

**PROVA 142/C/7 – QUÍMICA**  
**23 de Junho de 2005**

**I**

**Versão 1 (Versão 2)**

**NB: As respostas correspondentes à Versão 2 são fornecidas dentro de parêntesis**

1. A afirmação correcta é a **B (E)**: “A radiação de frequência  $4,4 \times 10^{14}$  Hz situa-se na zona do vermelho, no espectro electromagnético”.
2. A afirmação correcta é a **D (D)**: “Mantendo a pressão e a temperatura constantes, o volume de uma amostra de gás ideal é directamente proporcional à quantidade de gás,  $n$ , na amostra”
3. A afirmação correcta é a **D (B)**: “ De entre os dois gases, é o dióxido de azoto que tem cor castanha”
4. A afirmação correcta é a **C (C)**: “Nesta titulação  $V_1 = 10 \times V_2$ ”
5. A afirmação correcta é a **C (A)**: “Das espécies  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$  e  $\text{I}_2$ , a que tem maior poder oxidante é  $\text{Cl}_2$ ”
6. A afirmação correcta é a **E (C)**: “Por cada mole de  $\text{NO}(\text{g})$  consumido, libertam-se 56,5 kJ, sob a forma de calor.

**II**

**1.**

**1.1** Como o a frequência à qual corresponde a energia cinética nula é  $\nu_0 = 5,1 \times 10^{14}$  Hz, isso significa que abaixo dessa frequência não há ejeção de electrões. A energia mínima correspondente é obtida pela relação  $E = h\nu$ .

$$E_{\text{mín}} = h\nu_0 = 6,63 \times 10^{-34} \times 5,1 \times 10^{14} = 3,4 \times 10^{-19} \text{ J}$$

**1.2** Abaixo de  $\nu_0 = 5,1 \times 10^{14}$  Hz, não há emissão de fotoelectrões.

**1.3** A energia da radiação incidente ( $E_{\text{rad}} = h\nu_1$ ) é igual à soma da energia de remoção do electrão com a energia cinética com que este é ejectado

$$h\nu_1 = E_{\text{mín}} + E_c$$

Como  $E_c = 4,3 \times 10^{-20} \text{ J}$  e  $E_{\text{mín}} = 3,4 \times 10^{-19} \text{ J}$ , vem

$$\nu_1 = \frac{4,3 \times 10^{-20} + 3,4 \times 10^{-19}}{6,63 \times 10^{-34}} = 5,8 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

A frequência indicada no gráfico é  $\nu_1 = 5,8 \times 10^{14} \text{ Hz}$

**1.4** Se a energia cinética dos fotoelectrões obtidos incidindo radiação de igual comprimento de onda sobre o  $K(g)$  é maior do que sobre  $Na(g)$ , isso significa que a energia de ionização do potássio é inferior à do sódio. Tendo ambos configuração electrónica [Gás raro] $ns^1$ , com efeito de blindagem idêntico dos electrões interiores, o electrão  $4s$  do potássio requer menor energia para ser arrancado ao átomo do que o electrão  $3s$  porque em média está a maior distância do núcleo e a força atractiva exercida pelo núcleo sobre o electrão diminui com o quadrado da distância.

**2**

**2.1** Atendendo a que a temperatura de  $78^\circ C$  é superior àquela em que se inicia a solidificação, a mistura está no estado líquido.

**2.2.1** A temperatura de início de solidificação é, em Kelvin,  $T_{sol} = 74,0 + 273,15 = 347,15$  K.

O abaixamento crioscópico é  $\Delta T = 353,7 - 347,15 = 6,55$  K

Por seu lado  $\Delta T = K_c \underline{m}$ , em que  $\underline{m}$  é a molalidade (moles de soluto por kg de solvente)

$$\text{Assim, } \underline{m} = \Delta T / K_c$$

$$\underline{m} = 6,55 / 6,9 = 0,95 \text{ mol kg}^{-1}$$

**2.2.2** A razão entre as massas de soluto e solvente é  $m_{soluto}/m_{solvente} = (160 \text{ g soluto}) / (1 \text{ kg solvente})$

A razão (moles de soluto) / (massa de solvente) =  $(160/M) / (1 \text{ kg solvente})$

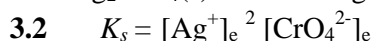
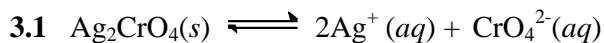
Em que  $M$  é a massa molar do soluto em  $\text{g mol}^{-1}$

A razão apresentada é por definição a molalidade  $\underline{m}$

Portanto  $\underline{m} = 160/M$ , donde  $M = 160/\underline{m} = 160/0,95 = 168 \text{ g mol}^{-1}$ .

**2.3** São verdadeiras as afirmações **A** e **D**. Falsas as afirmações **B** e **C**.

**3**



Designando por  $x$  a concentração do ião prata no equilíbrio,  $x = [Ag^+]_e$  e atendendo a que  $[CrO_4^{2-}]_e = 1/2 \times [Ag^+]_e = 0,5x$

$$K_s = 0,5 x^3$$

$$x = 1,31 \times 10^{-4}$$

A concentração do ião prata no equilíbrio é  $1,31 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$

**3.3** Atendendo à expressão de  $K_s$ , que é uma constante para uma dada temperatura,

$$K_s = [\text{Ag}^+]_e^2 [\text{CrO}_4^{2-}]_e$$

A concentração de ião cromato será a proveniente do cromato de sódio mais a da dissolução do cromato de prata, sendo esta última igual à solubilidade do sal. A concentração do ião prata é o dobro da solubilidade.

$$\text{Sem ião comum } K_s = (2S)^2 \times S = 4S^3$$

$$\text{Com ião comum } K_s = (2S')^2 \times (0,020 + S') = 0,02 \times (2S')^2 + 4S'^3$$

Por comparação podemos verificar que a segunda igualdade só é possível se  $S' < S$ , uma vez que o primeiro termo é uma quantidade positiva.

**3.4** Usando  $K_s = [\text{Ag}^+]_e^2 [\text{CrO}_4^{2-}]_e$  e atendendo a que

$$[\text{CrO}_4^{2-}]_e = [\text{CrO}_4^{2-}]_{\text{Na}_2\text{CrO}_4} + [\text{CrO}_4^{2-}]_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}$$

E considerando que este último termo é muito menor do que o primeiro

$$[\text{CrO}_4^{2-}]_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} \ll [\text{CrO}_4^{2-}]_{\text{Na}_2\text{CrO}_4}$$

podemos considerar  $[\text{CrO}_4^{2-}]_e \approx [\text{CrO}_4^{2-}]_{\text{Na}_2\text{CrO}_4}$

$$K_s = [\text{Ag}^+]_e^2 \times 0,020$$

$$[\text{Ag}^+]_e = 7,5 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$$

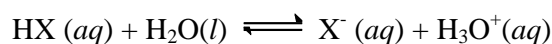
Nesta situação a concentração do ião prata em solução é  $7,5 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$

**3.5** Como se pode ver em **3.3**, a solubilidade do cromato de prata é em ambos os casos metade da concentração de  $\text{Ag}^+$  em solução. Então a solubilidade em água pura é  $1,31 \times 10^{-4} / 2 = 6,5 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$  e em solução de cromato de sódio é  $7,5 \times 10^{-6} / 2 = 3,8 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$ .

#### 4.

**4.1** Efectivamente não é possível conhecer o valor do  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$  porque esta concentração  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  vai depender da concentração de cada um dos ácidos na solução.

Genericamente para ácidos monopróticos

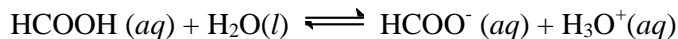


$$K_a = [\text{X}^-]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e / [\text{HX}]_e$$

$[HX]_e = [HX]_0 - [H_3O^+]_e$  em que  $[HX]_0$  é a concentração “inicial” do ácido. Esta concentração é, portanto, essencial para conhecer o pH.

## 4.2

4.2.1 Aplicando a equação química acima ao ácido metanóico, fica



4.2.2 Como o pH = 3,0 isto implica  $[H_3O^+]_e = 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$  e igualmente  $[HCOO^-]_e = 10^{-3}$

$$K_a = \frac{[HCOO^-]_e [H_3O^+]_e}{(c - [H_3O^+]_e)}$$

$$1,80 \times 10^{-4} = \frac{10^{-3} \times 10^{-3}}{(c - 10^{-3})}$$

$$1,80 \times 10^{-4} c - 1,80 \times 10^{-7} = 10^{-6}$$

$$c = 6,6 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

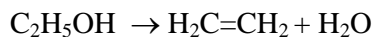
4.3 É a base conjugada do ácido cianídrico (ião cianeto) porque este ácido é o mais fraco dos três. A base conjugada de um ácido fraco é uma base forte.

## III

1. Verdadeiras: **A** e **C**. Falsas: **B** e **D**

2. O hidrocarboneto é o eteno  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$

3.



4. Como a molécula é neutra a soma dos números de oxidação de cada um dos elementos é zero

$$2 n_C + 6 n_H + n_O = 0$$

Sabendo que  $n_H = +1$  e  $n_O = -2$ ,

$$2 n_C + 6 - 2 = 0 \quad \text{e por conseguinte } n_C = -2$$

5. O aldeído tem 2 átomos de carbono: **etanal** (também conhecido por acetaldeído)

6.

