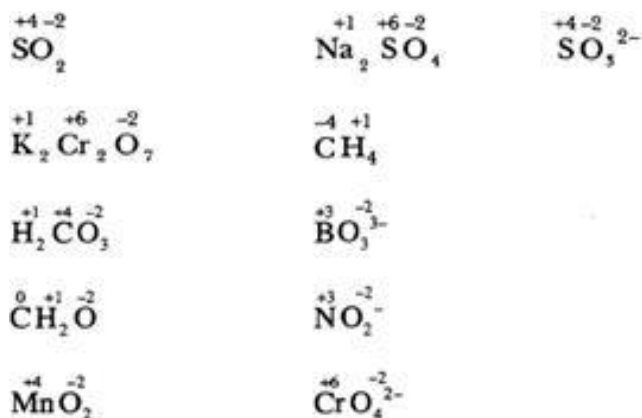


Problemes resolts del tema REDOX (Q2_B2_4)

1. Assigna el nombre d'oxidació a cadascun dels elements en els compostos i ions següents: SO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2CO_3 , CH_2O , MnO_2 , Na_2SO_4 , CH_4 , BO_3^{3-} , NO_2^- , CrO_4^{2-} , SO_3^{2-} .

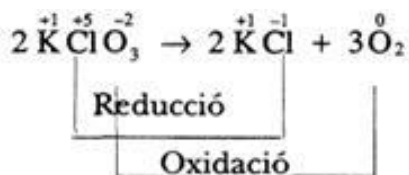
Resolució:



2. En cadascuna de les següents reaccions redox, assigna el nombre d'oxidació a cada element i identifica l'oxidació, la reducció, l'agent oxidant i l'agent reductor.

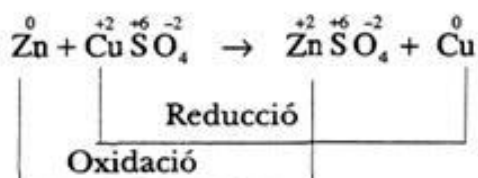
- a) $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
b) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
c) $4 \text{NH}_3 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
d) $2 \text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$
e) $2 \text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$
f) $2 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2 \text{CuO} + 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$

Resolució:



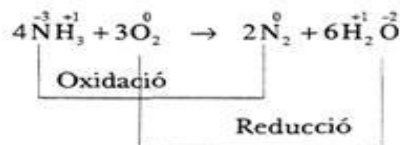
Agent oxidant: KClO_3

Agent reductor: KClO_3



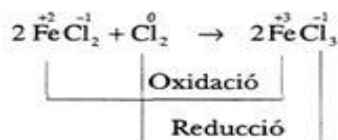
Agent oxidant: Cu SO₄

Agent reductor: Zn



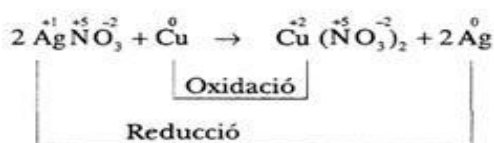
Agent oxidant: O₂

Agent reductor: NH₃



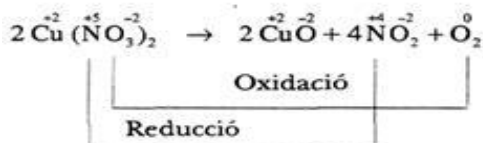
Agent oxidant: Cl₂

Agent reductor: Fe Cl₂



Agent oxidant: Ag NO₃

Agent reductor: Cu



Agent oxidant: Cu(NO₃)₂

Agent reductor: Cu(NO₃)₂

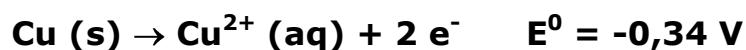
3. Representa una pila voltaica amb elèctrodes de coure i d'argent submergits respectivament en solucions de Cu SO₄ i de Ag NO₃. Dades: E⁰(Cu²⁺/Cu) = 0,34 V; E⁰(Ag⁺/Ag) = 0,80 V; F= 96500 C
- a) Escriu les semireaccions d'elèctrode i la reacció global de la pila, indica el flux dels electrons i escriu la notació abreujada de la pila.
- b) Calcula la variació de l'energia lliure i justifica el seu signe.

Resolució:

a)

L'elèctrode de coure és l'ànode perquè el seu potencial de reducció és més petit que el de l'argent. Per tant les semireaccions són:

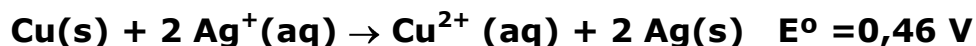
Ànode: Semireacció d'oxidació:



Càtode: Semireacció de reducció:

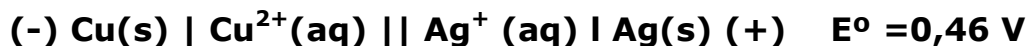


Reacció global de la pila:



Els electrons són cedits per l'elèctrode de coure i circulen cap a l'elèctrode d'argent, és a dir, de l'ànode al càtode.

Notació abreujada:



b)

En la reacció global es veu que s'han transferit 2 mols de electrons, per tant:

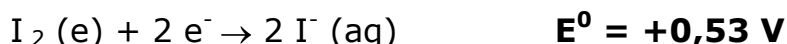
$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E^0 = -2 \text{ mol} \cdot 96500 \text{ C/mol} \cdot 0,46 \text{ V} = - 88780 \text{ J}$$

El signe negatiu indica que la reacció és espontània.

4. Indica raonadament quina espècie química de cada parella és l'oxidant més fort: a) Br_2 o I_2 ; b) Fe^{3+} o Fe^{2+} . Dades: Mirar els potencials de reducció a la taula del llibre.

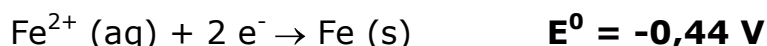
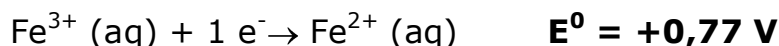
Resolució:

a) **Br_2 o I_2**



Com que el caràcter oxidant és més gran com més positiu és E^0 , **el Br_2 és el més oxidant.**

b) **Fe^{3+} o Fe^{2+}**



L'oxidant més fort és Fe^{3+} , ja que té el potencial estàndard de reducció més gran.

5. S'electrolitza clorur de calci fos. Escriu les reaccions d'elèctrode i la reacció global. Dibuixa un esquema complet de la cel·la d'electròlisi i del procés que s'hi esdevé.

Resolució:

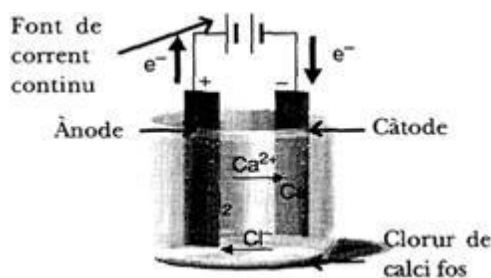
S'electrolitza clorur de calci fos.

Electròlit dissociat: $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$

Reducció en el càtode: $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca (s)}$

Oxidació en l'ànode: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^-$

Reacció global: $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Ca (s)} + \text{Cl}_2 (\text{g})$



6. Calcula la quantitat de coure que s'obté en passar un corrent d'intensitat 6 A durant 1 hora i 30 minuts per una cel·la d'electròlisi que conté una solució de sulfat de coure(II).
Dades 1 Faraday = 96500 C

Sol.: 10,67 g

Resolució:

Es calcula la càrrega que ha circulat per la cel·la:

$$Q = I \cdot t = 6 \text{ A} \cdot 5400 \text{ s} = 32400 \text{ C}$$

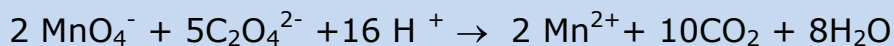
Es calcula la massa dipositada en el càtode segons la semireacció de reducció que es produeix:

$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu (s)}$

$$32400 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ F}} \cdot \frac{63,55 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 10,67 \text{ g Cu}$$

7. Calcula la molaritat d'una solució d'oxalat de sodi $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, si sabem que s'han gastat 15,4 mL de solució 0,1205 M de KMnO_4 per a valorar 25,0 mL de la solució d'oxalat.

La reacció iònica és:



Sol.: 0,186 M

Resolució:

Es calculen els mols KMnO_4 utilitzats

$$15,4 \text{ mL KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1205 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ L}} =$$

$$= 1,856 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4$$

Segons la reacció, 2 mols de KMnO_4 reaccionen amb 5 mols de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$:

$$1,856 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{2 \text{ mol KMnO}_4} =$$

$$= 4,639 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

Es calcula la molaritat de la solució de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$:

$$M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{4,639 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{25,0 \text{ ml}} \cdot \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ L}} =$$

$$= 0,1856 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

La solució de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ és 0,186 M.