maior tendência para se reduzirem.

2.2. (7pt) Três dos cátions metálicos dispostos por ordem decrescente de poder oxidante são:

- (A) Cu^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{3+}
- (B) Fe^{3+} , Zn^{2+} , Cu^{2+}
- (C) Cu^{2+} , Fe^{3+} , Zn^{2+}
- (D) Zn^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+}

2.3. (10pt) Com base na variação dos números de oxidação, interpreta a corrosão do magnésio como o resultado de um processo de oxidação-redução. Começa por escrever a equação química que traduz a reação entre o magnésio e o ácido clorídrico, incluindo os estados físicos.

2.4. (7pt) Se uma fita de magnésio for mergulhada numa solução contendo iões de prata, ocorre a reação traduzida pela equação:



Escreve as equações das semirreações de oxidação e de redução.

2.5. Os termoacumuladores são sistemas de aquecimento de água. Simplificadamente, são depósitos onde a água é aquecida por uma resistência de imersão. É comum este «depósito» ser feito de cobre ou de aço (liga metálica constituída por ferro e carbono). Nos termoacumuladores feitos de aço, estes têm também uma peça feita de magnésio que protege o termoacumulador da corrosão e que deve ser substituída regularmente devido ao seu desgaste.

2.5.1. (7pt) Explica, com base na posição dos metais ferro, Fe, e magnésio, Mg, na série eletroquímica, por que razão o magnésio «protege» o termoacumulador da corrosão.

2.5.2. (7pt) Os termoacumuladores de cobre não necessitam da «peça feita de magnésio» porque:

(A) o cobre metálico apresenta menor poder redutor do que o hidrogénio da água.

(B) o cobre metálico apresenta maior poder redutor do que o magnésio metálico.

(C) o magnésio metálico apresenta menor poder redutor do que o hidrogénio da água.

(D) o hidrogénio apresenta maior poder redutor do que magnésio metálico.

2.5.3. (7pt) Na reação entre a «peça feita de magnésio» e a água que circula no termoacumulador, o agente oxidante é:

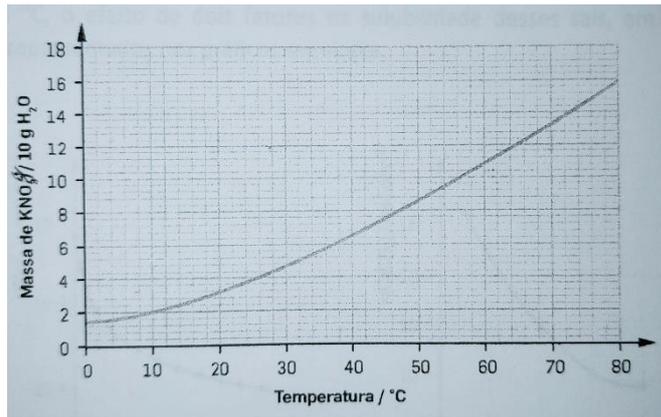
(A) o Mg (s) porque oxida a água.

(B) a água porque oxida o Mg (s).

(C) o Mg (s) porque reduz a água.

(D) a água porque reduz o Mg (s).

3. O gráfico abaixo representa a curva de solubilidade do nitrato de potássio, KNO_3 , em água.



4

3.1. (7pt) Dissolvem-se 40 g de KNO_3 em 100 g de água. À temperatura de 10°C , a solução obtida encontra-se:

- (A) insaturada e ainda pode dissolver mais sal.
- (B) insaturada e não pode dissolver mais sal.
- (C) saturada e não pode dissolver mais sal.
- (D) sobressaturada e o excesso de sal precipita.

3.2. Preparou-se uma mistura adicionando-se 86,4 gramas de KNO_3 a 80,0 gramas de água, à temperatura ambiente.

3.2.1. (7pt) Indica a temperatura mínima que a mistura tem de atingir para que todo o KNO_3 se encontre dissolvido.

- (A) 50°C
- (B) 60°C
- (C) 65°C
- (D) 70°C

3.2.2. (12pt) Determina a quantidade, em mol, de KNO_3 ($M = 101,0 \text{ g mol}^{-1}$) que ficaria precipitado se se arrefecesse a mistura até se atingir a temperatura de 20°C .

3.3. (10pt) Determina a massa de KNO_3 que é possível dissolver para obter 500 cm^3 de uma solução saturada, à temperatura de 10°C . Considera que ρ (água) = $1,0 \text{ g cm}^{-3}$.

4. À temperatura de 25°C , prepara-se uma solução saturada de hidróxido de cálcio, Ca(OH)_2 , por dissolução do sólido em água destilada. Verificou-se, experimentalmente, que a concentração dos iões OH^- (aq) na solução é $1,8 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$.

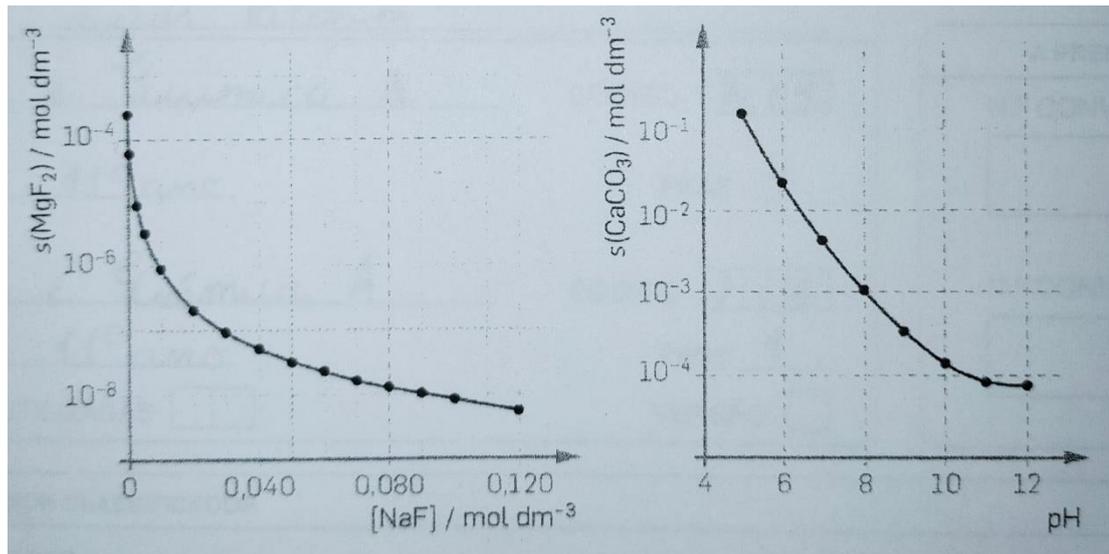
4.1. (10pt) Determina o valor experimental da constante de produto de solubilidade, K_s , do Ca(OH)_2 .

4.2. (20pt) À solução saturada de Ca(OH)_2 adiciona-se uma solução aquosa de nitrato de cobre(II), $\text{Cu(NO}_3)_2$. Se não ocorresse reação química, as concentrações dos iões na mistura obtida seriam as indicadas na tabela seguinte:

Íon	Cu^{2+}	NO_3^-	Ca^{2+}	OH^-	H_3O^+
C / mol dm ⁻³	$1,0 \times 10^{-2}$	$2,0 \times 10^{-2}$	$4,5 \times 10^{-3}$	$9,0 \times 10^{-3}$	$1,1 \times 10^{-12}$

Verifica, através de cálculos, que ocorreu formação de precipitado de hidróxido de cobre(II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$, ($K_s = 1,6 \times 10^{-19}$).

5. O fluoreto de magnésio, MgF_2 , e o carbonato de cálcio, CaCO_3 , são dois sais pouco solúveis. Estudou-se, a 25 °C, o efeito de dois fatores na solubilidade desses sais, em soluções aquosas. Os resultados estão representados nos gráficos seguintes.



5

A 25 °C, a constante de produto de solubilidade, K_s , do MgF_2 é $7,4 \times 10^{-11}$.

- 5.1. (7pt) Escreve a equação química que representa o equilíbrio de solubilidade do MgF_2 em água e a respetiva expressão da constante de produto de solubilidade, K_s .
- 5.2. (7pt) Determina a solubilidade do MgF_2 em água, a 25 °C.
- 5.3. (7pt) Determina a concentração de iões F^- numa solução aquosa saturada de MgF_2 , a 25 °C.
- 5.4. (7pt) A solubilidade do fluoreto de magnésio, MgF_2 , numa solução de NaF é...
 - (A) superior à solubilidade do MgF_2 em água pura, devido ao efeito do ião comum.
 - (B) superior à solubilidade do MgF_2 em água pura, devido ao efeito da adição de ácidos.
 - (C) inferior à solubilidade do MgF_2 em água pura, devido ao efeito do ião comum.
 - (D) inferior à solubilidade do MgF_2 em água pura, devido ao efeito da adição de ácidos.
- 5.5. (12pt) Interpreta, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito da adição de ácidos na solubilização do carbonato de cálcio. Observando o segundo gráfico, começa por indicar como varia a solubilidade do sal com o pH da solução e inclui na tua interpretação duas equações químicas.