LLORENC GARCÍAS I FONT

# Concepte d'oxidació i reducció. Nombre d'oxidació

| 4 | A ' 1 1 12 '1 '/                  |                | 1 1 .            | , . 1            | , . ,         | • ,                |
|---|-----------------------------------|----------------|------------------|------------------|---------------|--------------------|
|   | Assigna el nombre d'oxidació d    | ille correspon | a cada element o | nnimic en les es | snecies aiiii | midlies seglients: |
|   | 1 1551511d of Holliote d Oxidació | que correspon  | a cada cicilicit |                  | species qui   | inques seguents.   |

- a) NH<sub>3</sub>
- b) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- c)  $Ca(NO_2)_2$
- d) SF<sub>4</sub>
- e) NH<sub>4</sub><sup>+</sup>
- f) MnO<sub>4</sub>

- g)  $Cr_2O_7^{2-}$
- h)  $S^{2-}$
- i)  $Ba(HSO_3)_2$  j)  $H_2O_2$
- k) I<sub>2</sub>
- i) HNO<sub>3</sub>

# 2. Assigna el nombre d'oxidació que correspon a cada element químic en les espècies químiques següents:

- -3 1
- -2 1 -2
- 0 1 -2

- 3 1 -2
- **-4** 1

a) 
$$CH_3CH_3=C_2H_6$$

- a) CH<sub>3</sub>CH<sub>3</sub>=C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> b) CH<sub>3</sub>OH=CH<sub>4</sub>O c) HCHO=CH<sub>2</sub>O d) COOH-COOH=C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>O<sub>4</sub>
- e) CH<sub>4</sub>

1

### 3. Quines de les següents reaccions són processos d'oxidació-reducció? Identifica els corresponents agents oxidants i reductors.

- 4 -1 0 0 1 -1
- a)  $SiCl_4 + 2 H_2 \rightarrow Si + 4 HCl$  és un procés redox

Agent reductor: H<sub>2</sub>; espècie oxidada HCl

Agent oxidant: Si<sup>4+</sup>; espècie reduïda Si

- b)  $2 \text{ Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ MgO}$
- c)  $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2 H_2O$
- d)  $Cl_2 + 2 NaI \rightarrow 2 NaCl + I_2$

e) 
$$Fe_2O_3 + 3 CO \rightarrow 2 Fe + 3 CO_2$$
 és un procés redox

Agent reductor: CO; espècie oxidada CO<sub>2</sub>

Agent oxidant: Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; espècie reduïda Fe

f)  $CaCO_3 + HCl \rightarrow CO_2 + CaCl_2 + H_2O$  no és un procés redox

## **4.** Identifica l'agent oxidant i l'agent reductor en les reaccions químiques següents:

a) Al + NO<sub>3</sub> 
$$\rightarrow$$
 Al(OH)<sub>3</sub> + NH<sub>3</sub>

Agent reductor: Al; espècie oxidada Al<sup>3+</sup>

Agent oxidant: NO<sub>3</sub>; espècie reduïda NH<sub>3</sub>

b) 
$$PbS + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + H_2O$$

Agent reductor: S<sup>2</sup>-; espècie oxidada SO<sub>4</sub><sup>2</sup>-

Agent oxidant: H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>; espècie reduïda H<sub>2</sub>O

$$0 0 1-1$$
c)  $I_2 + CI_2 \rightarrow ICI$ 

Agent reductor: I<sub>2</sub>; espècie oxidada ICl Agent oxidant: Cl<sub>2</sub>; espècie reduïda ICl

0 1 5 -2 2 5 -2 2 -2 1 -2  
d) 
$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$

Agent reductor: Cu; espècie oxidada Cu<sup>2+</sup> Agent oxidant: NO<sub>3</sub>-; espècie reduïda NO

# Igualació d'equacions d'oxidació-reducció

Reacció iònica ajustada

5. Utilitza el mètode de l'ió-electró per igualar les equacions redox següents:

-2 1 2 -2 1 0 0  
a) 
$$N_2H_4 + Cu(OH)_2 \rightarrow N_2 + Cu$$

Semireacció d'oxidació:  $N_2H_4 \rightarrow N_2 + 4 H^+ + 4 e^-$ Semireacció de reducció:  $2 \cdot (Cu^{2^+} + 2 e^- \rightarrow Cu)$ 

> $N_2H_4 + 2 Cu^{2+} + 4 OH^- \rightarrow N_2 + 4 H^+ + 2 Cu + 4 OH^ N_2H_4 + 2 Cu^{2+} + 4 OH^- \rightarrow N_2 + 4 H_2O + 2 Cu$

Reacció molecular ajustada:  $N_2H_4 + 2 Cu(OH)_2 \rightarrow N_2 + 2 Cu + 4 H_2O$ 

Semireacció de reducció:  $(S_2O_3^{2-} + 6 H^+ + 4 e^- \rightarrow 2 S + 3 H_2O) \cdot 2$ Semireacció d'oxidació:  $S_2O_3^{2-} + 5 H_2O \rightarrow 2 SO_4^{2-} + 10 H^+ + 8 e^-$ 

3  $S_2O_3^{2--}$  + 12  $H^+$  + 5  $H_2O \rightarrow$  4 S + 6  $H_2O$  + 2  $SO_4^{2--}$  + 10  $H^+$  ció iònica ajustada 3  $S_2O_3^{2--}$  + 2  $H^+ \rightarrow$  4 S +  $H_2O$  + 2  $SO_4^{2--}$ 

Reacció iònica ajustada  $3 S_2O_3^{2-1} + 2 H^+ \rightarrow 4 S + H_2O + 2 G_3^{2-1}$ Reacció molecular ajustada:  $3 H_2S_2O_3 \rightarrow 4 S + 2 H_2SO_4 + H_2O_3$ 

1 6 -2 2 6 -2 1 6 -2 3 6 -2 3 6 -2 1 6 -2 1 -2 c)  $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O_4$ 

Semireacció de reducció:  $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$ Semireacció d'oxidació:  $6\cdot (Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-)$ 

Reacció iònica ajustada  $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 Fe^{2+} \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O + 6 Fe^{3+}$ 

Reacció molecular ajustada:  $K_2Cr_2O_7 + 6 \text{ FeSO}_4 + 7 \text{ H}_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3 \text{ Fe}_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7 \text{ H}_2O_4$ 

d) 
$$Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$$
  
0 15-2 2 5-2 -3 1 5-2 1 -2  
 $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$ 

Semireacció d'oxidació:  $(Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2 e^{-}) \cdot 4$ Semireacció de reducció:  $NO_3^- + 10 \text{ H}^+ + 8 \text{ e}^- \rightarrow NH_4^+ + 3 \text{ H}_2O$ 

Reacció iònica ajustada

$$4 \text{ Zn} + 10 \text{ H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow 4 \text{ Zn}^{2+} + \text{NH}_4^+ + 3 \text{ H}_2\text{O}$$

L'equació molecular ajustada és:  $4 \text{ Zn} + 10 \text{ HNO}_3 \rightarrow 4 \text{ Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$ 

1 7 -2 1 4 -2 4 -2 1 6 -2 1 -2 1  
e) 
$$KMnO_4 + K_2SO_3 \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + KOH$$

Semireacció de reducció:

$$2 \cdot (3 e^{-} + MnO_4^{-} + 4 H^{+} \rightarrow MnO_2 + 2 H_2O)$$

Semireacció d'oxidació:

$$3 \cdot (SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^-)$$

$$2 \text{ MnO}_{4}^{-} + 3 \text{ H}_{2}\text{O} + 3 \text{ SO}_{3}^{2^{-}} + 8 \text{ H}^{+} \rightarrow 2 \text{ MnO}_{2} + 6 \text{ H}^{+} + 3 \text{ SO}_{4}^{2^{-}} + 4 \text{ H}_{2}\text{O}$$

$$2 \text{ MnO}_{4}^{-} + 3 \text{ SO}_{3}^{2^{-}} + 2 \text{ H}^{+} \rightarrow 2 \text{ MnO}_{2} + 3 \text{ SO}_{4}^{2^{-}} + \text{H}_{2}\text{O}$$

$$2 \text{ MnO}_{4}^{-} + 3 \text{ SO}_{3}^{2^{-}} + 2 \text{ H}^{+} + 2 \text{ OH}^{-} \rightarrow 2 \text{ MnO}_{2} + 3 \text{ SO}_{4}^{2^{-}} + \text{H}_{2}\text{O} + 2 \text{ OH}^{-}$$

$$2 \text{ MnO}_{4}^{-} + 3 \text{ SO}_{3}^{2^{-}} + 2 \text{ H}_{2}\text{O} \rightarrow 2 \text{ MnO}_{2} + 3 \text{ SO}_{4}^{2^{-}} + \text{H}_{2}\text{O} + 2 \text{ OH}^{-}$$

Reacció iònica ajustada  $2 \text{ MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 3 \text{ SO}_3^{2-} \rightarrow 2 \text{ MnO}_2 + 2 \text{ OH}^- + 3 \text{ SO}_4^{2-}$ Reacció molecular ajustada:  $2 \text{ KMnO}_4 + 3 \text{ K}_2 \text{SO}_3 + \text{H}_2 \text{O} \rightarrow 2 \text{ MnO}_2 + 3 \text{ K}_2 \text{SO}_4 + 2 \text{ KOH}$ 

$$-3 \ 1 \ 1 \ -1 \ 1 \ -2 \ 1 \ 3 \ -2$$
  
f) AsH<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>  $\rightarrow$  H<sub>2</sub>O + HAsO<sub>2</sub>

Semireacció d'oxidació:

$$AsH_3 + 2 H_2O \rightarrow AsO_2^- + 7 H^+ + 6 e^-$$

Semireacció de reducció:  $(2e^{-} + H_2O_2 + 2 H^{+} \rightarrow 2 H_2O) \cdot 3$ 

$$AsH_3 + 2 H_2O + 3 H_2O_2 + 6 H^+ \rightarrow AsO_2^- + 7 H^+ + 6 H_2O$$

Reacció iònica ajustada 
$$AsH_3 + 3H_2O_2 \rightarrow AsO_2 + H^+ + 4H_2O$$

Reacció molecular ajustada:  $AsH_3 + 3 H_2O_2 \rightarrow 4 H_2O + HAsO_2$ 

2 -2 4 -2 1 5 -2 1 7 -2 2 5 -2  
g) 
$$MnO + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2$$

Semireacció d'oxidació:

$$(MnO + 3 H_2O \rightarrow MnO_4 + 6 H^+ + 5 e^-) \cdot 2$$

Semireacció de reducció:

$$(2e^{-} + PbO_{2} + 4 H^{+} \rightarrow Pb^{2+} + 2 H_{2}O) \cdot 5$$

 $2 \text{ MnO} + 6 \text{ H}_2\text{O} + 5 \text{ PbO}_2 + 20 \text{ H}^+ \rightarrow 2 \text{ MnO}_4^- + 12 \text{ H}^+ + 5 \text{ Pb}^{2+} + 10 \text{ H}_2\text{O}$ 

Reacció iònica ajustada  $2 \text{ MnO} + 5 \text{ PbO}_2 + 8 \text{ H}^+ \rightarrow 2 \text{ MnO}_4^- + 5 \text{ Pb}^{2+} + 4 \text{ H}_2\text{O}$ 

 $2 \text{ MnO} + 5 \text{ PbO}_2 + 8 \text{ HNO}_3 \rightarrow 2 \text{ HMnO}_4 + 5 \text{ Pb(NO}_3)_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$ 

Reacció molecular ajustada:  $2 \text{ MnO} + 5 \text{ PbO}_2 + 10 \text{ HNO}_3 \rightarrow 2 \text{ HMnO}_4 + 5 \text{ Pb(NO}_3)_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$ 

0 1 5 -2 1 5 -2 4 -2 1 -2  
h) 
$$I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O$$

Semireacció d'oxidació:

$$I_2 + 6 H_2O \rightarrow 2 IO_3^- + 12 H^+ + 10 e^-$$

Semireacció de reducció:

$$10 \cdot (1 \text{ e}^{-} + \text{NO}_3^{-} + 2 \text{ H}^{+} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O})$$

$$I_2 + 6 H_2O + 10 NO_3^- + 20 H^+ \rightarrow 2 IO_3^- + 12 H^+ + 10 NO_2 + 10 H_2O$$

Reacció iònica ajustada: 
$$I_2 + 10 \text{ NO}_3^- + 8 \text{ H}^+ \rightarrow 2 \text{ IO}_3^- + 10 \text{ NO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$$

Reacció molecular ajustada:  $I_2 + 10 \text{ HNO}_3 \rightarrow 2 \text{ HIO}_3 + 10 \text{ NO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$ 

1 -1 1 7 -2 4 -2 1 -2 1

i) NaCl + NaMnO<sub>4</sub> 
$$\rightarrow$$
 Cl<sub>2</sub> + MnO<sub>2</sub> + NaOH

Semireacció d'oxidació:

3  $(2 \text{ Cl} \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-)$ 

Semireacció de reducció:

 $2 \cdot (3 e^{-} + MnO_4^{-} + 4 H^{+} \rightarrow MnO_2 + 2 H_2O)$ 

$$6 \text{ Cl}^{-} + 2 \text{ MnO}_{4}^{-} + 8 \text{ H}^{+} \rightarrow 3 \text{ Cl}_{2} + 2 \text{ MnO}_{2} + 4 \text{ H}_{2}\text{O}$$

$$6 \text{ Cl}^{-} + 2 \text{ MnO}_{4}^{-} + 8 \text{ H}^{+} + 8 \text{ OH}^{-} \rightarrow 3 \text{ Cl}_{2} + 2 \text{ MnO}_{2} + 4 \text{ H}_{2}\text{O} + 8 \text{ OH}^{-}$$

$$6 \text{ Cl}^{-} + 2 \text{ MnO}_{4}^{-} + 8 \text{ H}_{2}\text{O} \rightarrow 3 \text{ Cl}_{2} + 2 \text{ MnO}_{2} + 4 \text{ H}_{2}\text{O} + 8 \text{ OH}^{-}$$

Reacció iònica ajustada 6 Cl<sup>-</sup> + 2 MnO<sub>4</sub> + 4 H<sub>2</sub>O  $\rightarrow$  3 Cl<sub>2</sub> + 2 MnO<sub>2</sub> + 8 OH<sup>-</sup> Reacció molecular ajustada:  $6 \text{ NaCl} + 2 \text{ NaMnO}_4 + 4 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{ Cl}_2 + 2 \text{ MnO}_2 + 8 \text{ NaOH}$ 

Semireacció de reducció: 
$$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$$

Semireacció d'oxidació:

$$(2 \text{ I}^{\text{-}} \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{ e}^{\text{-}}) \cdot 3$$

Reacció iònica ajustada

$$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 I^- \rightarrow 3 I_2 + 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$$

Reacció molecular ajustada:  $K_2Cr_2O_7 + 6 HI + 4 H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3 I_2 + 7 H_2O_4$ 

Semireacció d'oxidació:

Semireacció de reducció: 
$$ClO^+ 2 H^+ + 2 e^- \rightarrow Cl^- + H_2O$$
  
Semireacció d'oxidació:  $(Co^{2+} \rightarrow Co^{3+} + e^-) \cdot 2$ 

$$ClO^{-}+ 2 H^{+} + 2 Co^{2+} \rightarrow Cl^{-} + H_{2}O + 2 Co^{3+}$$
  
 $ClO^{-}+ 2 H^{+} + 2 Co^{2+} + 2 OH^{-} \rightarrow Cl^{-} + H_{2}O + 2 Co^{3+} + 2 OH^{-}$   
 $ClO^{-}+ 2 H_{2}O + 2 Co^{2+} \rightarrow Cl^{-} + H_{2}O + 2 Co^{3+} + 2 OH^{-}$ 

Reacció iònica ajustada

$$ClO^{-}+ H_2O + 2 Co^{2+} \rightarrow Cl^{-} + 2 OH^{-} + 2 Co^{3+}$$

6. Ajusta i completa (si cal) aquestes reaccions iòniques, produïdes en un medi àcid, utilizant el mètode de l'ióelectró:

0 5-2 4-2 2-2  
a) 
$$Sn + NO_3^- \rightarrow SnO_2 + NO$$

Semireacció de reducció:

$$4 \cdot (3 \text{ e}^{-} + \text{NO}_{3}^{-} + 4 \text{ H}^{+} \rightarrow \text{NO} + 2 \text{ H}_{2}\text{O})$$

Semireacció d'oxidació:

$$3 \cdot (Sn + 2 H_2O \rightarrow SnO_2 + 4 H^+ + 4 e^-)$$

$$4 \text{ NO}_{3}^{-} + 16 \text{ H}^{+} + 3 \text{ Sn} + 6 \text{ H}_{2}\text{O} \rightarrow 4 \text{ NO} + 8 \text{ H}_{2}\text{O} + 3 \text{ SnO}_{2} + 12 \text{ H}^{+}$$

$$4 \text{ NO}_{3}^{-} + 4 \text{ H}^{+} + 3 \text{ Sn} \rightarrow 4 \text{ NO} + 2 \text{ H}_{2}\text{O} + 3 \text{ SnO}_{2}$$
ada
$$3 \text{ Sn} + 4 \text{ NO}_{3}^{-} + 4 \text{ H}^{+} \rightarrow 3 \text{ SnO}_{2} + 4 \text{ NO} + 2 \text{ H}_{2}\text{O}$$

0 1-2 5-2 -1  
b) 
$$I_2 + ClO^- \rightarrow IO_3^- + Cl^-$$

Semireacció de reducció: 
$$(ClO^+ 2 H^+ + 2 e^- \rightarrow Cl^- + 2 H_2O) \cdot 5$$

 $I_2 + 6 H_2O \rightarrow 2 IO_3^- + 12 H^+ + 10 e^-$ Semireacció d'oxidació:

$$5 \text{ CIO}^- + 10 \text{ H}^+ + \text{I}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 5 \text{ CI}^- + 10 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ IO}_3^- + 12 \text{ H}^+$$

Reacció iònica ajustada

$$5 \text{ ClO}^{-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 5 \text{ Cl}^{-} + 2 \text{ IO}_3^{-} + 2 \text{ H}^{+}$$

2 5-2 3 -1  
c) 
$$Fe^{2+} + ClO_3^- \rightarrow Fe^{3+} + Cl^-$$

Semireacció de reducció:  $6 e^{-} + ClO_{3}^{-} + 6 H^{+} \rightarrow Cl^{-} + 3 H_{2}O$ Semireacció d'oxidació:  $6 \cdot (Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^{-})$ 

Reacció iònica ajustada

 $ClO_3^- + 6 H^+ + 6 Fe^{2+} \rightarrow Cl^- + 3 H_2O + 6 Fe^{3+}$ 

3 5-2 6 -2 3  
d) 
$$Cr^{3+} + BiO_3^- \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + Bi^{3+}$$

Semireacció d'oxidació:  $2 \operatorname{Cr}^{3+} + 7 \operatorname{H}_2 O \rightarrow \operatorname{Cr}_2 O_7^{2-} + 14 \operatorname{H}^+ + 6 \operatorname{e}^-$ Semireacció de reducció:  $(2e^- + \operatorname{BiO}_3^- + 6 \operatorname{H}^+ \rightarrow \operatorname{Bi}^{3+} + 3 \operatorname{H}_2 O) \cdot 3$ 

 $\begin{array}{c} 2 \ Cr^{3^{+}} + 7 \ H_{2}O + 3 \ BiO_{3}^{-} + 18 \ H^{+} \rightarrow Cr_{2}O_{7}^{\,2^{-}} + 14 \ H^{+} + 3 \ Bi^{3^{+}} + 9 \ H_{2}O \\ \text{Reacci\'o i\'onica ajustada} \ \hline \\ 2 \ Cr^{3^{+}} + 3 \ BiO_{3}^{-} + 4 \ H^{+} \rightarrow Cr_{2}O_{7}^{\,2^{--}} + 3 \ Bi^{3^{+}} + 2 \ H_{2}O \\ \end{array}$ 

a) 
$$3 - 2$$
 5 - 2 0 5 - 2  
e)  $AsO_3^{3-} + IO_3^{-} \rightarrow I_2 + AsO_4^{3-}$ 

Semireacció de reducció:  $2 \text{ IO}_3^- + 12 \text{ H}^+ + 10 \text{ e}^- \rightarrow \text{I}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$ Semireacció d'oxidació:  $5 (\text{AsO}_3^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^-)$ 

$$2 \text{ IO}_{3}^{-} + 12 \text{ H}^{+} + 5 \text{ AsO}_{3}^{3-} + 5 \text{ H}_{2}\text{O} \rightarrow \text{I}_{2} + 6 \text{ H}_{2}\text{O} + 5 \text{ AsO}_{4}^{3-} + 10 \text{ H}^{+}$$
Reacció iònica ajustada 
$$2 \text{ IO}_{3}^{-} + 2 \text{ H}^{+} + 5 \text{ AsO}_{3}^{3-} \rightarrow \text{I}_{2} + \text{H}_{2}\text{O} + 5 \text{ AsO}_{4}^{3-}$$

7. Ajusta i completa (si cal) aquestes reaccions iòniques, produïdes en un medi bàsic, utilizant el mètode de l'ióelectró:

a) 
$$SO_3^{2-} + MnO_4^- \rightarrow SO_4^{2-} + MnO_2$$

Semireacció d'oxidació:  $3\cdot(SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2 H^+ + 2e^-)$ Semireacció de reducció:  $2\cdot(3 e^- + MnO_4^- + 4 H^+ \rightarrow MnO_2 + 2 H_2O)$ 

3 
$$SO_3^{2-} + 8 H^+ + 2 MnO_4^- + 3 H_2O \rightarrow 3 SO_4^{2-} + 4 H_2O + 2 MnO_2 + 6 H^+$$
  
3  $SO_3^{2-} + 2 H^+ + 2 MnO_4^- \rightarrow 3 SO_4^{2-} + H_2O + 2 MnO_2$   
3  $SO_3^{2-} + 2 H^+ + 2 MnO_4^- + 2 OH^- \rightarrow 3 SO_4^{2-} + H_2O + 2 MnO_2 + 2 OH^-$   
3  $SO_3^{2-} + 2 H_2O + 2 MnO_4^- \rightarrow 3 SO_4^{2-} + H_2O + 2 MnO_2 + 2 OH^-$ 

Reacció iònica ajustada  $3 \text{ SO}_3^2 + 2 \text{ MnO}_4^2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{ SO}_4^2 + 2 \text{ MnO}_2 + 2 \text{ OH}^2$ 

7 -2 -1 6 -2 5 -2  
b) 
$$MnO_4^- + I^- \rightarrow MnO_4^{-2} + IO_3^-$$

Semireacció d'oxidació:  $I^2 + 3 H_2O \rightarrow IO_3^2 + 6 H^4 + 6e^2$ Semireacció de reducció:  $6\cdot(1 e^2 + MnO_4^2 \rightarrow MnO_4^2)$ 

Reacció iònica ajustada  $\boxed{\text{I}^- + 6 \text{ OH}^- + 6 \text{ MnO}_4^- \rightarrow \text{IO}_3^- + 3 \text{ H}_2\text{O} + 6 \text{ MnO}_4^{-2}}$ 

Semireacció d'oxidació:  $2 (CrO_2^- + 2 H_2O \rightarrow CrO_4^{2-} + 4 H^+ + 3e^-)$ 

Semireacció de reducció:  $3\cdot(2 e^{z} + S_2O_8^{2z} \rightarrow 2 SO_4^{2z})$ 

$$2 \text{ CrO}_{2}^{-1} + 4 \text{ H}_{2}\text{O} + 3 \text{ S}_{2}\text{O}_{8}^{2-} \rightarrow 2 \text{ CrO}_{4}^{2-} + 8 \text{ H}^{+} + 6 \text{ SO}_{4}^{2-}$$

$$2 \text{ CrO}_{2}^{-1} + 4 \text{ H}_{2}\text{O} + 3 \text{ S}_{2}\text{O}_{8}^{2-} + 8 \text{ OH}^{-} \rightarrow 2 \text{ CrO}_{4}^{2-} + 8 \text{ H}^{+} + 6 \text{ SO}_{4}^{2-} + 8 \text{ OH}^{-}$$

$$2 \text{ CrO}_{2}^{-1} + 4 \text{ H}_{2}\text{O} + 3 \text{ S}_{2}\text{O}_{8}^{2-} + 8 \text{ OH}^{-} \rightarrow 2 \text{ CrO}_{4}^{2-} + 8 \text{ H}_{2}\text{O} + 6 \text{ SO}_{4}^{2-}$$

Reacció iònica ajustada  $2 \text{ CrO}_2^- + 8 \text{ OH}^- + 3 \text{ S}_2 \text{O}_8^{2-} \rightarrow 2 \text{ CrO}_4^{2-} + 4 \text{ H}_2 \text{O} + 6 \text{ SO}_4^{2-}$ 

## Càlculs estequiomètrics

**8.** El coure metàl·lic és atacat per l'àcid nítric diluït, i s'obté nitrat de coure (II), diòxid de nitrogen i aigua. Iguala l'equació de la reacció pel mètode de l'ió-electró i calcula quin volum de diòxid de nitrogen en condicions normals s'obté si ataquem 10 g de coure amb 0,5 litres de dissolució d'àcid nítric 0,5 M.

**R:** 4 HNO<sub>3</sub> + Cu  $\rightarrow$  2 NO<sub>2</sub> + Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O; 2,8 litres

0 15-2 2 5-2 4-2 1-2  

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$$

Semireacció d'oxidació:  $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2 e^{-}$ Semireacció de reducció:  $(NO_3^- + 2 H^+ + 1 e^{-} \rightarrow NO_2 + H_2O) \cdot 2$ 

$$Cu + 4 H^{+} + 2 NO_{3}^{-} \rightarrow Cu^{2+} + 2 NO_{2} + 2 H_{2}O$$

L'equació molecular ajustada és:

$$Cu + 4 \text{ HNO}_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2 \text{ NO}_2 + 2 \text{ H}_2O$$

Cu + 4 HNO<sub>3</sub> 
$$\rightarrow$$
 Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2 NO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O  
10 g 0,5 l V?  
0,5 M c.n.

Cercam el reactiu limitant

$$0.51 \, \text{dio} \, \frac{0.5 \, \text{mol HNO}_3}{11 \, \text{dio}} \frac{1 \, \text{mol Cu}}{4 \, \text{mol HNO}_3} \frac{63.5 \, \text{g Cu}}{1 \, \text{mol Cu}} = 3.97 \, \text{g Cu}$$

El reactiu limitant és l'HNO<sub>3</sub>.

$$0.51 \operatorname{dio} \frac{0.5 \operatorname{mol HNO}_3}{11 \operatorname{dio}} \frac{2 \operatorname{mol NO}_2}{4 \operatorname{mol HNO}_3} \frac{22,41 \operatorname{NO}_2}{1 \operatorname{mol NO}_2} = \boxed{2,81 \operatorname{NO}_2}$$

9. En dissolució aquosa i medi àcid, l'ió permanganat oxida l'ió ferro (II) a ió ferro (III). En aquest procés, l'ió permanganat es redueix a ió manganés (II). Ajustar l'equació corresponent pel mètode de l'ió electró i calcular la concentració molar d'una dissolució de sulfat de ferro (II) si 10 ml d'aquesta dissolució han consumit 22,3 ml d'una dissolució de permanganat potàssic de concentració 0,02 M.

**R:** MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 5 Fe<sup>+2</sup> + 8 H<sup>+</sup> 
$$\rightarrow$$
 Mn<sup>2+</sup> + 5 Fe<sup>+3</sup> + 4 H<sub>2</sub>O; 0,22 M

$$MnO_4^- + Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + Mn^{2+}$$

Semireacció de reducció:  $5 e^{-} + MnO_4^{-} + 8 H^{+} \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_2O$ 

Semireacció d'oxidació:  $5 \cdot (Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1 e^{-})$ 

$$[FeSO_4] = \frac{n_{FeSO4}}{1 \, dio}$$

$$0,02231\,dio\,\frac{0,02\,mol\,KMnO_4}{11\,dio}\,\frac{1\,mol\,MnO_4^{-}}{1\,mol\,KMnO_4}\,\frac{5\,mol\,Fe^{2+}}{1\,mol\,MnO_4^{-}}\,\frac{1\,mol\,FeSO_4}{1\,mol\,Fe^{2+}}=\,0,00223\,mol\,FeSO_4$$
 
$$\left[FeSO_4\right]=\frac{n_{FeSO4}}{1\,dio}=\frac{0,00223}{0,01}=\boxed{0,223\,mol/l}$$

10. Quan l'òxid de manganés (IV) es fa reaccionar amb una dissolució aquosa d'àcid clorhídric, s'obté clor, clorur de manganés (II) i aigua. Ajusta l'equació pel mètode de l'ió electró. Calcular el volum d'una dissolució d'àcid clorhídric 4 M que teòricament es necessitarà per a la completa reacció de 8,7 g de l'òxid de manganès citat.

**R:** MnO<sub>2</sub> + 4 HCl 
$$\rightarrow$$
 Cl<sub>2</sub> + MnCl<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O; 100 ml

$$MnO_2 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + H_2O$$

Semireacció de reducció:  $2 e^- + MnO_2 + 4 H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 2 H_2O$ Semireacció d'oxidació:  $2 Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$ 

Reacció iònica global  $MnO_2 + 4 H^+ + 2 Cl^- \rightarrow Cl_2 + Mn^{2+} + 2 H_2O$ 

Reacció molecular ajustada: 4 HCl + MnO<sub>2</sub>→ Cl<sub>2</sub> + MnCl<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O

4 HCl 
$$+$$
 MnO<sub>2</sub>  $\rightarrow$  Cl<sub>2</sub>  $+$  MnCl<sub>2</sub>  $+$  2 H<sub>2</sub>O V dio? 8,7 g 4 M

$$8.7 \text{ g MnO}_2 \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{87 \text{ g MnO}_2} \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol MnO}_2} \frac{11 \text{ dio}}{4 \text{ mol HCl}} = 0.11 \text{ dio}$$

11. El zinc en pols reacciona amb àcid nítric donat ions zinc i amoni: Zn + HNO<sub>3</sub> → Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> Ajustar la reacció pel mètode de l'ió-electró. Calcular el volum d'àcid nítric del 40% i densitat 1,25 g/cm³ que es necessitarà per dissoldre 10 g de zinc.

**R:** 
$$4 \text{ Zn} + 10 \text{ HNO}_3 \rightarrow 4 \text{ Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4 \text{NO}_3 + 3 \text{ H}_2 \text{O}; 48,16 \text{ cm}^3$$

$$0 \qquad 1 \ 5 \ -2 \qquad 2 \qquad 5 \ -2 \qquad -3 \ 1 \quad 5 \ -2 \\ Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3$$

Semireacció d'oxidació:  $(Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2 e^{-})\cdot 4$ Semireacció de reducció:  $NO_3^- + 10 H^+ + 8 e^{-} \rightarrow NH_4^+ + 3 H_2O$ 

$$4 \text{ Zn} + 10 \text{ H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow 4 \text{ Zn}^{2+} + \text{NH}_4^+ + 3 \text{ H}_2\text{O}$$

L'equació molecular ajustada és:

$$4 \text{ Zn} + 10 \text{ HNO}_3 \rightarrow 4 \text{ Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4 \text{NO}_3 + 3 \text{ H}_2 \text{O}$$

4 Zn + 10 HNO<sub>3</sub> 
$$\rightarrow$$
 4 Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> + 3 H<sub>2</sub>O  
10 g V dio?  
40%  
1,25 g/cc

$$10 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{10 \text{ mol HNO}_3}{4 \text{ mol Zn}} \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g dio}}{40 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ cc dio}}{1,250 \text{ g dio}} = \boxed{48,16 \text{ cc dio}}$$

12. Donada la reacció  $K_2CrO_4 + HCl \rightarrow CrCl_3 + KCl + Cl_2 + H_2O$ . Ajustar-la pel mètode de l'ió-electró i calcular el pes de cromat de potassi necessari per obtenir 100 g de  $CrCl_3$  si el rendiment és del 60 %.

R: 
$$2 \text{ K}_2\text{CrO}_4 + 16 \text{ HCl} \rightarrow 2 \text{ CrCl}_3 + 4 \text{ KCl} + 3 \text{ Cl}_2 + 8 \text{ H}_2\text{O}$$
; 204,2 g

Semireacció de reducció:

$$2 \cdot (3 \text{ e}^{-} + \text{CrO}_{4}^{-} + 8 \text{ H}^{+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 4 \text{ H}_{2}\text{O})$$
  
 $3 \cdot (2 \text{ Cl}^{-} \rightarrow \text{Cl}_{2} + 2\text{e}^{-})$ 

Semireacció d'oxidació:

Reacció iònica ajustada 
$$2 \text{ CrO}_4^- + 16 \text{ H}^+ + 6 \text{ Cl}^- \rightarrow 3 \text{ Cl}_2 + 2 \text{ Cr}^{3+} + 8 \text{ H}_2\text{O}$$

Reacció molecular ajustada:  $2 \text{ K}_2\text{CrO}_4 + 16 \text{ HCl} \rightarrow 2 \text{ CrCl}_3 + 4 \text{ KCl} + 3 \text{ Cl}_2 + 8 \text{ H}_2\text{O}$ 

$$100 \text{ g CrCl}_{3} \frac{1 \text{ mol CrCl}_{3}}{158,5 \text{ g CrCl}_{3}} \frac{2 \text{ mol } K_{2}\text{CrO}_{4}}{0,6 \cdot 2 \text{ mol CrCl}_{3}} \frac{194 \text{ g } K_{2}\text{CrO}_{4}}{1 \text{ mol } K_{2}\text{CrO}_{4}} = \boxed{204 \text{ g } K_{2}\text{CrO}_{4}}$$

- 13. Considera l'equació redox:  $HCl + KMnO_4 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl + H_2O$ 
  - a) Iguala la reacció anterior. Indica l'espècie que actua com oxidant i la que actua com a reductora.
  - b) Calcula el volum d'una dissolució de permanganat de potassi de concentració 0,2 M necessari per obtenir 2,8 litres de clor gasosos mesurats en condicions normals.

**R:** a) 16 HCl + 2 KMnO<sub>4</sub>  $\rightarrow$  5 Cl<sub>2</sub> + 2 MnCl<sub>2</sub> + 2 KCl + 8 H<sub>2</sub>O; oxidant: ió permanganat; reductor: ió clorur; b) 0,25 litres

a)

$$1-1$$
 1 7 -2 0 2 -1 1 -1 1 -2  
 $HCl + KMnO_4 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl + H_2O$ 

Semireacció de reducció: Semireacció d'oxidació:

$$2 \cdot (5 e^{-} + MnO_4^{-} + 8 H^{+} \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_2O)$$
  
 $5 \cdot (2 Cl^{-} \rightarrow Cl_2 + 2e^{-})$ 

Reacció iònica global

$$2 \text{ MnO}_4^- + 16 \text{ H}^+ + 10 \text{ Cl}^- \rightarrow 5 \text{ Cl}_2 + 2 \text{ Mn}^{2+} + 8 \text{ H}_2\text{O}$$

Reacció molecular ajustada:  $16 \text{ HCl} + 2 \text{ KMnO}_4 \rightarrow 5 \text{ Cl}_2 + 2 \text{ MnCl}_2 + 2 \text{ KCl} + 8 \text{ H}_2\text{O}$ 

b)

$$2,81 \text{ Cl}_2 \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{22,41 \text{ Cl}_2} \frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol Cl}_2} \frac{11 \text{ dio}}{0,2 \text{ mol KMnO}_4} = \boxed{0,251 \text{ dio}}$$

14. Utilitza el mètode de l'ió-electró per igualar la reacció següent:

$$MnO_2 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + H_2O$$

Quants grams d'òxid de manganès (IV) pur i quants mil·lilitres d'àcid clorhídric del 36% en pes de riquesa i densitat 1,19 g/cm³ seran necessaris per preparar un litre de clor gasós mesurat a 20°C i 740 mm Hg de pressió?

**R:** MnO<sub>2</sub> + 4 HCl 
$$\rightarrow$$
 Cl<sub>2</sub> + MnCl<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O; 3,53 g; 13,63 ml

$$4 - 2 \quad 1 - 1 \quad 0 \quad 2 - 1 \quad 1 - 2$$
  
 $MnO_2 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + H_2O$ 

 $\begin{array}{c} 2 \ e^{-} + MnO_{2} \ + 4 \ H^{+} \rightarrow Mn^{2+} + 2 \ H_{2}O \\ 2 \ Cl^{-} \rightarrow Cl_{2} + 2e^{-} \end{array}$ Semireacció de reducció: Semireacció d'oxidació:

 $MnO_2 + 4 H^+ + 2 Cl^- \rightarrow Cl_2 + Mn^{2+} + 2 H_2O$ Reacció iònica global

Reacció molecular ajustada: 4 HCl + MnO<sub>2</sub>→ Cl<sub>2</sub> + MnCl<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O

 $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$  $0.974 \cdot 1 = n \cdot 0.082 \cdot 293$  $n=0.04 \text{ mol } Cl_2$ 

$$0,04 \text{ mol Cl}_2 \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} \frac{87 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = \boxed{3,53 \text{ g MnO}_2}$$

$$0.04 \text{ mol Cl}_2 \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \frac{36.5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g dio}}{36 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ dio}}{1.19 \text{ g dio}} = \boxed{13.63 \text{ cm}^3 \text{ dio}}$$

- 15. El dicromat de potassi en àcid sulfúric actua sobre els iodurs i s'obté iode i Cr<sup>3+</sup>.
  - a) Ajusta la reacció pel mètode de l'ió electró.
  - b) Calcula la concentració d'una dissolució de KI tal que 50 ml varen necessitar 44,5 ml de dissolució 0,213 M de dicromat de potassi per oxidar-se totalment.
  - c) Indica l'espècie que actua d'oxidant i la que actua com a reductora.

**R:**  $Cr_2O_7^{2-}$  + 14 H<sup>+</sup> + 6 I<sup>-</sup>  $\rightarrow$  3 I<sub>2</sub> + 2  $Cr^{3+}$  + 7 H<sub>2</sub>O; 1,14 M; oxidant: ió dicromat; reductor: ió iodur

a) 
$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + I^- \rightarrow I_2 + Cr^{3+}$$

Semireacció d'oxidació:

$$(2 \text{ I} \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{ e}^{-}) \cdot 3$$

Semireacció de reducció:  $Cr_2O_7^{2-} + 14 \text{ H}^+ + 6 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_2O$ 

$$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 \Gamma \rightarrow 3 I_2 + 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$$

 $Cr_{2}O_{7}^{-} + 14 \text{ H}^{-} + 6 \text{ I}^{-} \rightarrow 3 \text{ I}_{2} + 2 \text{ Cr}^{3^{+}} + 7 \text{ H}_{2}O$ Reacció molecular ajustada:  $K_{2}Cr_{2}O_{7} + 7 \text{ H}_{2}SO_{4} + 6 \text{ KI} \rightarrow 3 \text{ I}_{2} + Cr_{2}(SO_{4})_{3} + 7 \text{ H}_{2}O + 4 \text{ K}_{2}SO_{4}$ 

b) 
$$0,104451 \text{ dio} \frac{0,213 \mod \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{11 \text{ dio}} \frac{6 \mod \text{KI}}{1 \mod \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,057 \mod \text{KI}$$

$$[\text{KI}] = \frac{0,057}{0,05} = \boxed{1,14 \mod \text{M}}$$

- c) l'oxidant és l'ió  $Cr_2O_7^{2-}$  perquè és l'espècie que es redueix i el reductor l'ió iodur perquè és l'espècie que s'oxida.
- 16. Una dissolució aquosa de HNO<sub>3</sub> reacciona amb H<sub>2</sub>S (g) per donar S (s) i NO (g).
  - a) Ajusta la reacció per mitjà del mètode de l'ió electró.
  - b) Determina el volum de H<sub>2</sub>S mesurat a 60°C i 760 mm Hg necessari perquè reaccioni amb 500 cm<sup>3</sup> d'una dissolució aquosa de HNO<sub>3</sub> 3,5 M. Anomena totes les espècies que intervenen a la reacció.

**R:** 
$$2 \text{ HNO}_3 + 3 \text{ H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{ NO} + 3 \text{ S} + 4 \text{ H}_2\text{O}$$
; 71,68 litres

$$HNO_3 + H_2S \rightarrow S + NO$$

Semireacció de reducció: Semireacció d'oxidació:

2·(3 e<sup>-</sup> + NO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 4 H<sup>+</sup> 
$$\rightarrow$$
 NO + 2 H<sub>2</sub>O)  
3·(S<sup>2</sup>  $\rightarrow$  S + 2e<sup>-</sup>)

Reacció iònica global

$$2 \text{ NO}_3^- + 8 \text{ H}^+ + 3 \text{ S}^2 \rightarrow 2 \text{ NO} + 4 \text{ H}_2\text{O} + 3 \text{ S}$$

Reacció molecular ajustada:  $2 \text{ HNO}_3 + 3 \text{ H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{ NO+ 3 S} + 4 \text{ H}_2\text{O}$ 

$$0.51 \text{ dio } \frac{3.5 \text{ mol HNO}_3}{11 \text{ dio }} \frac{3 \text{ mol H}_2 \text{S}}{2 \text{ mol HNO}_3} = 2,625 \text{ mol H}_2 \text{S}$$

$$\begin{array}{c} P \cdot V = n \cdot R \cdot T \\ 1 \cdot V = 2,625 \cdot 0,082 \cdot 333 \\ \hline V = 71,68 \ ] \end{array}$$

#### Piles electroquímiques

17. Representa el diagrama de la pila que pot construir-se aprofitant la reacció química representada amb l'equació següent:  $Zn(s) + Ni^{2+}(aq) \rightarrow Ni(s) + Zn^{2+}(aq)$ . Indica l'ànode i el càtode, la polaritat i les reaccions que hi ocorren, així com el sentit del moviment dels electrons.

**R:** 
$$Zn(s) |Zn^{2+}(aq)| |Ni^{2+}(aq)| Ni(s) \text{ anode (-): } Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2 e^{-};$$

El càtode és l'elèctrode de clor ja que el clor es redueix. El càtode té polaritat positiva.

càtode (+): 
$$Ni^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ni$$

L'ànode és l'elèctrode de cadmi ja que el cadmi s'oxida. L'ànode té polaritat negativa.

anode (-): 
$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$$

Els electrons flueixen des de l'ànode (lloc on es produeix l'oxidació i per tant on es lliberen electrons) fins al càtode, on són captats pels ions Ni<sup>2+</sup> donant lloc a Ni (procés de reducció).

**18.** Representa el diagrama de la pila que pot construir-se aprofitant la reacció química representada amb l'equació següent: Fe (s) + Cu<sup>2+</sup> (aq) → Cu (s) + Fe<sup>2+</sup> (aq). Indica l'ànode i el càtode, la polaritat i les reaccions que hi ocorren, així com el sentit del moviment dels electrons.

**R:** Fe (s) 
$$| Fe^{2+} (aq) | | Cu^{2+} (aq) | Cu (s)$$
; ànode (-): Fe  $\rightarrow Fe^{2+} + 2 e^{-}$ ; càtode (+): Cu<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup>  $\rightarrow Cu$ 

**19.** Atesa la representació següent: Cu (s) | Cu<sup>2+</sup> (1 M) | Ag<sup>+</sup> (1 M) | Ag (s), indica les reaccions que ocorren a l'ànode i al càtode, així com la reacció global de la pila.

R: reacció global 
$$Cu + 2 Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2 Ag$$
; ànode (-):  $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2 e^-$ ; càtode (+):  $Ag^+ + 1 e^- \rightarrow Ag$ 

- **20.** Para cada una de les següents piles indica les semireaccions que ocorren tant a l'ànode com al càtode, la reacció global i també la polaritat de cada electrode:
  - a)  $\text{Ni}(s) | \text{Ni}^{2+}(1 \text{ M}) | | \text{H}^{+}(1 \text{ M}) | \text{H}_{2}(1 \text{ atm}) | \text{Pt}(s)$
  - b)  $Zn(s) |Zn^{2+}(1 M)| |Ag^{+}(1 M)| Ag(s)$

**R:** a) reacció global 2 H<sup>+</sup> + Ni 
$$\rightarrow$$
 Ni<sup>2+</sup> + H<sub>2</sub>; ànode (-): Ni  $\rightarrow$  Ni<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup>; càtode (+): 2 H<sup>+</sup> + 2 e<sup>-</sup>  $\rightarrow$  H<sub>2</sub> b) reacció global Zn + 2 Ag<sup>+</sup>  $\rightarrow$  Zn<sup>2+</sup> + 2 Ag; ànode (-): Zn  $\rightarrow$  Zn<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup>; càtode (+): Ag<sup>+</sup> + e<sup>-</sup>  $\rightarrow$  Ag

a) L'ànode és l'elèctrode on té lloc l'oxidació, en aquest cas, és l'elèctrode de níquel. Aquest elèctrode té polaritat negativa.

ànode (-): 
$$Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^{-}$$

El càtode és l'elèctrode on té lloc la reducció, en aquest cas, és l'elèctrode d'hidrogen. Aquest elèctrode té polaritat positiva.

càtode (+): 
$$2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2$$

La reacció global de la pila és:

$$Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2 e^{-}$$

$$2 H^{+} + 2 e^{-} \rightarrow H_{2}$$

 $\frac{2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2}{\text{Reacció global de la pila: } 2 \text{ H}^+ + \text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2^+} + \text{H}_2}$ 

b) L'ànode és l'elèctrode on té lloc l'oxidació, en aquest cas, és l'elèctrode de zinc. Aquest elèctrode té polaritat negativa.

ànode (-): 
$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$$

El càtode és l'elèctrode on té lloc la reducció, en aquest cas, és l'elèctrode de plata. Aquest elèctrode té polaritat positiva.

càtode (+): 
$$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$$

La reacció global de la pila és:

$$Zn \rightarrow Zn^{2^{+}} + 2 e^{-}$$

$$2 \cdot (Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag)$$
Reacció global de la pila:  $Zn + 2 Ag^{+} \rightarrow Zn^{2^{+}} + 2 Ag$ 

21. Una pila consta d'un elèctrode de magnesi introduït en una dissolució 1 M de nitrat de magnesi i un elèctrode de plata introduït en una dissolució 1 M de nitrat de plata. Escriu les reaccions que tenen lloc en cada elèctrode i la reacció global de la pila. Quin elèctrode actua d'ànode i quin de càtode? Quin és el voltatge de la pila a 25°C? Dades: Mg<sup>2+</sup> | Mg E°=-2,37 V; Ag<sup>+</sup> | Ag E°=-0.8 V

R: a) reacció global Mg + 2 Ag<sup>+</sup>  $\rightarrow$  Mg<sup>2+</sup> + 2 Ag; ànode (-): Mg $\rightarrow$  Mg<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup>; càtode (+): Ag<sup>+</sup> + 1 e<sup>-</sup>  $\rightarrow$  Ag;

22. Donats el parells oxidant-reductor i els seus potencials normals de reducció: Zn²+ Zn E°=-0.76 V; Ag+ Ag E°=0.8 V; a) calcula la fem de la pila resultant; b) escriu la pila, les reacciones que es produeixen en el càtode i a l'ànode i la reacció global del procès.

R: 1.56 V. reacció global  $Zn + 2 Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2 Ag$ ; ànode (-):  $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2 e^-$ ; càtode (+):  $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ 

- 23. Determinar el potencial normal E° de la reacció  $I^- + H_3AsO_4 \rightarrow I_2 + HAsO_2$ . ¿Es produirà de forma espontània? Dades:  $I_2 | I^- E^0 = 0.53 \text{ V}$ ;  $H_3 AsO_4 | HAsO_2 E^0 = -0.56 \text{ V}$ . **R:** -1.09 V.
- 24. Determinar els potencials estàndard de reducció següents: E<sup>o</sup> (Zn<sup>2+</sup> | Zn) i E<sup>o</sup> (Cu<sup>2+</sup> | Cu) a partir de les següents dades:

Zn (s) 
$$|Zn^{2+}(1 M)| |H^{+}(1 M)| H_{2}(1 atm) |Pt (s); E^{o} pila=0,76 V$$
  
Zn (s)  $|Zn^{2+}(1 M)| |Cu^{2+}(1 M)| Cu (s); E^{o} pila=1,1 V$ 

**R:** 
$$E^{o}(Zn^{2+}|Zn)=-0.76 \text{ V}$$
;  $E^{o}(Cu^{2+}|Cu)=0.34 \text{ V}$ 

A partir de la primera pila:  $Zn(s) |Zn^{2+}(1 M)| |H^{+}(1 M)| H_{2}(1 atm)| Pt(s)$ ; i del seu potencial podem trobar el E $^{o}$  (Zn<sup>2+</sup> | Zn):

$$E^{o}_{pila} = E^{o}_{cat} - E^{o}_{an}$$

$$0.76 = E^{\circ}_{H+/H2} - E^{\circ}_{Zn2+/Zn}$$

$$0.76 = 0 - E^{\circ}_{Zn2+/Zn}$$

$$E^{o}_{Zn2+/Zn} = -0.76 \text{ V}$$

A partir de la segona pila:  $Zn(s) |Zn^{2+}(1 M)| |Cu^{2+}(1 M)| |Cu(s); i del seu potencial podem trobar el E<sup>o</sup> <math>(Cu^{2+}|Cu)$ :

$$E^{o}_{pila} = E^{o}_{cat} - E^{o}_{an}$$

$$1,1 = E^{o}_{Cu2+/Cu} - E^{o}_{Zn2+/Zn}$$

$$1,1 = E^{o}_{Cu2+/Cu} - (-0,76)$$

$$E^{o}_{Cu2+/Cu} = \boxed{0.34 \text{ V}}$$

25. Escriu la notació simplificada d'una pila galvànica, la reacció global de la qual sigui:

$$Cd^{2+} + Zn \rightarrow Cd + Zn^{2+}$$

- a) Assenyala el càtode i l'ànode i indica la polaritat.
- b) Indica en quina direcció es mouen els ions del pont salí (l'electrolit del qual és nitrat de potassi).
- c) Indica en quina direcció flueixen els electrons pel circuit extern.
- d) Calcula la fem normal de la pila.

Dades: potencials normals de reducció:

$$E^{o}(Cd^{2+}|Cd)=-0.40 V$$

$$E^{o}(Zn^{2+}|Zn)=-0.76V$$

**R:** 0,36 V

a) L'ànode és l'elèctrode on té lloc l'oxidació, en aquest cas, és l'elèctrode de zinc. Aquest elèctrode té polaritat negativa.

ànode (-): 
$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$$

El càtode és l'elèctrode on té lloc la reducció, en aquest cas, és l'elèctrode de cadmi. Aquest elèctrode té polaritat positiva.

càtode (+): 
$$Cd^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow Cd$$

- b) Els ions nitrat es difonen cap a la dissolució de l'ànode, per evitar que aquesta adquireixi una càrrega neta positiva. Els ions potassi es difonen cap a la dissolució del càtode per evitar que aquesta adquireixi una càrrega neta negativa.
- c) Els electrons flueixen des de l'ànode, lloc en què es produeix la semireacció d'oxidació i per tant on es lliberen electrons, fins al càtode, on reaccionen amb l'ió cadmi per produir el procés de reducció.

d) 
$$E^{o}_{pila} = E^{o}_{cat} - E^{o}_{an} = -0.4 - (-0.76) = 0.36 \text{ V}$$

- **26.** Una pila consta d'un elèctrode de níquel introduït en una dissolució 1 M de nitrat de níquel i un elèctrode de plata introduït en una dissolució de nitrat de plata 1 M:
  - a) Assenyala el càtode i l'ànode, indica la polaritat i les semireaccions que tenen lloc a cada elèctrode.
  - b) Escriu la reacció global de la pila.
  - c) Calcula el voltatge de la pila.
  - d) Escriu la notació simplificada de la pila.
  - e) Indica en quina direcció es mouen els ions del pont salí, l'electrolit del qual és clorur de potassi.
  - f) Indica en quina direcció flueixen els electrons pel circuit extern.
  - g) Fer un dibuix de la pila.

Dades: potencials normals de reducció:

$$E^{o}(Ag^{+}|Ag)=0.80 \text{ V}$$

$$E^{\circ} (Ni^{2+}|Ni) = -0.25V$$

a) L'ió plata té més tendència a reduïr-se que l'ió Ni<sup>2+</sup> ja que té un potencial de reducció més elevat. Així el càtode és l'elèctrode de plata. El càtode té polaritat positiva.

L'ànode és l'elèctrode de níquel. L'ànode té polaritat negativa.

Les semireaccions que tenen lloc a cada elèctrode són les següents:

ànode (-): 
$$Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^{-}$$

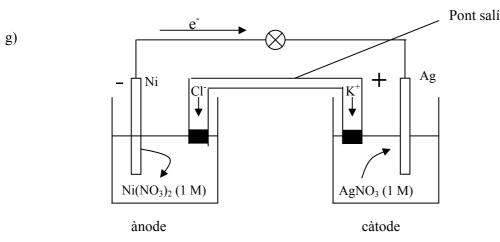
càtode (+): 
$$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$$

b) La reacció global de la pila s'obté sumant les semireaccions d'oxidació i de reducció:

$$Ni + 2 Ag^+ \rightarrow Ni^{2+} + 2 Ag$$

c) 
$$E_{pila}^{o} = E_{cat}^{o} - E_{an}^{o} = 0.8 - (-0.25) = 1.05 \text{ V}$$

- d)  $Ni(s) |Ni(NO_3)_2(1 M)| |AgNO_3(1 M)| Ag(s)$
- e) Els ions clorur es difonen cap a la dissolució de l'ànode, per evitar que aquesta adquireixi una càrrega neta positiva. Els ions potassi es difonen cap a la dissolució del càtode per evitar que aquesta adquireixi una càrrega neta negativa.
- f) Els electrons flueixen des de l'ànode, lloc en què es produeix la semireacció d'oxidació i per tant on es lliberen electrons, fins al càtode, on reaccionen amb l'ió plata per produir el procés de reducció.



#### Predicció del sentit de les reaccions redox

27. Determinar si l'ió nitrat oxidarà el Fe<sup>2+</sup> donant diòxid de nitrogen com a producte de reducció.

Dades: 
$$E^{\circ}$$
 (Fe<sup>3+</sup>| Fe<sup>2+</sup>)=0,77 V  $E^{\circ}$  (NO<sub>3</sub>-| NO<sub>2</sub>)=0,96V. **R**: Si; NO<sub>3</sub>-+4 H<sup>+</sup>+3 Fe<sup>2+</sup>  $\rightarrow$  NO<sub>2</sub>+2 H<sub>2</sub>O + 3 Fe<sup>3+</sup>

L'ió nitrat oxidarà el Fe<sup>2+</sup> si es la reacció entre ells és espontània:

Semireacció de reducció: 
$$NO_3^- + 2 H^+ + 1 e^- \rightarrow NO_2 + H_2O$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 0.96 - 0.77 = 0.19 \text{ V}$$

Com el potencial surt positiu es tracta d'una reacció redox espontània i per tant l'ió nitrat oxidarà el Fe<sup>2+</sup> segons la reacció següent:

$$NO_3^- + 2 H^+ + Fe^{2+} \rightarrow NO_2 + H_2O + Fe^{2+}$$

- 28. Els potencials normals de reducció dels semielements  $Zn^{2+}$  | Zn i  $Fe^{2+}$  | Fe són, respectivament, -0,76V i -0,44  $V^{\cdot}$ 
  - a) Què passarà si a una dissolució de sulfat de ferro (II) li afegim trossets de Zn?
  - b) I si li afegim llimadures de coure? (E° (Cu<sup>2+</sup> | Cu)=0,34 V)
  - **R:** a) Reaccionaran;  $Zn + Fe^{2+} \rightarrow Fe + Zn^{2+}$ ; b) No reaccionaran

a) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el Fe<sup>2+</sup> i el Zn:

$$Fe^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Fe$$
 reducció

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2 e^{-}$$
 oxidació

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = -0.44 - (-0.76) = 0.32 \text{ V}$$

Com el potencial surt positiu la reacció entre el Fe<sup>2+</sup> i el Zn és espontània. Per tant, quan a una dissolució de sulfat de ferro (II) li afegim trossets de Zn té lloc la següent reacció:

$$Zn + Fe^{2+} \rightarrow Fe + Zn^{2+}$$

$$Zn + FeSO_4 \rightarrow Fe + ZnSO_4$$

b) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el Fe<sup>2+</sup> i el Cu:

$$Fe^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Fe$$
 reducció

$$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2 e^{-}$$
 oxidació

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = -0.44 - 0.34 = -0.78 \text{ V}$$

Com el potencial surt negatiu la reacció entre el Fe<sup>2+</sup> i el Cu no és espontània i per tant, quan a una dissolució de sulfat de ferro (II) li afegim trossets de Cu no té lloc cap reacció.

**29.** Explicar raonadament si els metalls coure i manganès, reaccionaran amb àcid clorhídric 1 M. En cas afirmatiu, escriure la corresponent reacció redox.

Dades: 
$$E^{\circ}$$
 (Mn<sup>2+</sup>| Mn)=-1,18 V  $E^{\circ}$  (Cu<sup>2+</sup>| Cu)=0,34V;  $E^{\circ}$  (Cl<sub>2</sub>| Cl<sup>-</sup>)=1,36V

**R:** El coure no reacciona, el manganès si. Mn + 2 HCl  $\rightarrow$  MnCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>

a) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el Cu i un d'aquest dos ions H<sup>+</sup> o Cl<sup>-</sup>:

$$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2 e^{-}$$
 oxidació

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^- \text{ oxidació}$$

No es produirà reacció entre el Cu i el Cl<sup>-</sup> ja que tots dos tenen tendència a oxidar-se. Ara, s'ha de mirar si el Cu pot reaccionar amb el ions H<sup>+</sup>:

$$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2 e^{-}$$
 oxidació

$$2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2 \text{ reducci}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 0 - 0.34 = -0.34 \text{ V}$$

Com el potencial surt negatiu es tracta d'una reacció redox no espontània i per tant el coure no reacciona amb HCl

b) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el Mn i un d'aquest dos ions H<sup>+</sup> o Cl<sup>-</sup>:

$$Mn \rightarrow Mn^{2+} + 2 e^{-}$$
 oxidació

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^- \text{ oxidació}$$

No es produirà reacció entre el Mn i el Cl<sup>-</sup> ja que tots dos tenen tendència a oxidar-se. Ara, s'ha de mirar si el Mn pot reaccionar amb el ions H<sup>+</sup>:

$$Mn \rightarrow Mn^{2+} + 2 e^{-}$$
 oxidació

$$2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2 \text{ reducci}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 0 - (-1.18) = 1.18 \text{ V}$$

Com el potencial surt positiu es tracta d'una reacció redox espontània i per tant el manganès reacciona amb HCl segons l'equació química següent:

$$Mn + 2 H^+ \rightarrow Mn^{2+} + H_2$$

$$Mn + 2 HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2$$

- 30. Indica quins dels parell d'ions següents poden existir conjuntament en una dissolució aquosa:
  - a)  $\operatorname{Cr}^{2+} \operatorname{i} \operatorname{MnO}_4^{-1}$
  - b)  $Fe^{3+} i Cr_2O_7^{2-}$
  - c)  $\operatorname{Cr}^{3+} \operatorname{i} \operatorname{I}^{-}$
  - d) Mn<sup>2+</sup> i Cl<sup>-</sup>

Dades:  $E^{o}$  ( $Mn^{2+}$ | Mn)=-1,18 V;  $E^{o}$  ( $MnO_{4}^{-}$ |  $Mn^{2+}$ )=1,51 V;  $E^{o}$  ( $Cr^{3+}$ |  $Cr^{2+}$ )=-0,41 V;  $E^{o}$  ( $Cr_{2}O_{7}^{2-}$ |  $Cr^{3+}$ )=1,33 V;  $E^{o}$  ( $Fe^{3+}$ |  $Fe^{2+}$ )=0,77 V;  $E^{o}$  ( $I_{2}$ |  $I^{-}$ )=0,53V;  $E^{o}$  ( $I_{2}$ |  $I^{-}$ )=1,36V

**R:** a) No; 
$$MnO_4^- + 8 H^+ + 5 Cr^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_2O + 5 Cr^{3+}$$
; b) Sí; c) Sí; d) Sí

a)

oxidació: 
$$Cr^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 1 e^{-}$$
  
reducció:  $5 e^{-} + MnO_4^{-} + 8 H^{+} \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_2O$ 

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 1,51 - (-0,41) = 1,92 \text{ V}$$

Com el potencial surt positiu es tracta d'una reacció redox espontània. Per tant aquests dos ions no podran existir conjuntament en dissolució aquosa perquè es produirà la següent reacció:

$$5 \text{ Cr}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8 \text{ H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{ H}_2\text{O} + 5 \text{ Cr}^{3+}$$

b)

reducció: 
$$Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+} + 1 e^{-}$$
  
reducció:  $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^{-} \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$ 

Com les dues espècies només poden reduïr-se no tindrà lloc cap reacció i per tant els dos ions podran existir conjuntament en dissolució aquosa.

c)

reducció: 
$$Cr^{3+} + 1 e^{-} \rightarrow Cr^{2+}$$
  
oxidació:  $2 I^{-} \rightarrow I_2 + 2 e^{-}$ 

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = -0.41 - 0.53 = -0.94 \text{ V}$$

Com el potencial surt negatiu es tracta d'una reacció redox no espontània. Per tant aquests dos ions podran existir conjuntament en dissolució aquosa perquè no es produirà cap reacció.

d)

reducció: 
$$Mn^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow Mn$$
  
oxidació:  $2 Cl^{-} \rightarrow Cl_{2} + 2 e^{-}$ 

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = -1.18 - 1.36 = -2.54 \text{ V}$$

Com el potencial surt negatiu es tracta d'una reacció redox no espontània. Per tant aquests dos ions podran existir conjuntament en dissolució aquosa perquè no es produirà cap reacció.

**31.** a) Predir què succeirà si s'afegeix brom molecular a una dissolució aquosa que contengui iodur de sodi i clorur de sodi a 25°C i escriure les reaccions químiques espontànies. b) Per el procés obtingut en a) indicar les espècies oxidants, reductores, oxidades i reduïdes.

Dades: 
$$E^{\circ}(I_2|I^{\circ})=0,53V$$
;  $E^{\circ}(Cl_2|Cl^{\circ})=1,36V$ ;  $E^{\circ}(Br_2|Br^{\circ})=1,07V$   
**R:** a) 2  $I^{\circ}+Br_2 \rightarrow I_2+2$   $Br^{\circ}$ ; b) oxidant:  $Br_2$ ; reductor:  $I^{\circ}$ ; espècie oxidada  $I_2$ ; espècie reduïda  $Br^{\circ}$ 

a) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el Br<sub>2</sub> i un dels ions de la dissolució (I o Cl ):

Si analitzam la reacció entre el Br<sub>2</sub> i el Cl<sup>-</sup> tenim que:

$$Br_2 + 2 e^- \rightarrow 2 Br^- reducció$$

$$2 \text{ Cl}^{-} \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^{-} \text{ oxidació}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 1,07 - 1,36 = -0,29 \text{ V}$$

Com el potencial surt negatiu la reacció entre el Br<sub>2</sub> i el Cl<sup>-</sup> no és espontània.

Per a la reacció entre el Br<sub>2</sub> i el I<sup>-</sup> tenim que

$$Br_2 + 2 e^- \rightarrow 2 Br^- reducció$$
  
  $2 \Gamma \rightarrow I_2 + 2 e^- oxidació$ 

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 1,07 - 0,53 = 0,54 \text{ V}$$

Com el potencial surt positiu es tracta d'una reacció redox espontània.

Per tant quan s'afegeix Br<sub>2</sub> a una dissolució que conté NaI i NaCl es produeix la següent reacció:

$$Br_2 + 2 I^- \rightarrow 2 Br^- + I_2$$
  
 $Br_2 + 2 NaI \rightarrow 2 NaBr + I_2$ 

- b) Per al procés redox anterior:  $Br_2 + 2 I^- \rightarrow 2 Br^- + I_2$  oxidant:  $Br_2$ ; reductor:  $I^-$ ; espècie oxidada  $I_2$ ; espècie reduïda  $Br^-$
- **32.** Els potencials normals de reducció dels sistemes Na<sup>+</sup> | Na; Zn<sup>2+</sup> | Zn; Ag<sup>+</sup> | Ag i Cl<sub>2</sub> | Cl<sup>-</sup> valen, respectivament, -2.71, -0.76, 0.8 y 1.36 V, indica raonadament quines de les següents reaccions es donaran en sentit directe, quines en sentit invers i quines no es donaran:

a) 
$$Na^{+} + 1/2 H_{2} \rightarrow Na + H^{+}$$
  
b)  $2 Ag^{+} + Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2 Ag$   
c)  $Zn + 2 H^{+} \rightarrow Zn^{2+} + H_{2}$   
d)  $Cl^{-} + Na^{+} \rightarrow 1/2 Cl_{2} + Na$   
e)  $Ag^{+} + H^{+} \rightarrow Ag + H_{2}$ 

R: a) Invers; b) Directe; c) Directe; d) Invers; e) No es produeix reacció

a) Primer hem de comprovar que es tracta d'una reducció i d'una oxidació: l'Na<sup>+</sup> es redueix i l'H<sub>2</sub> s'oxida.

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = -2,71 - 0 = -2,71 V$$

Com el potencial surt negatiu la reacció redox és no espontània en sentit directe, però sí ho és en sentit invers.

b) Primer hem de comprovar que es tracta d'una reducció i d'una oxidació: l'Ag<sup>+</sup> es redueix i el Zn s'oxida.

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 0.8 + 0.76 = 1.56 \text{ V}$$

Com el potencial surt positiu la reacció redox és espontània en sentit directe.

c) Primer hem de comprovar que es tracta d'una reducció i d'una oxidació: l'H<sup>+</sup> es redueix i el Zn s'oxida.

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 0 + 0.76 = 0.76 \text{ V}$$

Com el potencial surt positiu la reacció redox és espontània en sentit directe.

d) Primer hem de comprovar que es tracta d'una reducció i d'una oxidació: l'Na<sup>+</sup> es redueix i l'Cl<sup>-</sup> s'oxida.

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = -2,71 - 1,36 = -4,07 \text{ V}$$

Com el potencial surt negatiu la reacció redox és no espontània en sentit directe, però sí ho és en sentit invers.

e) Com els dos ions es redueixen no es produirà reacció.

- 33. Indica quin dels següents metalls reaccionen amb l'àcid clorhídric 1 M:
  - a) Ferro
  - b) Plata
  - c) Plom
  - d) Coure

Escriu en cada cas la reacció corresponent.

Dades: 
$$E^{o}$$
 (Fe<sup>2+</sup>| Fe)=-0,44 V;  $E^{o}$  (Ag<sup>+</sup>| Ag)=0,8 V;  $E^{o}$  (Pb<sup>2+</sup>| Pb)=-0,13 V;  $E^{o}$  (Cu<sup>2+</sup>| Cu)=0,34 V

**R:** a) Si; Fe + 2 H<sup>+</sup> 
$$\rightarrow$$
 Fe<sup>2+</sup> + H<sub>2</sub>; b) No; c) Si Pb + 2 H<sup>+</sup>  $\rightarrow$  Pb<sup>2+</sup> + H<sub>2</sub>; d) No

a) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el Fe i l'ió H<sup>+</sup>:

$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2 e^{-}$$
 oxidació

$$2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2 \text{ reducció}$$

$$E^{o} = E^{o}_{cat} - E^{o}_{an} = 0 - (-0.44) = 0.44 \text{ V}$$

Com el potencial surt positiu es tracta d'una reacció redox espontània i per tant el ferro reacciona amb HCl segons l'equació química següent:

$$Fe + 2 H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2$$

$$Fe + 2 HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$$

b) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre la Ag i l'ió H<sup>+</sup>:

$$Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$$
 oxidació

$$2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2 \text{ reducció}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 0 - 0.8 = -0.8 \text{ V}$$

Com el potencial surt negatiu es tracta d'una reacció redox no espontània i per tant la plata no reacciona amb HCl.

c) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el Pb i l'ió H<sup>+</sup>:

$$Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2 e^{-}$$
 oxidació

$$2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2 \text{ reducció}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 0 - (-0.13) = 0.13 \text{ V}$$

Com el potencial surt positiu es tracta d'una reacció redox espontània i per tant el plom reacciona amb HCl segons l'equació química següent:

$$Pb + 2 H^{+} \rightarrow Pb^{2+} + H_{2}$$

$$Pb + 2 HCl \rightarrow PbCl_2 + H_2$$

d) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el Cu i l'ió H<sup>+</sup>:

$$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2 e^{-}$$
 oxidació

$$2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2 \text{ reducci}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 0 - 0.34 = -0.34 \text{ V}$$

Com el potencial surt negatiu es tracta d'una reacció redox no espontània i per tant el coure no reacciona amb HCl

- **34.** Raona si pot agitar-se una dissolució de:
  - a) Sulfat de coure (II) amb una cullera de ferro metàl·lic.
  - **b)** Àcid clorhídric 1 M amb una cullera de magnesi metàl·lic.

Dades: potencials normals de reducció:  $E^{o}$  ( $Cu^{2+}$  | Cu)=0,34 V;  $E^{o}$  ( $Fe^{2+}$  | Fe)=-0,44 V;  $E^{o}$  ( $Mg^{2+}$  | Mg)=-2,37 V;  $E^{o}$  ( $Cl_{2}$  |  $Cl^{-}$ )=1,39 V

a) Es podrà agitar si no es produeix una reacció redox espontània entre el ferro i un dels ions de la dissolució:

Fe 
$$\rightarrow$$
 Fe<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup> oxidació  
Cu<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup>  $\rightarrow$  Cu reducció

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 0.34 - (-0.44) = 0.78 \text{ V}$$

Com el potencial surt positiu es tracta d'una reacció redox espontània. Per tant no es podrà agitar una dissolució de sulfat de coure amb una cullera de ferro perquè es produirà la següent reacció:

$$Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$$

b) Es podrà agitar si no es produeix una reacció redox espontània entre el ferro i un dels ions de la dissolució:

$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2 e^{-}$$
 oxidació

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^- \text{ oxidació}$$

No es produirà reacció entre el Mg i el Cl<sup>-</sup> ja que tots dos tenen tendència a oxidar-se. Ara, s'ha de mirar si el Mg pot reaccionar amb el ions H<sup>+</sup>:

$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2 e^{-}$$
 oxidació

$$2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2 \text{ reducci}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 0 - (-2.37) = 2.37 \text{ V}$$

Com el potencial surt positiu es tracta d'una reacció redox espontània. Per tant no es podrà agitar una dissolució de àcid clorhídric amb una cullera de magnesi perquè es produirà la següent reacció:

$$Mg + 2 H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2$$

### Electròlisi

- 35. Per l'electròlisi del clorur de coure (II) fos:
  - a) Escriure les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode.
  - b) Indica la polaritat de l'ànode i del càtode.
  - c) Escriu la reacció global
  - d) Indica, raonadament, si es produirà l'electròlisi si conectam els electrodes a una pila de 1,5 V.

Dades: potencials normals de reducció:

$$E^{o}$$
 (Cl<sub>2</sub>| Cl<sup>-</sup>)=1,36V  
 $E^{o}$  (Cu<sup>2+</sup>| Cu)=0,34V

a) càtode (-): 
$$Cu^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow Cu$$
  
ànode (+):  $2 Cl^{-} \rightarrow Cl_{2} + 2 e^{-}$ 

- b) El càtode té polaritat negativa i l'ànode positiva.
- c) La reacció global s'obté sumant les dues semireaccions:

$$Cu^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow Cu$$

$$\underline{2 Cl^{-} \rightarrow Cl_{2} + 2 e^{-}}$$

$$Cu^{2+} + 2 Cl^{-} \rightarrow Cu + Cl_{2}$$

$$CuCl_{2} \rightarrow Cu + Cl_{2}$$

d) 
$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = 0.34 - 1.36 = -1.02 \text{ V}$$

Sí es produirà electròlisi ja que el voltatge aplicat és superior a 1,02 V.

**36.** Indica les reaccions que ocorren en cadascun dels elèctrodes, la seva polaritat, la reacció global i la diferència de potencial mínima que cal per a electrolitzar bromur de sodi fos.

Dades: potencials normals de reducció:

$$E^{\circ} (Br_2 \mid Br^{-})=1,07 \text{ V}$$
  
 $E^{\circ} (Na^{+} \mid Na)=-2,71 \text{ V}$ 

càtode (-): 
$$Na^+ + e^- \rightarrow Na$$

ànode (+): 
$$2 Br^{-} \rightarrow Br_2 + 2 e^{-}$$

El càtode té polaritat negativa i l'ànode positiva.

La reacció global s'obté sumant les dues semireaccions:

$$2 \cdot (Na^{+} + e^{-} \rightarrow Na)$$

$$\underline{2 Br^{-} \rightarrow Br_{2} + 2 e^{-}}$$

$$2 Na^{+} + 2 Br^{-} \rightarrow 2 Na + Br_{2}$$

$$2 NaBr \rightarrow 2 Na + Br_{2}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an} = -2.71 - 1.07 = -3.78 \text{ V}$$

La diferència de potencial mínima que cal per a electrolitzar bromur de sodi fos és 3,78 V.

**37.** Indica les reaccions que ocorren en cadascun dels elèctrodes, la seva polaritat i la diferència de potencial mínima que cal per a electrolitzar clorur de plata fos.

Dades: potencials normals de reducció:

$$E^{\circ} (Cl_2 | Cl^{-}) = 1,36 \text{ V}$$
  
 $E^{\circ} (Ag^{+} | Ag) = 0,8 \text{ V}$ 

càtode (-): 
$$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$$

ànode (+): 
$$2 \text{ Cl}^2 \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^2$$

El càtode té polaritat negativa i l'ànode positiva.

La reacció global s'obté sumant les dues semireaccions:

$$2 \cdot (Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag)$$

$$\underline{2 \cdot Cl^{-} \rightarrow Cl_{2} + 2 \cdot e^{-}}$$

$$2 \cdot Ag^{+} + 2 \cdot Cl^{-} \rightarrow Ag + Cl_{2}$$

$$2 \cdot AgCl \rightarrow 2 \cdot Ag + Cl_{2}$$

$$E^{o} = E^{o}_{cat} - E^{o}_{an} = 0.8 - 1.36 = -0.56 \text{ V}$$

La diferencia de potencial mínima que cal per a electrolitzar clorur de plata fos és 0,56 V.