

## Unidade 8. Exercicios de apoio

### 1. Pilas e potenciais de redución.

- Exemplo 1:** Razoe: a) Se o cobre metal pode disolverse en HCl 1 M para dar cloruro de cobre (II) e hidróxeno molecular ( $H_2$ ). b) ¿Podería disolverse o Zn? **Datos:**  $E_0$  (V):  $Cu^{2+}/Cu^0 = 0,34$ ;  $2H^+/H_2 = 0,00$ ;  $Zn^{2+}/Zn = -0,76$ .
- Exemplo 2:** Dados os equilibrios:  $KMnO_4 + FeCl_2 + HCl \rightleftharpoons MnCl_2 + FeCl_3 + KCl + H_2O$ ;  $KMnO_4 + SnCl_2 + HCl \rightleftharpoons MnCl_2 + SnCl_4 + KCl + H_2O$  a) Axuste ambas as reaccións e xustifique se están desprazadas á dereita; b) Calcule o volume de  $KMnO_4$  0,1 M necesario para oxidar o  $Fe^{+2}$  e o  $Sn^{+2}$  contidos en 100 g dunha mostra que contén partes iguais en peso dos seus cloruros. **Datos:** ( $E_0$ ):  $MnO_4^-/Mn^{2+} = 1,56$ ;  $E_0 Fe^{3+}/Fe^{2+} = 0,77$ ;  $E_0 Sn^{4+}/Sn^{2+} = 0,13$ .
- Exemplo 3:** O ácido nítrico en disolución 1 M reacciona con níquel metálico producindo nitrato de níquel e monóxido de nitróxeno. Calcule o potencial normal da reacción e deduz se se produciría esta reacción co ouro metal. Indique os axentes oxidante e redutor en cada caso: **Datos:**  $E_0(NO_3^-/NO) = 0,96$  V ;  $E_0(Ni^{2+}/Ni) = -0,25$  V ;  $E_0(Au^{3+}/Au) = 1,50$  V.
- Exemplo 4:** Dada a seguinte táboa de potenciais normais: a) Escriba a notación dunha pila na que ambos os eléctrodos sexan metálicos, elixindo os dous pares redox que dean lugar a unha forza electromotriz máxima e calcule o valor da mesma. b) Calcule a diferenza de potencial mínima que se debe aplicar a unha cela electrolítica que contén cloruro ferroso fundido para que se deposite o metal.
 

$Ce^{4+}/Ce^{3+}$	1,61 V
$Cl_2/Cl^-$	1,36 V
$Fe^{3+}/Fe^{2+}$	0,77 V
$Cu^{2+}/Cu$	0,34 V
$Pb^{2+}/Pb$	-0,13 V
$Fe^{2+}/Fe$	-0,44 V
$Zn^{2+}/Zn$	-0,76 V
$Be^{2+}/Be$	-1,85 V
- Exemplo 5:** Indicar que reaccións teñen no ánodo e o cátodo e a voltaxe da pila correspondente: a)  $Zn^{2+} \rightarrow Zn$  y  $Pb^{2+} \rightarrow Pb$ ; b)  $Cl_2 \rightarrow 2 Cl^-$  y  $Cd^{2+} \rightarrow Cd$ ; c)  $Ag^+ \rightarrow Ag$  y  $Pb^{2+} \rightarrow Pb$ . **Datos:**  $E_0(Zn^{2+}/Zn) = -0,76$  V;  $E_0(Pb^{2+}/Pb) = -0,13$  V;  $E_0(Cl_2/Cl^-) = 1,36$  V;  $E_0(Cd^{2+}/Cd) = -0,40$  V;  $E_0(Ag^+/Ag) = 0,80$  V.

### 2. Electrólise

- Exemplo 1:** Desexamos recubrir de prata un garfo metálico mediante a electrólise dunha disolución de nitrato de prata. ¿Actuará como ánodo ou como cátodo o garfo?. ¿Durante canto tempo ten que pasar unha corrente de 2 A para pratear a superficie de 20  $cm^2$  se se desexa que a capa depositada sexa de 0,1 mm de espesor sabendo que a densidade da prata é de 10,5  $g/cm^3$ ?

- **Exemplo 2:** O cinc metálico pode reaccionar cos ións hidróxeno oxidándose a cinc(II). a) ¿Que volume de hidróxeno medido a 700 mm de mercurio e 77°C desprenderase se se disolven completamente 0,5 moles de cinc? b) Se se realiza a electrólise dunha disolución de cinc(II) aplicando unha intensidade de 1,5 amperios durante 2 horas e deposítanse 3,66 g de metal, calcule a masa atómica do cinc. **Datos:**  $F = 96.500 \text{ C}$ .

## Quincena 8. Exercicios de apoio (Coa solución)

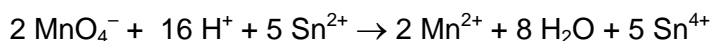
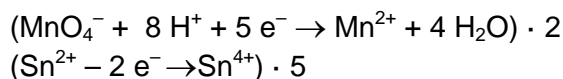
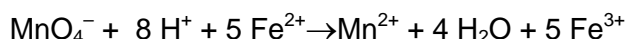
### 1. Pilas e potenciais de redución.

• Exemplo 1:

- a) **NON**, pois  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0) > E_0(2 \text{ H}^+/\text{H}_2)$  co que o Cu tende a continuar na súa forma reducida
- b) **SÍ**, porque  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0) < E_0(2 \text{ H}^+/\text{H}_2)$  co que o Zn tende a pasar á súa forma oxidada ( $\text{Zn}^{2+}$ ) e os H á súa forma reducida. A reacción global será:  
 $\text{Zn}^{+2} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$ .

• Exemplo 2:

- a)  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{ H}^+ + 5 \text{ e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{ H}_2\text{O}$   
 $(\text{Fe}^{2+} - 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+}) \cdot 5$



Ambas reaccións estarán desprazadas á dereita debido o carácter oxidante do ión  $\text{MnO}_4^-$  ( $E^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$  é maior que  $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$  y que  $E^0(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+})$ ) polo que o ión  $\text{MnO}_4^-$  pasará a súa forma reducida ( $\text{Mn}^{2+}$ ) e os ións  $\text{Fe}^{2+}$  e  $\text{Sn}^{2+}$  oxidaranse a  $\text{Fe}^{3+}$  e  $\text{Sn}^{4+}$  respectivamente.

b) 
$$\frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{n(\text{KMnO}_4)} = \frac{5 \cdot 126,75 \text{ g FeCl}_2}{50 \text{ g}} \Rightarrow n(\text{KMnO}_4) = \underline{\underline{0,0789 \text{ mol}}}$$

$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{n(\text{KMnO}_4)} = \frac{5 \cdot 189,6 \text{ g SnCl}_2}{50 \text{ g}} \Rightarrow n(\text{KMnO}_4) = \underline{\underline{0,1055 \text{ mol}}}$$

$$n_{\text{TOTAL}}(\text{KMnO}_4) = 0,0789 \text{ mol} + 0,1055 \text{ mol} = \underline{\underline{0,1844 \text{ mol}}}$$

$$V = \frac{n_{\text{TOTAL}} (\text{KMnO}_4)}{\text{Molaridad}} = \frac{0,1844 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/l}} = \underline{\underline{1,844 \text{ litros}}}$$

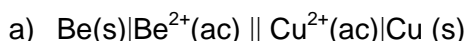
• **Exemplo 3:**

$$\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,96 \text{ V} - (-0,25) = \underline{\underline{1,21 \text{ V}}}.$$

O  $\text{NO}_3^-$  en medio ácido **NON** é capaz de oxidar ao ouro posto que o potencial de redución do par  $\text{Au}^{3+}/\text{Au}$  é superior ao de  $\text{NO}_3^-/\text{NO}$ , co que o ouro permanecerá na súa forma reducida, é dicir, na súa forma metálica.

Oxidante:  $\text{NO}_3^-$ ; Redutor: Ni

• **Exemplo 4:**

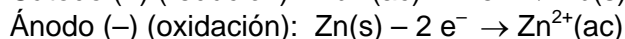
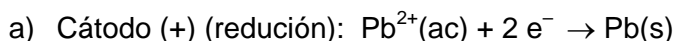


$$\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,34 \text{ V} - (-1,85 \text{ V}) = \underline{\underline{2,19 \text{ V}}}.$$

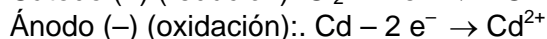
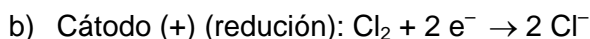
- b) Se se trata de fornecer unha d.d.p desde o exterior (electrólise), a menor d.d.p obterase usando o outro electrodo de Zn e fornecendo os 0,33 V necesarios [-0,44 V -(-0,76 V)].

Por suposto, non sería necesario fornecer ningunha corrente externa se usásemos electrodos cuxo potencial de redución fose superior a -0,44 V, xa que entón a reacción sería espontánea e formaría unha pila que produciría unha diferenza de potencial.

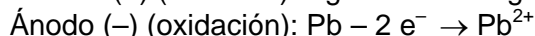
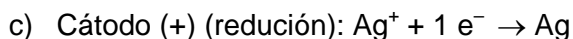
• **Exemplo 5:**



$$\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = -0,13 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = \underline{\underline{0,63 \text{ V}}}$$



$$\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 1,36 \text{ V} - (-0,40) = \underline{\underline{1,76 \text{ V}}}$$



$$\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,80 \text{ V} - (-0,13 \text{ V}) = \underline{\underline{0,93 \text{ V}}}$$

## 2. Electrólise

### • Exemplo 1:

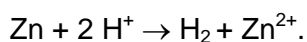
Actuará como cátodo posto que é o lugar onde deben acudir os catións  $\text{Ag}^+$ .

$$m = V \cdot d = 20 \text{ cm}^2 \cdot 0,01 \text{ cm} \cdot 10,5 \text{ g/cm}^3 = 2,1 \text{ g}$$

$$t = \frac{m \cdot 96500 \text{ C/eq}}{M_{\text{eq}} \cdot I} = \frac{2,1 \text{ g} \cdot 96500 \text{ C/eq}}{(107,87/1) \text{ g/eq} \cdot 2 \text{ A}} = \underline{\underline{939 \text{ s}}}$$

### • Exemplo 2:

a)



Se por cada mol de Zn se produce 1 mol de  $\text{H}_2$ , con 0,5 moles de Zn produciranse 0,5 moles de  $\text{H}_2$ .

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 350 \text{ K}}{(700/760) \text{ atm}} = \underline{\underline{15,58 \text{ litros de } \text{H}_2}}$$

b)

$$M_{\text{at}} = \frac{m \cdot 96500 \text{ C/eq} \cdot v}{I \cdot t} = \frac{3,66 \text{ g} \cdot 96500 \text{ C/eq} \cdot 2 \text{ eq/mol}}{1,5 \text{ A} \cdot 7200 \text{ s}} = \underline{\underline{65,4 \text{ g/mol}}}$$