

## Unidade 8. Exercicios autoavaliables

### 1. Pilas e potenciais de redución.

- Exemplo 1:** Nas dúas pilas formadas polos seguintes electrodos: a) cobre-chumbo e b) chumbo-ferro, predicir a polaridade dos electrodos (ánodo e cátodo) en cada caso, a f.e.m. da pila, as notacións das mesmas e as reaccións que teñen lugar en cada unha. Potenciais de redución (Volts):  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : 0,34;  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ : -0,13;  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ : -0,44.
- Exemplo 2:** Os potenciais normais de redución en condicións estándar dos pares  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ,  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$  y  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  son respectivamente, 0,34 V, -0,13 V e -0,76 V. a) Explica, escribindo as reaccións correspondentes que metais producen desprendemento de hidróxeno ao ser tratados cun ácido b) Fai un esquema e escribe as reaccións de ánodo e cátodo da pila formada por electrodos de Zn e Pb.
- Exemplo 3:** Deduce razoadamente e escribindo a ecuación axustada: a) Se o ferro no seu estado elemental pode ser oxidado a Fe(II) co  $\text{MoO}_4^{2-}$  b) Se o ferro(II) pode ser oxidado a Fe(III) con  $\text{NO}_3^-$ .  
**Datos:**  $E_0(\text{MoO}_4^{2-}/\text{Mo}^{3+}) = 0,51 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$ ;  
 $E_0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0) = -0,44 \text{ V}$ .
- Exemplo 4:** Dos seguintes metais: Al, Fe, Ag, Au e Ni, xustifica cales reaccionarán espontaneamente con ións  $\text{Cu}^{+2}$ . Escribe as reaccións que se produzan. ( $E_0$ (redución) (V):  $\text{Al}^{3+} \rightarrow \text{Al} = -1,66$ ;  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe} = -0,44$ ;  $\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag} = 0,80$ ;  $\text{Au}^{3+} \rightarrow \text{Au} = 1,50$ ;  $\text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Ni} = -0,25$ ;  $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} = 0,34$ ).
- Exemplo 5:** Considera a reacción:  $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$   
 a) Axuste a reacción polo método do ión-electrón. b) Que volume de NO (medido a 1 atm e 273 K) se desprenderá ao oxidarse 2,50 g de cobre metálico.
- Exemplo 6:** Unha mostra de 20 g de latón (alíaxe de cinc e cobre) trátase con ácido clorhídrico, desprendéndose 2,8 litros de hidróxeno gas medidos a 1 atm e 25 °C. a) Formule e axuste a reacción ou reaccións que teñen lugar. b) Calcule a composición da alíaxe, expresándoa como % en peso.  
**Datos:**  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$ .
- Exemplo 7:** Razona cal das seguintes reaccións será posible e completa estas: **a)**  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow$ ; **b)**  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 \rightarrow$ ; **c)**  $\text{Cu}^0 + \text{H}^+ \rightarrow$ ; **d)**  $\text{Cu}^0 + \text{H}_2 \rightarrow$ .  
**Datos:**  $[\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu} (E_0 = 0,34 \text{ V})]$ ;  $2 \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (E_0 = 0,00 \text{ V})$ .

- **Exemplo 8:** Dados os datos de potencial estándar de redución dos seguintes sistemas:  $E_o(I_2/I^-) = 0,53 \text{ V}$ ;  $E_o(Br_2/Br^-) = 1,07 \text{ V}$   $E_o(Cl_2/Cl^-) = 1,36 \text{ V}$ . Indica razoadamente: a) ¿Cal é a especie química máis oxidante entre as mencionadas anteriormente? b) ¿Cal é a forma reducida con maior tendencia a oxidarse? c) ¿É espontánea a reacción entre o cloro molecular e o ion iodo? d) ¿É espontánea a reacción entre o ion cloruro e o bromo molecular?.
- **Exemplo 9:** Os eléctrodos dunha pila galvánica son de aluminio e cobre. a) Escriba as semirreaccións que se producen en cada electrodo, indicando cal será o ánodo e cal será o cátodo b) Calcule a forza electromotriz da pila. c) Cal será a representación simbólica da pila? d) Razoe se algún dos dous metais produciría hidróxeno gasoso ao polo en contacto con ácido sulfúrico. Datos: Potenciais normais ;  $Al^{3+}/Al = -1,67 \text{ V}$   $Cu^{2+}/Cu = 0,35 \text{ V}$ ;  $H^+/H_2 = 0,00 \text{ V}$

## 2. Electrólise

- **Exemplo 1:** Electrolizamos unha disolución de sulfato de cinc (II) usando corrente de 15 A durante 5 minutos e a cantidade de metal depositada no cátodo é de 1,53 g; a) escribe as reaccións que se producen no ánodo e no cátodo (sabemos que no ánodo despréndese  $O_2$  e que diminúe o pH da disolución); b) calcula a masa atómica do Zn.
- **Exemplo 2:** Móntanse en serie dúas cubas electrolíticas que conteñen disolucións de  $AgNO_3$  e de  $CuSO_4$ , respectivamente. Calcula os gramos de prata que se depositarán na primeira se na segunda depositáanse 6 g de Cu.
- **Exemplo 3:** Durante a electrólise do cloruro de magnesio fundido: a) ¿cantos gramos de Mg se producen cando pasan  $5,80 \times 10^3$  Culombios a través da célula? b) ¿canto tempo se tarda en depositar 1,50 g de Mg cunha corrente de 15 A?
- **Exemplo 4:** ¿Que volume de cloro se obtén a  $27^\circ C$  e 700 mm de Hg de presión nunha electrólise de NaCl, facendo pasar unha corrente de 100 A durante 10 horas?

## Quincena 8. Exercicios autoavaliables (Coa solución)

### 1. Pilas e potenciais de redución.

- Exemplo 1:** Nas dúas pilas formadas polos seguintes electrodos: a) cobre-chumbo e b) chumbo-ferro, predicir a polaridade dos electrodos (ánodo e cátodo) en cada caso, a f.e.m. da pila, as reaccións das mesmas e as reaccións que teñen lugar en cada unha. Potenciais de redución (Voltios):  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : 0,34;  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ : -0,13;  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ : -0,44.

#### Solución:

- a) Cátodo (+) (redución):  $\text{Cobre} \Rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$   
 Ánodo (-) (oxidación):  $\text{Chumbo} \Rightarrow \text{Pb}(\text{s}) - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}(\text{ac})$   
 $\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,34 \text{ V} - (-0,13 \text{ V}) = 0,47 \text{ V};$



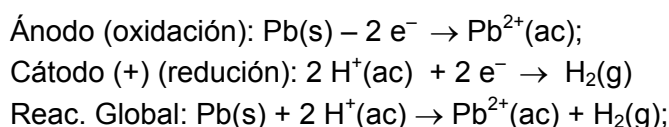
- b) Cátodo (+) (redución):  $\text{Chumbo} \Rightarrow \text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$   
 Ánodo (-) (oxidación):  $\text{Ferro} \Rightarrow \text{Fe}(\text{s}) - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{ac})$   
 $\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = -0,13 \text{ V} - (-0,44) = 0,31 \text{ V};$



- Exemplo 2:** Os potenciais normais de redución en condicións estándar dos pares  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ,  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$  y  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  son respectivamente, 0,34 V, -0,13 V e -0,76 V. a) Explica, escribindo as reaccións correspondentes que metais producen desprendemento de hidróxeno ao ser tratados cun ácido b) Fai un esquema e escribe as reaccións de ánodo e cátodo da pila formada por electrodos de Zn e Pb.

#### Solución:

- a) Para desprender  $\text{H}_2$  é necesario que os H do ácido se reduzan a  $\text{H}_2$  ( $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ ). Como o potencial da devandita reacción é 0,00 V, os metais que ao oxidarse liberan os  $\text{e}^-$  necesarios son os que teñen un potencial de redución menor que o do  $\text{H}_2$ , é dicir, os que teñen potencial de redución negativos como o Pb e o Zn.



$$E = 0 - (-0,13) = 0,13 \text{ V} > 0 \Rightarrow \text{espontáneo}$$

Ánodo (oxidación):  $\text{Zn(s)} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac})$ ;  
Cátodo (+) (redución):  $2 \text{H}^+(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$   
Reac. Global:  $\text{Zn(s)} + 2 \text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$ ;

$$E = 0 - (-0,76) = 0,76 \text{ V} > 0 \Rightarrow \text{espontáneo}$$

b) Cátodo (+) (redución):  $\text{Chumbo} \Rightarrow \text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb(s)}$   
Ánodo (-) (oxidación):  $\text{Cinc} \Rightarrow \text{Zn(s)} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac})$   
 $\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = -0,13 \text{ V} - (-0,76) = 0,63 \text{ V}$ ;  
 $\text{Zn(s)}|\text{Zn}^{2+}(\text{ac})||\text{Pb}^{2+}(\text{ac})|\text{Pb(s)}$

- **Exemplo 3:** Deduce razoadamente e escribindo a ecuación axustada: a) Se o ferro no seu estado elemental pode ser oxidado a Fe(II) co n  $\text{MoO}_4^{2-}$  b) Se o ferro(II) pode ser oxidado a Fe(III) con  $\text{NO}_3^-$ .  
Datos:  $E_o(\text{MoO}_4^{2-}/\text{Mo}^{3+}) = 0,51 \text{ V}$ ;  $E_o(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$ ;  
 $E_o(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$ ;  $E_o(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0) = -0,44 \text{ V}$ .

**Solución:**

a) **SÍ** pode ser oxidado, pois  $E_o(\text{MoO}_4^{2-}/\text{Mo}^{3+}) > E_o(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0)$   
Redución:  $\text{MoO}_4^{2-}(\text{ac}) + 8 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Mo}^{3+}(\text{ac}) + 4 \text{H}_2\text{O}$   
Ánodo (oxidación):  $\text{Fe(s)} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{ac})$ ;  
R. Global:  $2 \text{MoO}_4^{2-}(\text{ac}) + 16 \text{H}^+ + 3 \text{Fe(s)} \rightarrow 2 \text{Mo}^{3+}(\text{ac}) + 8 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Fe}^{2+}(\text{ac})$ ;

$$E = 0,51 - (-0,44) = 0,95 \text{ V} > 0 \Rightarrow \text{espontáneo}$$

b) **SÍ** pode ser oxidado, pois  $E_o(\text{NO}_3^-/\text{NO}) > E_o(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$   
Redución:  $\text{NO}_3^-(\text{ac}) + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}$   
Ánodo (oxidación):  $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) - 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{ac})$ ;  
R. Global:  $\text{NO}_3^-(\text{ac}) + 4 \text{H}^+ + 3 \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{NO(g)} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Fe}^{3+}(\text{ac})$ .

$$E = 0,96 - 0,77 = 0,19 \text{ V} > 0 \Rightarrow \text{espontáneo}$$

- **Exemplo 4:** Dos seguintes metais: Al, Fe, Ag, Au e Ni, xustifica cales reaccionarán espontaneamente con ións  $\text{Cu}^{+2}$ . Escribe as reaccións que se produzan. ( $E_o(\text{redución})$  (V):  $\text{Al}^{3+} \rightarrow \text{Al} = -1,66$ ;  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe} = -0,44$ ;  $\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag} = 0,80$ ;  $\text{Au}^{3+} \rightarrow \text{Au} = 1,50$ ;  $\text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Ni} = -0,25$ ;  $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} = 0,34$ ).

**Solución:**

Só reaccionarán (e se oxidarán) os que teñan un potencial de redución inferior a 0,34 V, é dicir, Al, Fe e Ni.

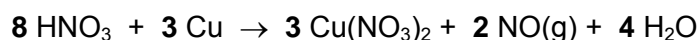
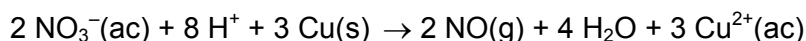
Oxidacións:  $\text{Al(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- (\text{ac})$ ;  $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$  ;  
 $\text{Ni(s)} \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$  ;  
 Redución:  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$ .

$2 \text{Al(s)} + 3 \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{ac}) + 3 \text{Cu(s)}$   $E = 0,34 - (-1,66) = 2,00 \text{ V} > 0$   
 $\text{Fe(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu(s)}$   $E = 0,34 - (-0,44) = 0,78 \text{ V} > 0$   
 $\text{Ni(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu(s)}$   $E = 0,34 - (-0,25) = 0,59 \text{ V} > 0$

- **Exemplo 5:** Considera a reacción:  $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO(g)} + \text{H}_2\text{O}$   
 a) Axuste a reacción polo método do ión-electrón. b) Que volume de NO (medido a 1 atm e 273 K) se desprenderá ao oxidarse 2,50 g de cobre metálico.

**Solución:**

a) Reducción:  $\text{NO}_3^-(\text{ac}) + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}$   
 Oxidación:  $\text{Cu(s)} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac})$



b)

$$\frac{3 \cdot 63,55 \text{ g}}{2,50 \text{ g}} = \frac{2 \cdot 22,4 \text{ L}}{V(\text{NO})} \Rightarrow \underline{V(\text{NO}) = 0,59 \text{ L}}$$

- **Exemplo 6:** Unha mostra de 20 g de latón (alíaxe de cinc e cobre) trátase con ácido clorhídrico, desprendéndose 2,8 litros de hidróxeno gas medidos a 1 atm e 25 °C. a) Formule e axuste a reacción ou reaccións que teñen lugar. b) Calcule a composición da alíaxe, expresándoa como % en peso. Datos:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$ .

**Solución:**

a)

Ánodo (oxidación):  $\text{Zn(s)} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac})$ ;  
 Cátodo (redución):  $2 \text{H}^+(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$   
 Reac. Global:  $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{ZnCl}_2$

O Cu non se oxida con H pois ten un potencial de redución positivo. Tampouco se pode reducir co  $\text{H}_2$  desprendido na reacción anterior, posto que xa está en estado reducido.

b)

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2,8 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,115 \text{ mol de H}_2$$

$$\frac{65,38 \text{ g}}{m(\text{Zn})} = \frac{1 \text{ mol}}{0,115 \text{ mol}} \Rightarrow m(\text{Zn}) = 7,49 \text{ g}; \quad \% = \frac{7,49 \text{ g}}{20 \text{ g}} \cdot 100 = 37,5 \% \text{ Zn}$$

- **Exemplo 7:** Razoa cal das seguintes reaccións será posible e completa estas: **a)**  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow$ ; **b)**  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 \rightarrow$ ; **c)**  $\text{Cu}^0 + \text{H}^+ \rightarrow$ ; **d)**  $\text{Cu}^0 + \text{H}_2 \rightarrow$ .  
**Datos:**  $[\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu} \text{ (} E_0 = 0,34 \text{ V)}]$ ;  $2 \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 \text{ (} E_0 = 0,00 \text{ V)}]$ .

**Solución:**

a) **NON É POSIBLE**, pois ambas as formas están en estado oxidado.

b) **SI É POSIBLE**, pois o  $\text{Cu}^{2+}$  reducirase ( $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ ) ao ter un potencial de redución maior que o do par  $\text{H}^+/\text{H}_2$ , de maneira que o  $\text{H}_2$  se oxidará ( $\text{H}_2 - 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}^+$ ). Reac. Global:  **$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + 2 \text{H}^+$**   
 **$E = 0,34 - 0 = 0,34 \text{ V} > 0$**

c) **NON É POSIBLE**, pois o par  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  ten un potencial de redución maior que o do par  $\text{H}^+/\text{H}_2$ , de maneira que o  $\text{Cu}$  permanece no seu estado reducido ( $\text{Cu}^0$ ) e o  $\text{H}_2$  no seu estado oxidado ( $\text{H}^+$ ).

d) **NON É POSIBLE**, pois ambas as formas están en estado reducido.

- **Exemplo 8:** Dados os datos de potencial estándar de redución dos seguintes sistemas:  $E_0(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,07 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ . Indica razoadamente: a) ¿Cal é a especie química máis oxidante entre as mencionadas anteriormente? b) ¿Cal é a forma reducida con maior tendencia a oxidarse? c) ¿É espontánea a reacción entre o cloro molecular e o ion ioduro? d) ¿É espontánea a reacción entre o ion cloruro e o bromo molecular?

**Solución:**

a) O  **$\text{Cl}_2$** , pois é o que ten un potencial de redución maior e tenderá máis que ninguén a pasar á súa forma reducida ( $\text{Cl}^-$ ) oxidando a calquera forma reducida cuxa par teña un  $E^0$  menor que o do  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ .

b) O  **$\text{I}^-$** , pois é o que ten un potencial de redución menor e tenderá máis as outras formas reducidas a pasar á súa forma oxidada ( $\text{I}_2$ ).

c) **SI**, pois tal e como se viu nos apartados anteriores o  $\text{Cl}_2$  ten maior tendencia que as demais formas oxidadas a reducirse, e o  $\text{I}^-$  é a forma

reducida das tres que maior ten tendencia a oxidarse. A reacción global será:  $\text{Cl}_2 + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{I}_2$   $E = 1,36 - 0,53 = 0,83 \text{ V} > 0$

d) **NON**, pois o  $\text{Cl}^-$  ten de a perma necer na forma reducida e o  $\text{Br}_2$  na oxidada ao ser  $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) > E_0(\text{Br}_2/\text{Br}^-)$ .  $E = 1,07 - 1,36 = -0,29 \text{ V} < 0$

- **Exemplo 9:** Os eléctrodos dunha pila galvánica son de aluminio e cobre. a) Escriba as semirreaccións que se producen en cada electrodo, indicando cal será o ánodo e cal será o cátodo b) Calcule a forza electromotriz da pila. c) Cal será a representación simbólica da pila? d) Razoe se algún dos dous metais produciría hidróxeno gasoso ao polo en contacto con ácido sulfúrico. Datos: Potenciais normais ;  $\text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,67 \text{ V}$   $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,35 \text{ V}$ ;  $\text{H}^+/\text{H}_2 = 0,00 \text{ V}$

**Solución:**

- a) **Cátodo (+)** (redución):  $\text{Cobre} \Rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$   
**Ánodo (-)** (oxidación):  $\text{Aluminio} \Rightarrow \text{Al}(\text{s}) - 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{ac})$
- b)  $\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,35 \text{ V} - (-1,67 \text{ V}) = \underline{\underline{2,02 \text{ V}}}$
- c)  $\text{Al}(\text{s})|\text{Al}^{3+}(\text{ac})||\text{Cu}^{2+}(\text{ac})|\text{Cu}(\text{s})$
- d) O **ALUMINIO**, pois  $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) < E^0(\text{H}^+/\text{H}_2)$  co que os  $\text{H}^+$  terán tendencia a reducirse e o Al a oxidarse.

A reacción global será:  $2 \text{Al} + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{H}_2$ .

$E = 0 - (-1,67) = 1,67 \text{ V} > 0$

## 2. Electrólise

- **Exemplo 1:** Electrolizamos unha disolución de sulfato de cinc (II) usando corrente de 15 A durante 5 minutos e a cantidade de metal depositada no cátodo é de 1,53 g; a) escribe as reaccións que se producen no ánodo e no cátodo (sabemos que **no** ánodo despréndese  $\text{O}_2$  e que diminúe o pH da disolución); b) calcula a masa atómica do Zn.

**Solución:**

- a) **Cátodo** (redución):  $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^0$   
**Ánodo** (oxidación):  $4 \text{OH}^- - 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$  (co que a disolución acidifícase)  
Ou a equivalente  $2 \text{H}_2\text{O} - 4 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+$   
O anión  $\text{SO}_4^{2-}$  xa ten o máximo estado de oxidación e non pode oxidarse máis.

b)

$$m \text{ (g)} = \frac{M_{\text{eq}} \cdot I \cdot t}{96500 \text{ C/eq}} = \frac{[M_{\text{at}}(\text{g/mol})/2 \text{ eq/mol}] \cdot 15 \text{ A} \cdot 300 \text{ s}}{96500 \text{ C/eq}} = 1,53 \text{ g}$$

$$\Rightarrow M_{\text{at}}(\text{Zn}) = \underline{\underline{65,6 \text{ g/mol}}}$$

- **Exemplo 2:** Móntanse en serie dúas cu bas electrolíticas que conteñen disolucións de  $\text{AgNO}_3$  e de  $\text{CuSO}_4$ , respectivamente. Calcula os gramos de prata que se depositarán na primeira se na segunda depositáanse 6 g de Cu.

**Solución:**

$$Q = \frac{m \cdot 96500 \text{ C/eq}}{M_{\text{eq}}} = \frac{6 \text{ g} \cdot 96500 \text{ C/eq}}{(63,55/2) \text{ g/eq}} = 18222 \text{ C}$$

$$m \text{ (g)} = \frac{M_{\text{eq}} \cdot Q}{96500 \text{ C/eq}} = \frac{(107,87/1) \text{ g/eq} \cdot 18222 \text{ C}}{96500 \text{ C/eq}} = \underline{\underline{20,4 \text{ g}}}$$

- **Exemplo 3:** Durante a electrólise do cloruro de magnesio fundido:  
a) ¿cantos gramos de Mg se producen cando pasan  $5,80 \cdot 10^3$  Culombios a través da célula? b) ¿canto tempo se tarda en depositar 1,50 g de Mg cunha corrente de 15 A?

**Solución:**

$$\text{a)} \quad m \text{ (g)} = \frac{M_{\text{eq}} \cdot Q}{96500 \text{ C/eq}} = \frac{(24,31/2) \text{ g/eq} \cdot 5,80 \cdot 10^3 \text{ C}}{96500 \text{ C/eq}} = \underline{\underline{0,73 \text{ g de Mg}}}$$

$$\text{b)} \quad t = \frac{m \cdot 96500 \text{ C/eq}}{M_{\text{eq}} \cdot I} = \frac{1,50 \text{ g} \cdot 96500 \text{ C/eq}}{(24,31/2) \text{ g/eq} \cdot 15 \text{ A}} = \underline{\underline{794 \text{ s}}}$$

- **Exemplo 4:** ¿Que volume de cloro se obtén a  $27^\circ\text{C}$  e 700 mm de Hg de presión nunha electrólise de NaCl, facendo pasar unha corrente de 100 A durante 10 horas?



**Solución:**

A formación de cloro ven dada por:  $2 \text{Cl}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

$$\frac{96500 \text{ C}}{100 \text{ A} \cdot 36000 \text{ s}} = \frac{\frac{1}{2} \text{ mol Cl}_2}{n} \Rightarrow n = 18,65 \text{ mol de Cl}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{18,65 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{(700/760) \text{ atm}} = \underline{\underline{498 \text{ litros}}}$$