

SOLUCIONES

EXERCICIOS E PROBLEMAS DE REPASO

QUÍMICA 2º BACH

2- O aluminio metal obtense industrialmente por electrolise do óxido de aluminio fundido, utilizando electrodos de carbono.

a) Dibuja un esquema da célula electrolítica utilizada na electrolise do óxido de aluminio fundido. Indica o signo do ánodo, o signo do cátodo e o fluxo de electróns durante a electrolise.

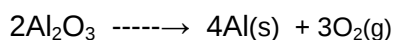
b) Se a célula electrolítica se carga con 2 kg de óxido de aluminio e se fai pasar por unha corrente eléctrica de $3,5 \cdot 10^2$ A durante 3 horas, calcula os gramos de óxido de aluminio **que quedan** (este era o erro!) na célula despois da electrolise.

DATOS: Al: 27 u; O:16 u. 1 F= 96485 C

b) (-) cátodo: $\text{Al}^{+3} + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Al(s)}$ $Q = 3,5 \cdot 10^2 \cdot 3 \cdot 3600 = 3,78 \cdot 10^6 \text{ C}$

$$m \text{ Al} = 3,78 \cdot 10^6 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{3 \cdot 96485 \text{ C}} \cdot \frac{27 \text{ g}}{1 \text{ mol Al}} = 352,6 \text{ g}$$

Temos que calcular cantos g de Al_2O_3 producen 352,6 g de Al (13,06 moles):

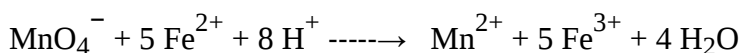


$$m \text{ Al}_2\text{O}_3 = 13,06 \text{ moles Al} \cdot \frac{2 \text{ moles Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}} \cdot \frac{102 \text{ g}}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 666 \text{ g}$$

$$m \text{ Al}_2\text{O}_3 = 2000 - 666 = 1334 \text{ g}$$

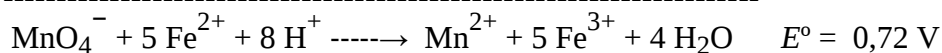
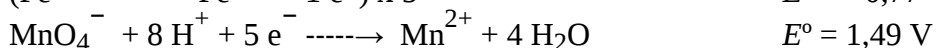
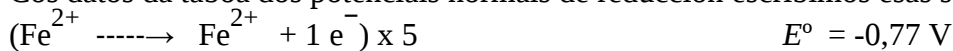
3- Problema 28 do libro de texto. Páxina 204

A reacción é:



Se observamos a reacción, vemos que cando esta transcorre da esquerda á dereita, redúcese o MnO_4^- a Mn^{2+} e oxídase o Fe^{2+} a Fe^{3+} .

Cos datos da táboa dos potenciais normais de redución escribimos esas semirreaccións:



O número de electróns transferidos no proceso global é $n = 5$.

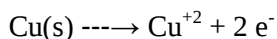
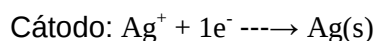
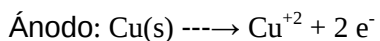
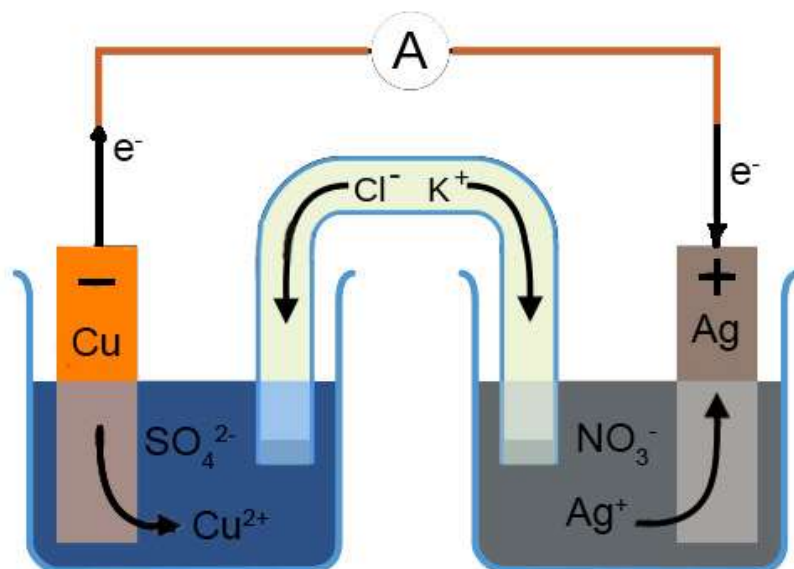
Cando se acada o equilibrio cúmplese que:

$$\ln K_c = \frac{n \cdot F \cdot E^\circ}{R \cdot T} = \frac{5 \cdot 96500 \cdot 0,72}{8,31 \cdot 298} = 140,3 \quad K_c = 8,5 \cdot 10^{60}$$

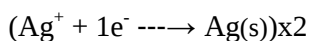
Ollo! Unidades $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

4- Describe ou debuxa a pila ou célula galvánica formada por un electrodo de cobre sumerxido nunha disolución de sulfato de cobre (II) 1M; e un electrodo de prata sumerxido nunha disolución de nitrato de prata 1M e que utiliza como ponte salina ou electrolito una disolución de KCl. Indica: a) A reacción que se produce en cada electrodo e a reacción total, indicando o cátodo e o ánodo; b) O sentido do fluxo dos electróns polo circuito externo e o sentido dos ións na ponte salina; c) Eo da pila e ΔG° ; d) A especie que se oxida e a que se reduce, así como os axentes oxidante e reductor.

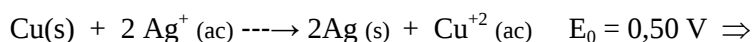
DATOS: $E_o(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E_o(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,84 \text{ V}$



$E_0 = -0,34 \text{ V}$



$E_0 = 0,84 \text{ V}$



$E_0 = 0,50 \text{ V} \Rightarrow$

$\Delta G^\circ = -nFE_0 = 2.96500.0,50 = -96500 \text{ J}$

O cobre oxídase no ánodo polo que é o axente reductor

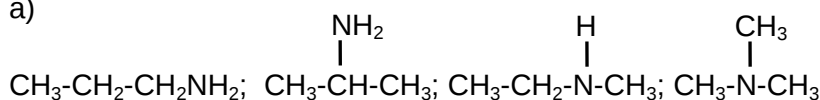
A prata redúcese no cátodo polo que é o axente oxidante

5- A un laboratorio chega una mostra etiquetada coa fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$. Escribe a fórmula dos posibles isómeros estruturais que pode presentar.

Escribe a configuración espacial e de Fischer dos dous enantiómeros da *alanina*:



a)



b)

