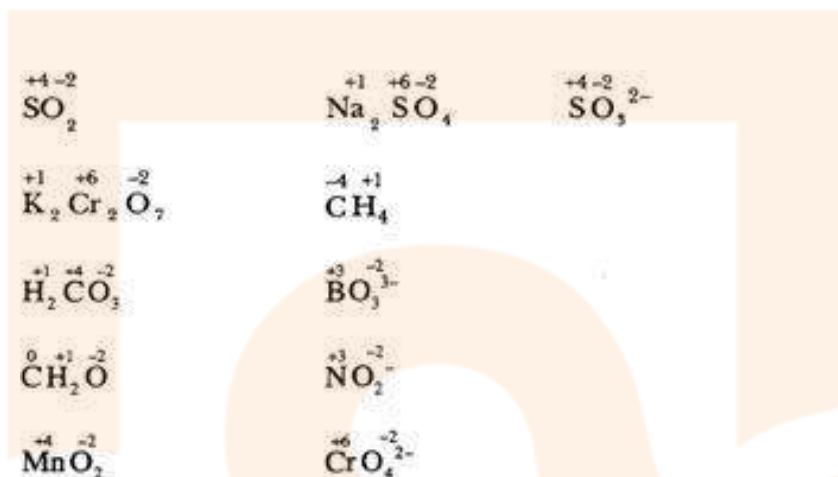


## Problemes resolts del tema REDOX (Q2\_B2\_4)

1. Assigna el nombre d'oxidació a cadascun dels elements en els compostos i ions següents:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_2\text{O}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{BO}_3^{3-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ .

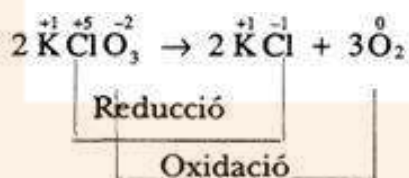
### Resolució:



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.

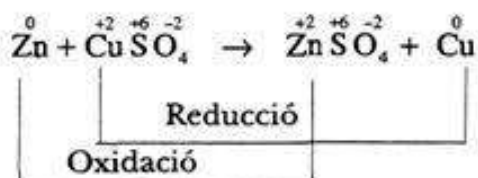
- a)  $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$   
b)  $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$   
c)  $4 \text{NH}_3 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$   
d)  $2 \text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$   
e)  $2 \text{AgNO}_3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

### Resolució:



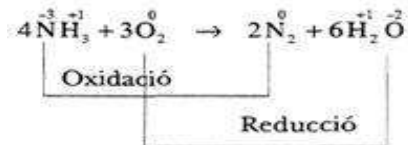
Agent oxidant:  $\text{KClO}_3$

Agent reductor:  $\text{KClO}_3$



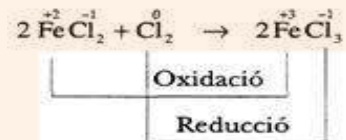
Agent oxidant: Cu SO<sub>4</sub>

Agent reductor: Zn



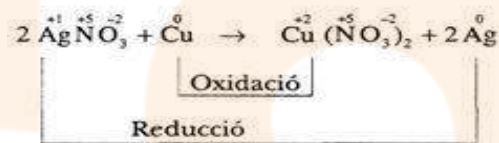
Agent oxidant: O<sub>2</sub>

Agent reductor: NH<sub>3</sub>



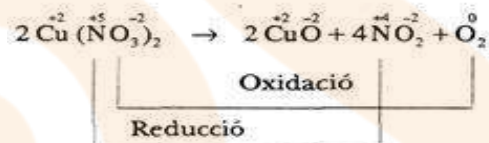
Agent oxidant: Cl<sub>2</sub>

Agent reductor: Fe Cl<sub>2</sub>



Agent oxidant: Ag NO<sub>3</sub>

Agent reductor: Cu



Agent oxidant: Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

Agent reductor: Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

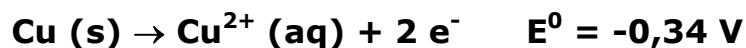
3. Representa una pila voltaica amb elèctrodes de coure i d'argent submergits respectivament en solucions de Cu SO<sub>4</sub> i de Ag NO<sub>3</sub>. Dades: E<sup>0</sup>(Cu<sup>2+</sup>/Cu) = 0,34 V; E<sup>0</sup>(Ag<sup>+</sup>/Ag) = 0,80 V; F= 96500 C
- a) Escribe les semireaccions d'elèctrode i 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:

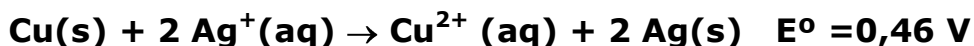
**Ànode:** Semireacció d'oxidació:



**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:

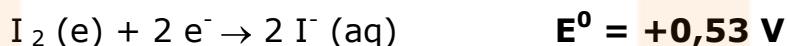
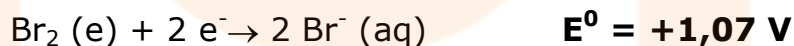
$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E^0 = -2 \text{ mol} \cdot 96500 \text{ C/mol} \cdot 0,46 \text{ V} = - 88780 \text{ J}$$

**El signe negatiu indica que la reacció és espontània.**

4. Indica raonadament quina espècie química de cada parella és l'oxidant més fort: a)  $\text{Br}_2$  o  $\text{I}_2$ ; b)  $\text{Fe}^{3+}$  o  $\text{Fe}^{2+}$ . Dades: Mirar els potencials de reducció a la taula del llibre.

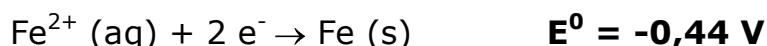
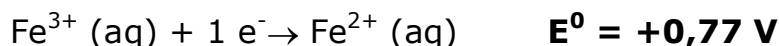
**Resolució:**

a)  **$\text{Br}_2$  o  $\text{I}_2$**



Com que el caràcter oxidant és més gran com més positiu és  $E^0$ , **el  $\text{Br}_2$  és el més oxidant.**

b)  **$\text{Fe}^{3+}$  o  $\text{Fe}^{2+}$**

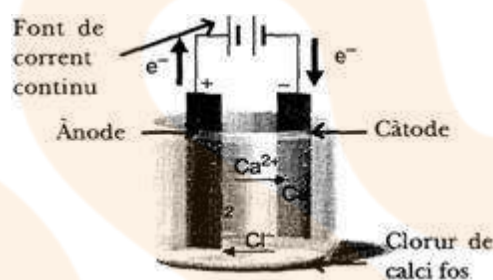
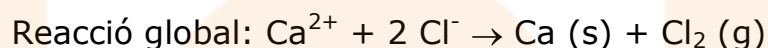
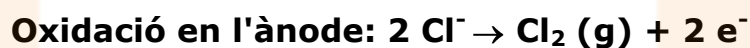


**L'oxidant més fort és  $\text{Fe}^{3+}$** , ja que té el potencial estàndard de reducció més gran.

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.



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

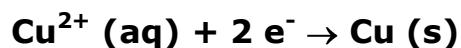
*Sol.: 10,67 g*

**Resolució:**

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

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

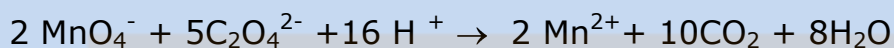
Es calcula la massa dipositada en el càtode segons la semireacció de reducció que es produeix:



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

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  $\text{KMnO}_4$  per a valorar 25,0 mL de la solució d'oxalat.

La reacció iònica és:



Sol.: 0,186 M

### Resolució:

Es calculen els mols  $\text{KMnO}_4$  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  $\text{KMnO}_4$  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.**