

# Problemas da disciplina de Química II – Reacções Redox

2º semestre de 2007-2008

Coligidos por: Rita Delgado e Luís Vilas Boas

e outros docentes do DEQB - IST

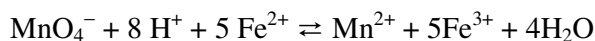
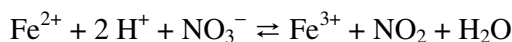
**Este ficheiro destina-se exclusivamente aos alunos da disciplina de Química II do Instituto Superior Técnico do 2º semestre do ano lectivo de 2007-2008. Não pode ser manipulado ou copiado para nenhum outro fim.**

## *Reacções Redox*

**8.1** Determine o número de oxidação de cada elemento, nas seguintes espécies:

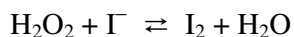
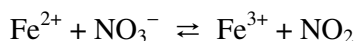
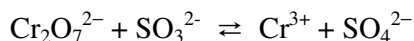


**8.2** Considere as seguintes reacções:

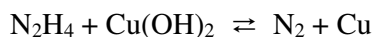


Diga quais as espécies que são objecto de oxidação ou redução. Identifique o redutor e o oxidante.

**8.3** Acerte as seguintes equações redox em solução aquosa ácida:



**8.4** Acerte as seguintes equações redox em solução aquosa básica:



**8.5** Calcule o potencial de um elemento de pilha constituído por um eléctrodo de prata mergulhado numa solução  $1,00 \times 10^{-2} \text{ M}$  em ião  $\text{Ag}^+$ .



- 8.6** Calcule o potencial de um elemento de pilha constituído por um eléctrodo de zinco mergulhado numa solução  $1,00 \times 10^{-2}$  M em ião  $Zn^{2+}$  (concentração analítica), tamponizada a pH 10,0 com um tampão de  $NH_3 / NH_4Cl$  de concentração total 0,100 M.

$$E^\circ (Zn^{2+}/Zn) = -0,762 \text{ V}$$

Constantes de estabilidade parciais dos complexos de  $Zn^{2+}$  com  $NH_3$ :  $K_1 = 1,5 \times 10^2$ ;  $K_2 = 1,8 \times 10^2$ ;  $K_3 = 2,0 \times 10^2$ ;  $K_4 = 91$ ;  $pK_a(NH_4^+) = 9,244$

- 8.7** A uma toma de 10,00 mL de uma solução 0,1000 M de  $Fe(NO_3)_2$  adicionaram-se 50,0 mL de água destilada (o meio ficou  $H_2SO_4$  1 M) e titulou-se a mistura resultante com  $KMnO_4$  gastando-se 12,32 mL até ao ponto de equivalência. Qual a molaridade da solução de permanganato?

- 8.8** Uma amostra de 25,00 mL de peróxido de hidrogénio comercial (água oxigenada) foi diluída a 250,0 mL num balão volumétrico. Fez-se uma toma de 25,00 mL desta solução, misturou-se com 200,0 mL de água destilada e 20,00 mL de  $H_2SO_4$  3 M e titulou-se com 0,02123 M de  $KMnO_4$ . A primeira cor rosa surgiu aos 27,66 mL de titulante adicionado. Fez-se um *branco* usando água destilada em vez da amostra e a cor rosa surgiu aos 0,04 mL. Calcule a molaridade da amostra de  $H_2O_2$ .

$$E^\circ (O_2 / H_2O_2) = 0,695 \text{ V}$$

- 8.9 a)** Calcule o potencial no ponto de meia titulação e no ponto de equivalência de uma titulação de 20,00 mL de uma solução de  $Fe^{2+}$  0,1500 M com uma solução de  $KMnO_4$  0,1200 M em meio  $H_2SO_4$  1 M.

$$E^\circ (Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77 \text{ V}; E^\circ (MnO_4^-/Mn^{2+}) = 1,507 \text{ V}$$

- b)** Calcule o potencial a 25, 50 e 150 % da titulação da mesma solução de  $Fe^{2+}$ , tamponizada a pH 1, com uma solução de  $MnO_4^-$  0,1000 M. O que acha em relação ao potencial a 0 % da titulação? Calcule a constante de equilíbrio da reacção.

- 8.10** Suponha a reacção do ião  $IO_3^-$  com o ião  $Br^-$  em meio aquoso ácido, em que os produtos da reacção são o  $I_2(aq)$  e o  $Br_2(aq)$ .

- a)** Escreva a reacção redox correspondente.

- b) Calcule o valor da constante de equilíbrio (K) e o potencial no ponto de equivalência da mesma reacção redox. Comente a viabilidade da titulação.

$$E^{\circ} [\text{IO}_3^- / \text{I}_2(\text{aq})] = 1,210 \text{ V}; E^{\circ} [\text{Br}_2(\text{aq.}) / \text{Br}^-] = 1,098 \text{ V}$$

**8.14** Pode dosear-se crómio em amostras de minérios pelo seguinte procedimento experimental: Oxida-se o crómio a dicromato em meio ácido. O dicromato é depois reduzido com um excesso de sulfato ferroso e o excesso de  $\text{Fe}^{2+}$  é titulado por retorno com uma solução de  $\text{KMnO}_4$ .

Aplicou-se este método partindo de 1,1327 g de minério. Uma vez solubilizado o minério e o crómio passado a dicromato, adicionou-se 25,00 mL de uma solução de sulfato ferroso 0,400 M. O excesso de  $\text{Fe}^{2+}$  foi titulado com uma solução de permanganato de potássio 0,0251 M. Gastaram-se 12,50 mL de titulante.

- a) Determine a percentagem de crómio no minério. Justifique os cálculos escrevendo as equações redox correspondentes.

**Dados:**  $E^{\circ} (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$ ;  $E^{\circ} (\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$ ;  $E^{\circ} (\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$ ; MA (Cr) = 52.

**8.15** A 50,00 mL de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0,01667 M adicionaram-se 50,00 mL de uma solução de  $\text{Fe}^{2+}$  0,100 M.

- a) Qual o potencial do sistema quando se atingir o equilíbrio? Justifique a sua resposta. Despreze o efeito da força iónica nos cálculos, mas deduza as expressões que necessitar.

**Dados:**

$$E^{\circ}(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}; E^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,771 \text{ V}; [\text{H}^+] = 1,00 \text{ M}$$

$$E^{\circ} (\text{eléctrodo de referência}) = 0,241 \text{ V}$$