

**EXERCICIS DE REACCIONS DE TRANSFERÈNCIA  
D'ELECTRONS  
2n BATXILLERAT**

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

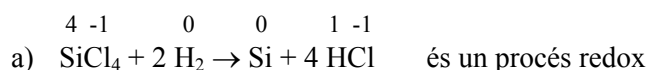
1. Assigna el nombre d'oxidació que correspon a cada element químic en les espècies químiques següents:

- a)  $\text{NH}_3$       b)  $\text{H}_2\text{SO}_4$       c)  $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$       d)  $\text{SF}_4$       e)  $\text{NH}_4^+$       f)  $\text{MnO}_4^-$   
g)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$       h)  $\text{S}^{2-}$       i)  $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$       j)  $\text{H}_2\text{O}_2$       k)  $\text{I}_2$       l)  $\text{HNO}_3$

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

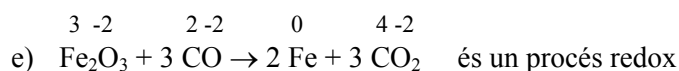
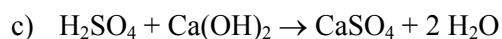
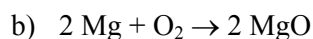
- a)  $\text{CH}_3\text{CH}_3=\text{C}_2\text{H}_6$       b)  $\text{CH}_3\text{OH}=\text{CH}_4\text{O}$       c)  $\text{HCHO}=\text{CH}_2\text{O}$       d)  $\text{COOH}-\text{COOH}=\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$       e)  $\text{CH}_4$

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



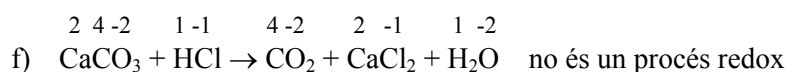
Agent reductor:  $\text{H}_2$ ; espècie oxidada  $\text{HCl}$

Agent oxidant:  $\text{Si}^{4+}$ ; espècie reduïda  $\text{Si}$

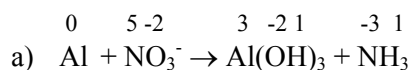


Agent reductor:  $\text{CO}$ ; espècie oxidada  $\text{CO}_2$

Agent oxidant:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; espècie reduïda  $\text{Fe}$

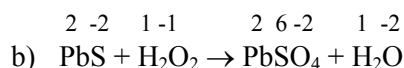


4. Identifica l'agent oxidant i l'agent reductor en les reaccions químiques següents:



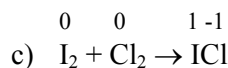
Agent reductor:  $\text{Al}$ ; espècie oxidada  $\text{Al}^{3+}$

Agent oxidant:  $\text{NO}_3^-$ ; espècie reduïda  $\text{NH}_3$



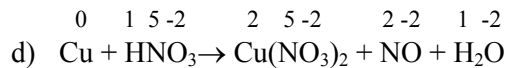
Agent reductor:  $\text{S}^{2-}$ ; espècie oxidada  $\text{SO}_4^{2-}$

Agent oxidant:  $\text{H}_2\text{O}_2$ ; espècie reduïda  $\text{H}_2\text{O}$



Agent reductor:  $\text{I}_2$ ; espècie oxidada  $\text{ICl}$

Agent oxidant:  $\text{Cl}_2$ ; espècie reduïda  $\text{ICl}$

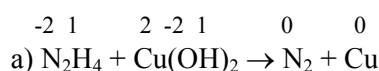


Agent reductor:  $\text{Cu}$ ; espècie oxidada  $\text{Cu}^{2+}$

Agent oxidant:  $\text{NO}_3^-$ ; espècie reduïda  $\text{NO}$

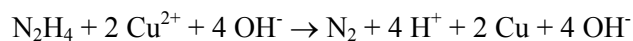
### ***Igualació d'equacions d'oxidació-reducció***

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



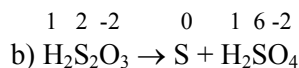
Semireacció d'oxidació:  $\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{N}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$

Semireacció de reducció:  $2 \cdot (\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu})$



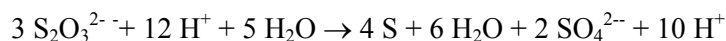
Reacció iònica ajustada  $\text{N}_2\text{H}_4 + 2 \text{Cu}^{2+} + 4 \text{OH}^- \rightarrow \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cu}$

Reacció molecular ajustada:  $\boxed{\text{N}_2\text{H}_4 + 2 \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{Cu} + 4 \text{H}_2\text{O}}$



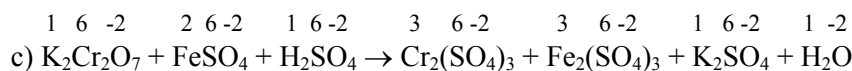
Semireacció de reducció:  $(\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{S} + 3 \text{H}_2\text{O}) \cdot 2$

Semireacció d'oxidació:  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-} + 10 \text{H}^+ + 8 \text{e}^-$



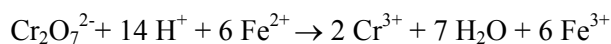
Reacció iònica ajustada  $3 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightarrow 4 \text{S} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{SO}_4^{2-}$

Reacció molecular ajustada:  $\boxed{3 \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow 4 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}}$

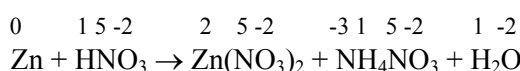


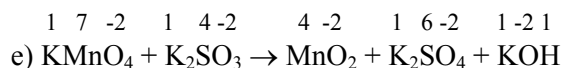
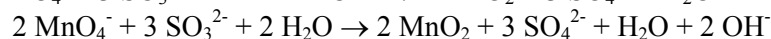
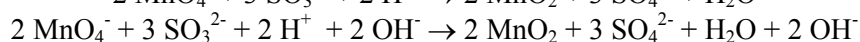
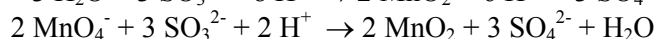
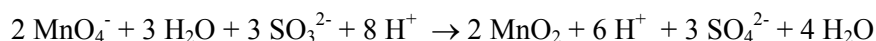
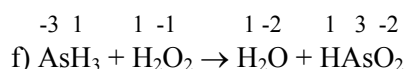
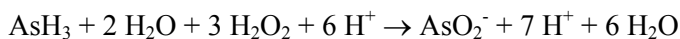
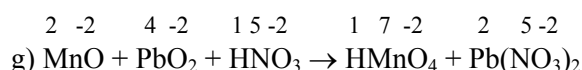
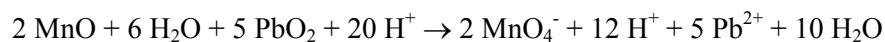
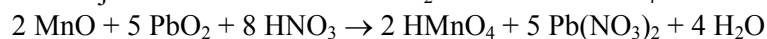
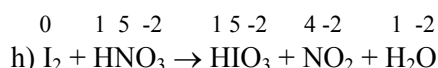
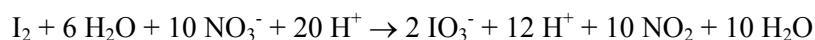
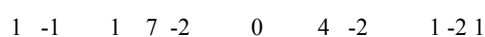
Semireacció de reducció:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$

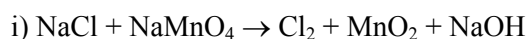
Semireacció d'oxidació:  $6 \cdot (\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-)$



Reacció molecular ajustada:  $\boxed{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6 \text{FeSO}_4 + 7 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7 \text{H}_2\text{O}}$

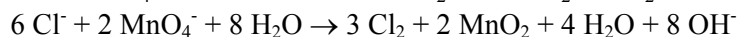
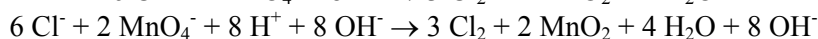
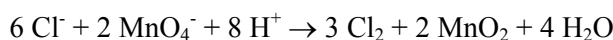


Semireacció d'oxidació:  $(\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-) \cdot 4$ Semireacció de reducció:  $\text{NO}_3^- + 10 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$ Reacció iònica ajustada  $4 \text{Zn} + 10 \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow 4 \text{Zn}^{2+} + \text{NH}_4^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$ L'equació molecular ajustada és:  $4 \text{Zn} + 10 \text{HNO}_3 \rightarrow 4 \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$ Semireacció de reducció:  $2 \cdot (3 \text{e}^- + \text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O})$ Semireacció d'oxidació:  $3 \cdot (\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-)$ 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:  $2 \text{KMnO}_4 + 3 \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{MnO}_2 + 3 \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KOH}$ Semireacció d'oxidació:  $\text{AsH}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AsO}_2^- + 7 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$ Semireacció de reducció:  $(2 \text{e}^- + \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}) \cdot 3$ Reacció iònica ajustada  $\text{AsH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{AsO}_2^- + \text{H}^+ + 4 \text{H}_2\text{O}$ Reacció molecular ajustada:  $\text{AsH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O} + \text{HAsO}_2$ Semireacció d'oxidació:  $(\text{MnO} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{e}^-) \cdot 2$ Semireacció de reducció:  $(2 \text{e}^- + \text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}) \cdot 5$ Reacció iònica ajustada  $2 \text{MnO} + 5 \text{PbO}_2 + 8 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{Pb}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ Reacció molecular ajustada:  $2 \text{MnO} + 5 \text{PbO}_2 + 10 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{HMnO}_4 + 5 \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$ Semireacció d'oxidació:  $\text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}^-$ Semireacció de reducció:  $10 \cdot (1 \text{e}^- + \text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O})$ Reacció iònica ajustada:  $\text{I}_2 + 10 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{IO}_3^- + 10 \text{NO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$ Reacció molecular ajustada:  $\text{I}_2 + 10 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{HIO}_3 + 10 \text{NO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$ 



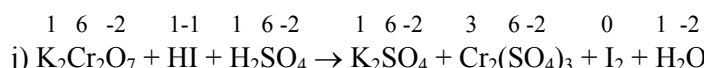
Semireacció d'oxidació:  $3 (2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-)$

Semireacció de reducció:  $2 \cdot (3 \text{e}^- + \text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O})$



Reacció iònica ajustada  $6 \text{Cl}^- + 2 \text{MnO}_4^- + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{Cl}_2 + 2 \text{MnO}_2 + 8 \text{OH}^-$

Reacció molecular ajustada:  $6 \text{NaCl} + 2 \text{NaMnO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{Cl}_2 + 2 \text{MnO}_2 + 8 \text{NaOH}$

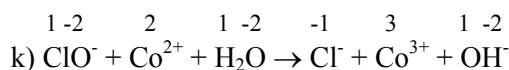


Semireacció de reducció:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$

Semireacció d'oxidació:  $(2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-) \cdot 3$

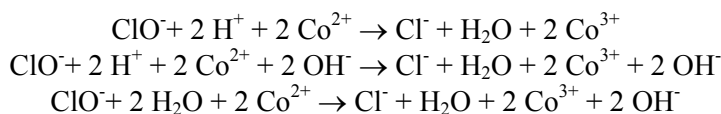
Reacció iònica ajustada  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{I}^- \rightarrow 3 \text{I}_2 + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$

Reacció molecular ajustada:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6 \text{HI} + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{I}_2 + 7 \text{H}_2\text{O}$



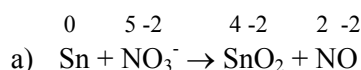
Semireacció de reducció:  $\text{ClO}^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

Semireacció d'oxidació:  $(\text{Co}^{2+} \rightarrow \text{Co}^{3+} + \text{e}^-) \cdot 2$



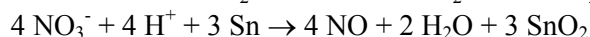
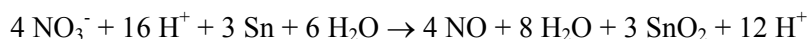
Reacció iònica ajustada  $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Co}^{2+} \rightarrow \text{Cl}^- + 2 \text{OH}^- + 2 \text{Co}^{3+}$

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

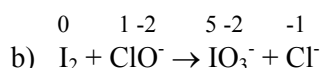


Semireacció de reducció:  $4 \cdot (3 \text{e}^- + \text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O})$

Semireacció d'oxidació:  $3 \cdot (\text{Sn} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-)$

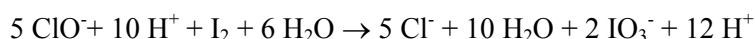


Reacció iònica ajustada  $3 \text{Sn} + 4 \text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{SnO}_2 + 4 \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

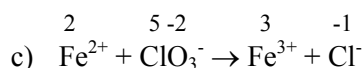


Semireacció de reducció:  $(\text{ClO}^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}) \cdot 5$

Semireacció d'oxidació:  $\text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}^-$

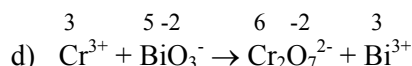
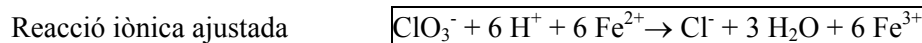


Reacció iònica ajustada  $5 \text{ClO}^- + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 5 \text{Cl}^- + 2 \text{IO}_3^- + 2 \text{H}^+$



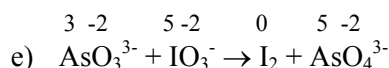
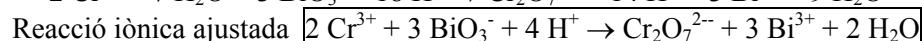
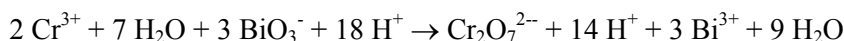
Semireacció de reducció:  $6 \text{e}^- + \text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$

Semireacció d'oxidació:  $6 \cdot (\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-)$



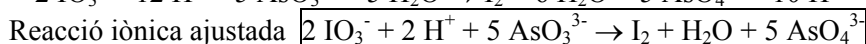
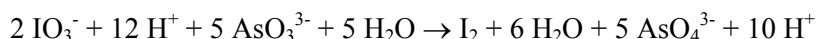
Semireacció d'oxidació:  $2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$

Semireacció de reducció:  $(2 \text{e}^- + \text{BiO}_3^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow \text{Bi}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}) \cdot 3$

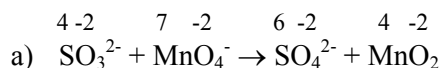


Semireacció de reducció:  $2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- \rightarrow \text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

Semireacció d'oxidació:  $5 (\text{AsO}_3^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-)$

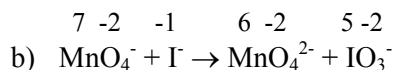
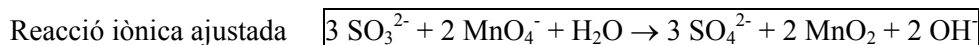
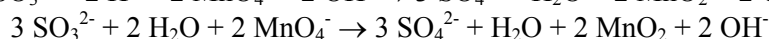
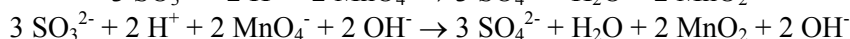
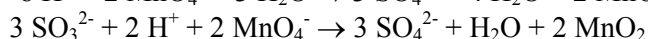
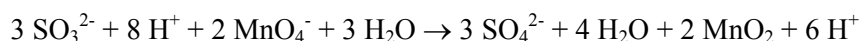


7. Ajusta i completa (si cal) aquestes reaccions iòniques, produïdes en un medi bàsic, utilitzant el mètode de l'ió-electró:



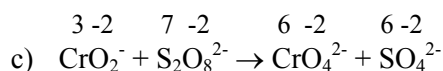
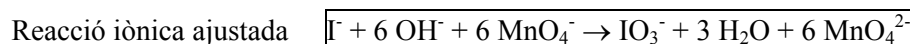
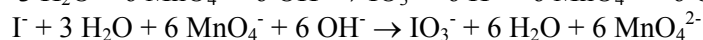
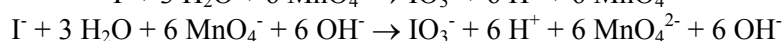
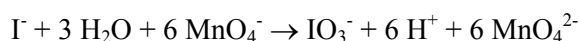
Semireacció d'oxidació:  $3 \cdot (\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-)$

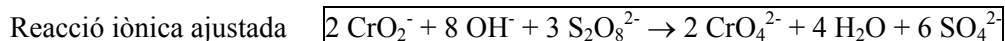
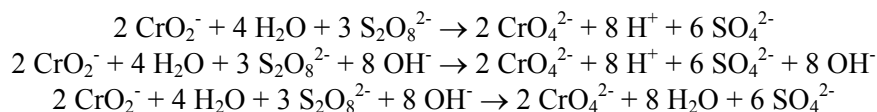
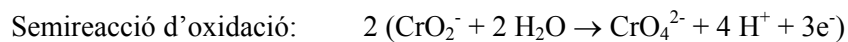
Semireacció de reducció:  $2 \cdot (3 \text{e}^- + \text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O})$



Semireacció d'oxidació:  $\text{I}^- + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$

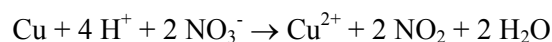
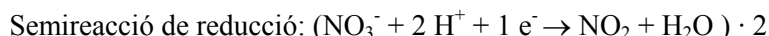
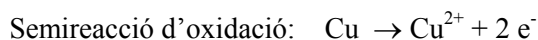
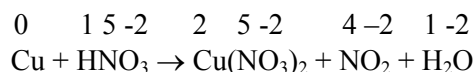
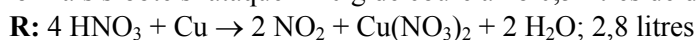
Semireacció de reducció:  $6 \cdot (1 \text{e}^- + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-})$



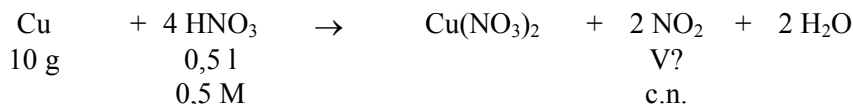
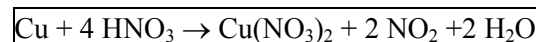


### Càlculs estequiomètrics

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.



L'equació molecular ajustada és:



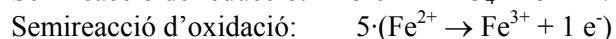
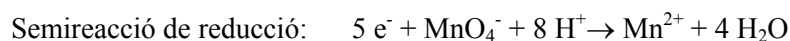
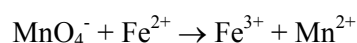
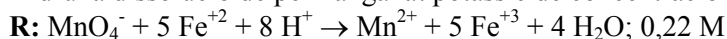
Cercam el reactiu limitant

$$0,5 \text{ l dio} \frac{0,5 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ l dio}} \frac{1 \text{ mol Cu}}{4 \text{ mol HNO}_3} \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 3,97 \text{ g Cu}$$

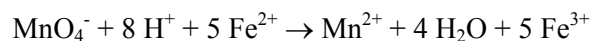
El reactiu limitant és l'HNO<sub>3</sub>.

$$0,5 \text{ l dio} \frac{0,5 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ l dio}} \frac{2 \text{ mol NO}_2}{4 \text{ mol HNO}_3} \frac{22,4 \text{ l NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} = \boxed{2,8 \text{ l NO}_2}$$

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 manganès (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.



Reacció iònica ajustada



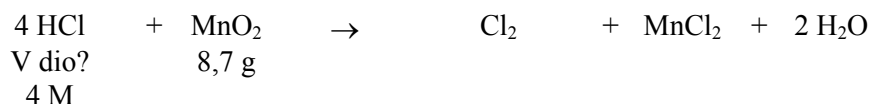
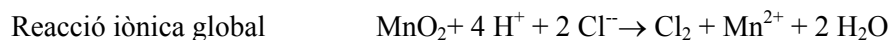
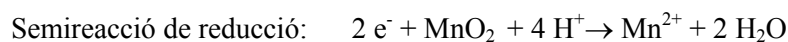
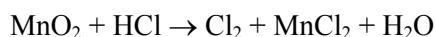
$$[\text{FeSO}_4] = \frac{n_{\text{FeSO}_4}}{l \text{ dio}}$$

$$0,0223 \text{ l dio} \frac{0,02 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ l dio}} \frac{1 \text{ mol MnO}_4^-}{1 \text{ mol KMnO}_4} \frac{5 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol MnO}_4^-} \frac{1 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} = 0,00223 \text{ mol FeSO}_4$$

$$[\text{FeSO}_4] = \frac{n_{\text{FeSO}_4}}{l \text{ dio}} = \frac{0,00223}{0,01} = \boxed{0,223 \text{ mol/l}}$$

10. Quan l'òxid de manganès (IV) es fa reaccionar amb una dissolució aquosa d'àcid clorhídric, s'obté clor, clorur de manganès (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.

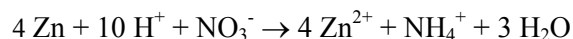
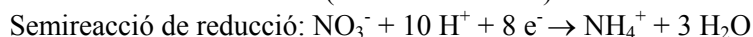
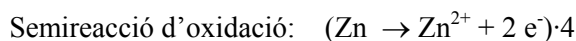
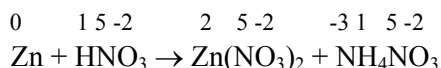
**R:**  $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ ; 100 ml



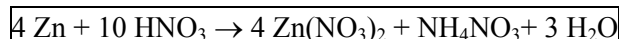
$$8,7 \text{ g MnO}_2 \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{87 \text{ g MnO}_2} \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol MnO}_2} \frac{1 \text{ l dio}}{4 \text{ mol HCl}} = \boxed{0,1 \text{ l dio}}$$

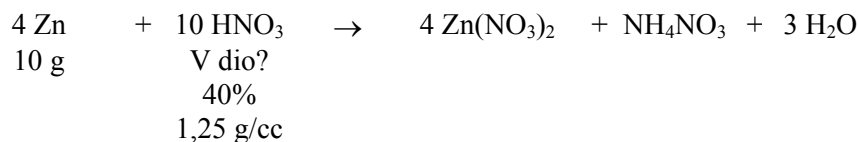
11. El zinc en pols reacciona amb àcid nítric donat ions zinc i amoni:  $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3$   
Ajustar la reacció pel mètode de l'ió-electró. Calcular el volum d'àcid nítric del 40% i densitat 1,25 g/cm<sup>3</sup> que es necessitarà 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 cm<sup>3</sup>



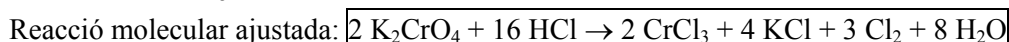
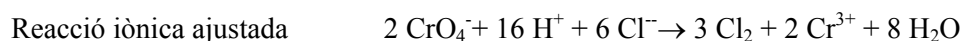
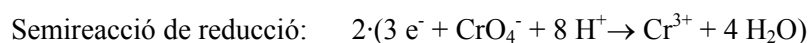
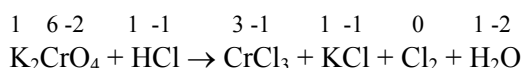
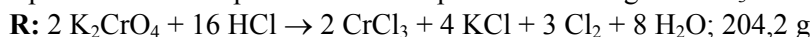
L'equació molecular ajustada és:





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

12. Donada la reacció  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Ajustar-la pel mètode de l'ió-electró i calcular el pes de cromat de potassi necessari per obtenir 100 g de  $\text{CrCl}_3$  si el rendiment és del 60 %.



$$100 \text{ g CrCl}_3 \frac{1 \text{ mol CrCl}_3}{158,5 \text{ g CrCl}_3} \frac{2 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4}{0,6 \cdot 2 \text{ mol CrCl}_3} \frac{194 \text{ g K}_2\text{CrO}_4}{1 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4} = \boxed{204 \text{ g K}_2\text{CrO}_4}$$

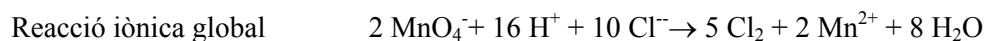
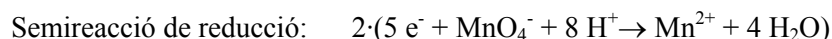
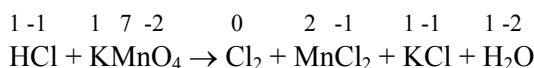
13. Considera l'equació redox:  $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

a) Igualta 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)  $16 \text{ HCl} + 2 \text{ KMnO}_4 \rightarrow 5 \text{ Cl}_2 + 2 \text{ MnCl}_2 + 2 \text{ KCl} + 8 \text{ H}_2\text{O}$ ; oxidant: ió permanganat; reductor: ió clorur; b) 0,25 litres

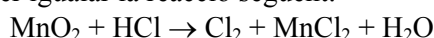
a)



b)

$$2,8 \text{ l Cl}_2 \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{22,4 \text{ l Cl}_2} \frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol Cl}_2} \frac{1 \text{ l dio}}{0,2 \text{ mol KMnO}_4} = \boxed{0,25 \text{ l dio}}$$

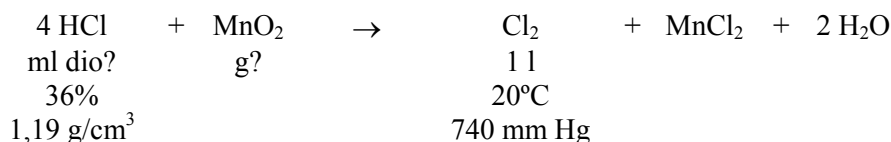
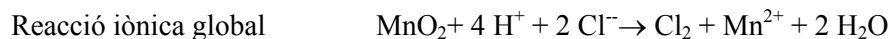
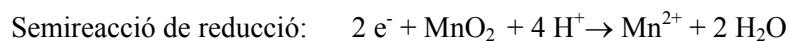
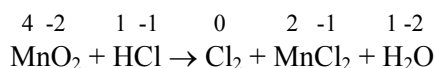
14. Utilitza el mètode de l'ió-electró per igualar la reacció següent:



Quants grams d'òxid de manganès (IV) pur i quants mil·lilitres d'àcid clorhídric del 36% en pes de riquesa i densitat  $1,19 \text{ g/cm}^3$  seran necessaris per preparar un litre de clor gasós mesurat a  $20^\circ\text{C}$  i  $740 \text{ mm Hg}$  de pressió?

**R:**  $\text{MnO}_2 + 4 \text{ HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$ ; 3,53 g; 13,63 ml





$$\begin{aligned} P \cdot V &= n \cdot R \cdot T \\ 0,974 \cdot 1 &= n \cdot 0,082 \cdot 293 \\ n &= 0,04 \text{ mol Cl}_2 \end{aligned}$$

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

$$0,04 \text{ mol Cl}_2 \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g dio}}{36 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ dio}}{1,19 \text{ g dio}} = \boxed{13,63 \text{ cm}^3 \text{ dio}}$$

15. El dicromat de potassi en àcid sulfúric actua sobre els iodurs i s'obté iode i  $\text{Cr}^{3+}$ .

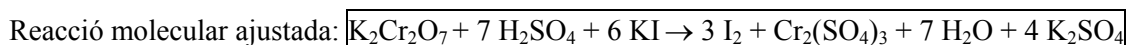
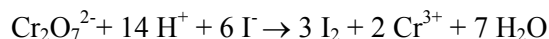
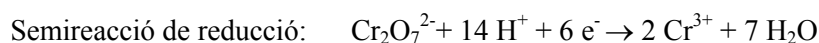
a) Ajusta la reacció pel mètode de l'ió electró.

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:**  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{I}^- \rightarrow 3 \text{I}_2 + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$ ; 1,14 M; oxidant: ió dicromat; reductor: ió iodur

a)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}^{3+}$



$$\text{b) } 0,10445 \text{ l dio} \frac{0,213 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ l dio}} \frac{6 \text{ mol KI}}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,057 \text{ mol KI}$$

$$[\text{KI}] = \frac{0,057}{0,05} = \boxed{1,14 \text{ mol/l}}$$

c) l'oxidant és l'ió  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  perquè és l'espècie que es redueix i el reductor l'ió iodur perquè és l'espècie que s'oxida.

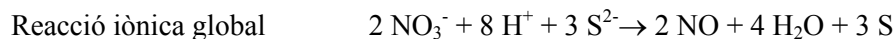
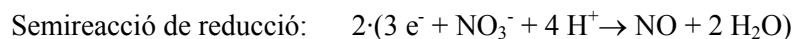
16. Una dissolució aquosa de  $\text{HNO}_3$  reacciona amb  $\text{H}_2\text{S}$  (g) per donar S (s) i NO (g).

a) Ajusta la reacció per mitjà del mètode de l'ió electró.

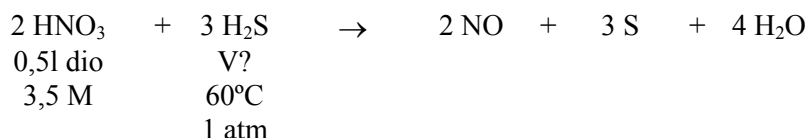
b) Determina el volum de  $\text{H}_2\text{S}$  mesurat a  $60^\circ\text{C}$  i 760 mm Hg necessari perquè reaccionï amb  $500 \text{ cm}^3$  d'una dissolució aquosa de  $\text{HNO}_3$  3,5 M. Anomena totes les espècies que intervenen a la reacció.

**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

a)



b)



$$0,5 \text{ l dio} \frac{3,5 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ l dio}} \frac{3 \text{ mol H}_2\text{S}}{2 \text{ mol HNO}_3} = 2,625 \text{ mol H}_2\text{S}$$

$$\begin{aligned} P \cdot V &= n \cdot R \cdot T \\ 1 \cdot V &= 2,625 \cdot 0,082 \cdot 333 \\ \boxed{V &= 71,68 \text{ l}} \end{aligned}$$

### Piles electroquímiques

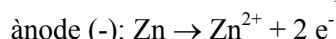
17. Representa el diagrama de la pila que pot construir-se aprofitant la reacció química representada amb l'equació següent:  $\text{Zn (s)} + \text{Ni}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Ni (s)} + \text{Zn}^{2+} (\text{aq})$ . Indica l'ànode i el càtode, la polaritat i les reaccions que hi ocorren,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



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

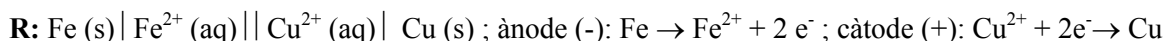


L'ànode és l'elèctrode de zinc ja que el zinc s'oxida. L'ànode té polaritat negativa.

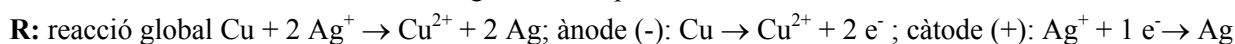


Els electrons flueixen des de l'ànode (lloc on es produeix l'oxidació i per tant on es lliberen electrons) fins al càtode, on són captats pels ions  $\text{Ni}^{2+}$  donant lloc a Ni (procés de reducció).

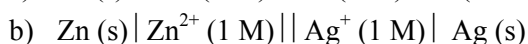
18. Representa el diagrama de la pila que pot construir-se aprofitant la reacció química representada amb l'equació següent:  $\text{Fe (s)} + \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Cu (s)} + \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$ . Indica l'ànode i el càtode, la polaritat i les reaccions que hi ocorren,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



19. Atesa la representació següent:  $\text{Cu (s)} | \text{Cu}^{2+} (1 \text{ M}) || \text{Ag}^+ (1 \text{ M}) | \text{Ag (s)}$ , indica les reaccions que ocorren a l'ànode i al càtode, així com la reacció global de la pila.

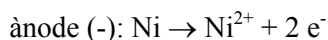


20. Para cada una de les següents piles indica les semireaccions que ocorren tant a l'ànode com al càtode, la reacció global i també la polaritat de cada electrode:



**R:** a) reacció global  $2\text{H}^+ + \text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2$ ; ànode (-):  $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$ ; càtode (+):  $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$   
 b) reacció global  $\text{Zn} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}$ ; ànode (-):  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ ; càtode (+):  $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

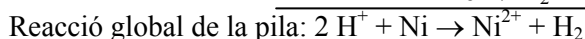
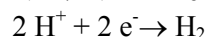
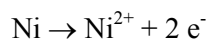
a) L'ànode és l'elèctrode on té lloc l'oxidació, en aquest cas, és l'elèctrode de níquel. Aquest elèctrode té polaritat negativa.



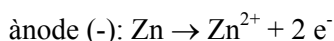
El càtode és l'elèctrode on té lloc la reducció, en aquest cas, és l'elèctrode d'hidrogen. Aquest elèctrode té polaritat positiva.



La reacció global de la pila és:



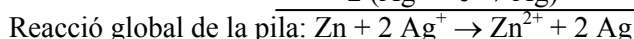
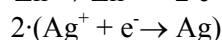
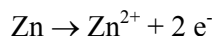
b) L'ànode és l'elèctrode on té lloc l'oxidació, en aquest cas, és l'elèctrode de zinc. Aquest elèctrode té polaritat negativa.



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



La reacció global de la pila és:



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 :  $\text{Mg}^{2+} | \text{Mg}$   $E^\circ = -2,37\text{ V}$ ;  $\text{Ag}^+ | \text{Ag}$   $E^\circ = 0,8\text{ V}$

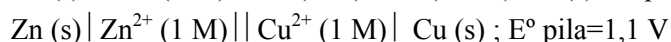
**R:** a) reacció global  $\text{Mg} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Ag}$ ; ànode (-):  $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$ ; càtode (+):  $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ ;  $E_{\text{pila}} = 3,17\text{ V}$

22. Donats el parells oxidant-reductor i els seus potencials normals de reducció:  $\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$   $E^\circ = -0,76\text{ V}$ ;  $\text{Ag}^+ | \text{Ag}$   $E^\circ = 0,8\text{ V}$ ; a) calcula la fem de la pila resultant; b) escriu la pila, les reaccions que es produeixen en el càtode i a l'ànode i la reacció global del procés.

**R:** 1,56 V. reacció global  $\text{Zn} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}$ ; ànode (-):  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ ; càtode (+):  $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

23. Determinar el potencial normal  $E^\circ$  de la reacció  $\text{I}^- + \text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{HAsO}_2$ . ¿Es produirà de forma espontània? Dades:  $\text{I}_2 | \text{I}^-$   $E^\circ = 0,53\text{ V}$ ;  $\text{H}_3\text{AsO}_4 | \text{HAsO}_2$   $E^\circ = -0,56\text{ V}$ . **R:** -1,09 V.

24. Determinar els potencials estàndard de reducció següents:  $E^\circ(\text{Zn}^{2+} | \text{Zn})$  i  $E^\circ(\text{Cu}^{2+} | \text{Cu})$  a partir de les següents dades:



**R:**  $E^\circ(\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}) = -0,76\text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}) = 0,34\text{ V}$

A partir de la primera pila:  $\text{Zn (s)} | \text{Zn}^{2+} (1\text{ M}) || \text{H}^+ (1\text{ M}) | \text{H}_2 (1\text{ atm}) | \text{Pt (s)}$ ; i del seu potencial podem trobar el  $E^\circ(\text{Zn}^{2+} | \text{Zn})$ :

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}}$$

$$0,76 = E^\circ_{\text{H}^+/\text{H}_2} - E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$$

$$0,76 = 0 - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$$

$$E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \boxed{-0,76 \text{ V}}$$

A partir de la segona pila:  $\text{Zn (s)} | \text{Zn}^{2+} (1 \text{ M}) || \text{Cu}^{2+} (1 \text{ M}) | \text{Cu (s)}$ ; i del seu potencial podem trobar el  $E^{\circ}$  ( $\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$ ):

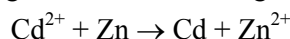
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{an}}$$

$$1,1 = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$$

$$1,1 = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - (-0,76)$$

$$E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = \boxed{0,34 \text{ V}}$$

**25.** Escribe la notación simplificada d'una pila galvànica, la reacció global de la qual sigui:



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

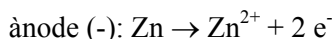
Dades: potencials normals de reducció:

$$E^{\circ}(\text{Cd}^{2+} | \text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$$

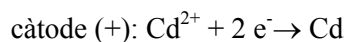
$$E^{\circ}(\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

**R:** 0,36 V

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



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



- 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.
- 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.
- $E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{an}} = -0,4 - (-0,76) = \boxed{0,36 \text{ V}}$

**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:

- Assenyala el càtode i l'ànode, indica la polaritat i les semireaccions que tenen lloc a cada elèctrode.
- Escribe la reacció global de la pila.
- Calcula el voltatge de la pila.
- Escribe la notación simplificada de la pila.
- Indica en quina direcció es mouen els ions del pont salí, l'electrolit del qual és clorur de potassi.
- Indica en quina direcció flueixen els electrons pel circuit extern.
- Fer un dibuix de la pila.

Dades: potencials normals de reducció:

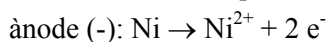
$$E^{\circ}(\text{Ag}^{+} | \text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Ni}^{2+} | \text{Ni}) = -0,25\text{V}$$

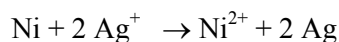
- a) L'ió plata té més tendència a reduir-se que l'ió  $\text{Ni}^{2+}$  ja que té un potencial de reducció més elevat. Així el càtode és l'elèctrode de plata. El càtode té polaritat positiva.

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

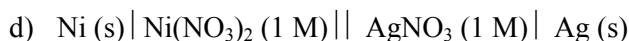
Les semireaccions que tenen lloc a cada elèctrode són les següents:



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

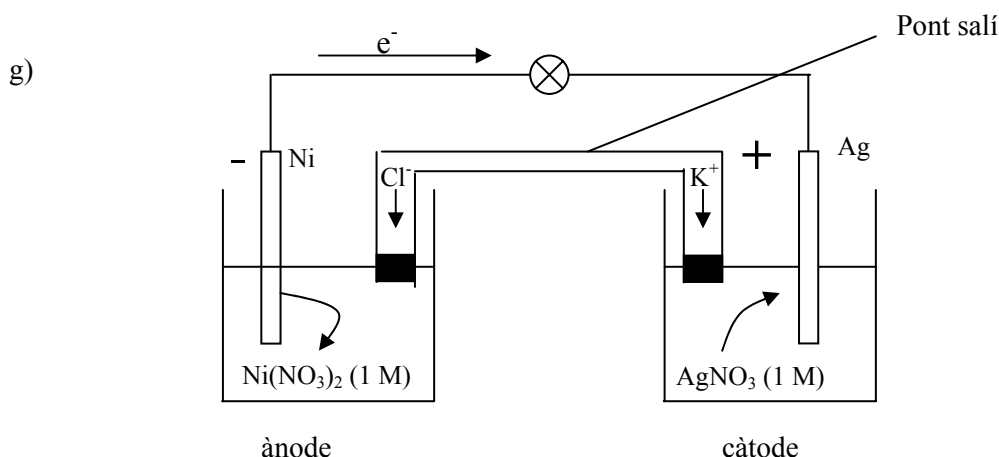


c)  $E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0,8 - (-0,25) = 1,05\text{V}$



- 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.

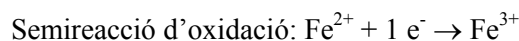
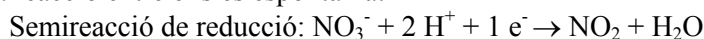


### Predicció del sentit de les reaccions redox

27. Determinar si l'ió nitrat oxidarà el  $\text{Fe}^{2+}$  donant diòxid de nitrogen com a producte de reducció.

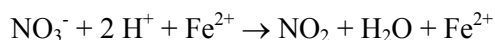
Dades:  $E^\circ(\text{Fe}^{3+} | \text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V}$   $E^\circ(\text{NO}_3^- | \text{NO}_2) = 0,96\text{V}$ . **R:**  $\text{Si}; \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{Fe}^{3+}$

L'ió nitrat oxidarà el  $\text{Fe}^{2+}$  si es la reacció entre ells és espontània:



$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0,96 - 0,77 = 0,19\text{V}$$

Com el potencial surt positiu es tracta d'una reacció redox espontània i per tant l'ió nitrat oxidarà el  $\text{Fe}^{2+}$  segons la reacció següent:



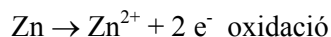
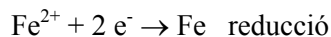
28. Els potencials normals de reducció dels semielements  $\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$  i  $\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}$  són, respectivament,  $-0,76\text{V}$  i  $-0,44\text{V}$ :

- 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? ( $E^\circ(\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}) = 0,34\text{V}$ )

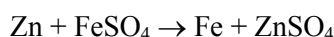
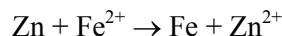
**R:** a) Reaccionaran;  $\text{Zn} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$ ; b) No reaccionaran

- a) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el  $\text{Fe}^{2+}$  i el Zn:

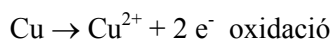
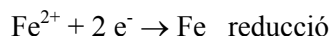


$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = -0,44 - (-0,76) = 0,32 \text{ V}$$

Com el potencial surt positiu la reacció entre el  $\text{Fe}^{2+}$  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:



- b) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el  $\text{Fe}^{2+}$  i el Cu:



$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = -0,44 - 0,34 = -0,78 \text{ V}$$

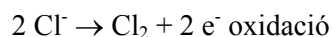
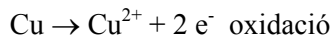
Com el potencial surt negatiu la reacció entre el  $\text{Fe}^{2+}$  i el Cu no és espontània i per tant, quan a una dissolució de sulfat de ferro (II) li afegim trossets de Cu no té lloc cap reacció.

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

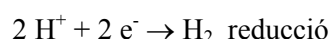
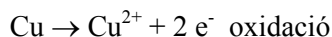
Dades:  $E^\circ (\text{Mn}^{2+} | \text{Mn}) = -1,18 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Cl}_2 | \text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$

**R:** El coure no reacciona, el manganès sí.  $\text{Mn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2$

- a) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el Cu i un d'aquest dos ions  $\text{H}^+$  o  $\text{Cl}^-$ :



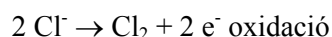
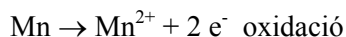
No es produirà reacció entre el Cu i el  $\text{Cl}^-$  ja que tots dos tenen tendència a oxidar-se. Ara, s'ha de mirar si el Cu pot reaccionar amb el ions  $\text{H}^+$ :



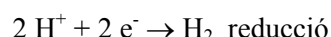
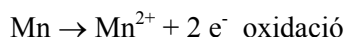
$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0 - 0,34 = -0,34 \text{ V}$$

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  $\text{H}^+$  o  $\text{Cl}^-$ :

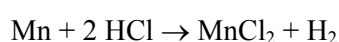
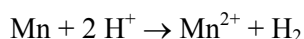


No es produirà reacció entre el Mn i el  $\text{Cl}^-$  ja que tots dos tenen tendència a oxidar-se. Ara, s'ha de mirar si el Mn pot reaccionar amb el ions  $\text{H}^+$ :



$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0 - (-1,18) = 1,18 \text{ V}$$

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:



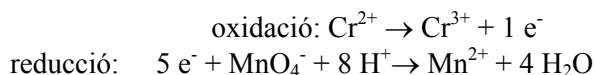
30. Indica quins dels parell d'ions següents poden existir conjuntament en una dissolució aquosa:

- a)  $\text{Cr}^{2+}$  i  $\text{MnO}_4^-$
- b)  $\text{Fe}^{3+}$  i  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- c)  $\text{Cr}^{3+}$  i  $\text{I}^-$
- d)  $\text{Mn}^{2+}$  i  $\text{Cl}^-$

Dades:  $E^\circ(\text{Mn}^{2+}|\text{Mn}) = -1,18 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{MnO}_4^-|\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}^{2+}) = -0,41 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}|\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{I}_2|\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cl}_2|\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$

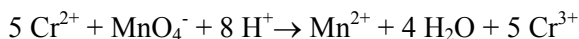
**R:** a) No;  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Cr}^{3+}$ ; b) Sí; c) Sí; d) Sí

a)

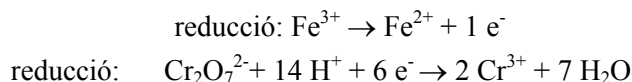


$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 1,51 - (-0,41) = 1,92 \text{ V}$$

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:

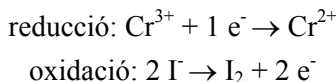


b)



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

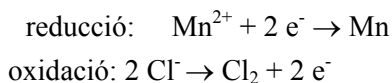
c)



$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = -0,41 - 0,53 = -0,94 \text{ V}$$

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)



$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = -1,18 - 1,36 = -2,54 \text{ V}$$

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.

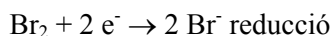
31. a) Predir què succeirà si s'afegeix brom molecular a una dissolució aquosa que contengui iodur de sodi i clorur de sodi a 25°C i escriure les reaccions químiques espontànies. b) Per el procés obtingut en a) indicar les espècies oxidants, reductores, oxidades i reduïdes.

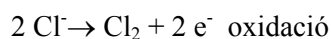
Dades:  $E^\circ(\text{I}_2|\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cl}_2|\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Br}_2|\text{Br}^-) = 1,07 \text{ V}$

**R:** a)  $2 \text{I}^- + \text{Br}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{Br}^-$ ; b) oxidant:  $\text{Br}_2$ ; reductor:  $\text{I}^-$ ; espècie oxidada  $\text{I}_2$ ; espècie reduïda  $\text{Br}^-$

a) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el  $\text{Br}_2$  i un dels ions de la dissolució ( $\text{I}^-$  o  $\text{Cl}^-$ ):

Si analitzam la reacció entre el  $\text{Br}_2$  i el  $\text{Cl}^-$  tenim que:

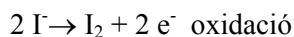
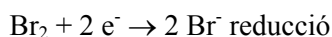




$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 1,07 - 1,36 = -0,29 \text{ V}$$

Com el potencial surt negatiu la reacció entre el  $\text{Br}_2$  i el  $\text{Cl}^-$  no és espontània.

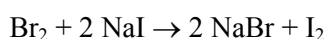
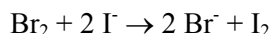
Per a la reacció entre el  $\text{Br}_2$  i el  $\text{I}^-$  tenim que



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

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

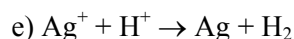
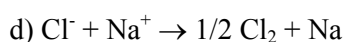
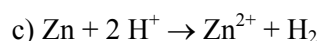
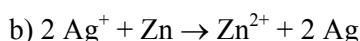
Per tant quan s'afegeix  $\text{Br}_2$  a una dissolució que conté  $\text{NaI}$  i  $\text{NaCl}$  es produeix la següent reacció:



b) Per al procés redox anterior:  $\text{Br}_2 + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Br}^- + \text{I}_2$

oxidant:  $\text{Br}_2$ ; reductor:  $\text{I}^-$ ; espècie oxidada  $\text{I}_2$ ; espècie reduïda  $\text{Br}^-$

32. Els potencials normals de reducció dels sistemes  $\text{Na}^+ | \text{Na}$ ;  $\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$ ;  $\text{Ag}^+ | \text{Ag}$  i  $\text{Cl}_2 | \text{Cl}^-$  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:



**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' $\text{Na}^+$  es redueix i l' $\text{H}_2$  s'oxida.

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

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' $\text{Ag}^+$  es redueix i el  $\text{Zn}$  s'oxida.

$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0,8 + 0,76 = 1,56 \text{ V}$$

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' $\text{H}^+$  es redueix i el  $\text{Zn}$  s'oxida.

$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0 + 0,76 = 0,76 \text{ V}$$

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' $\text{Na}^+$  es redueix i l' $\text{Cl}^-$  s'oxida.

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

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:

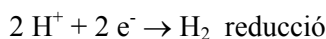
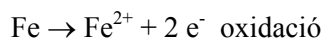
- a) Ferro
- b) Plata
- c) Plom
- d) Coure

Escriu en cada cas la reacció corresponent.

Dades:  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Ag}^+|\text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$

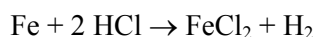
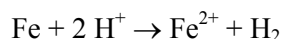
**R:** a) Si;  $\text{Fe} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$ ; b) No; c) Si  $\text{Pb} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{H}_2$ ; d) No

a) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el Fe i l'ió  $\text{H}^+$ :

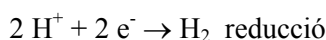
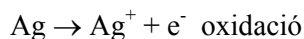


$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0 - (-0,44) = 0,44 \text{ V}$$

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:



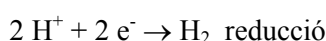
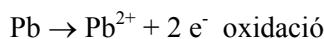
b) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre la Ag i l'ió  $\text{H}^+$ :



$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0 - 0,8 = -0,8 \text{ V}$$

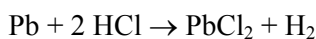
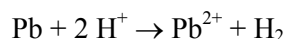
Com el potencial surt negatiu es tracta d'una reacció redox no espontània i per tant la plata no reacciona amb HCl.

c) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el Pb i l'ió  $\text{H}^+$ :

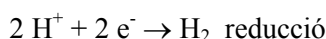
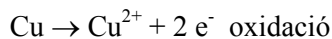


$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0 - (-0,13) = 0,13 \text{ V}$$

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:



d) S'ha d'analitzar si es produeix una reacció redox espontània entre el Cu i l'ió  $\text{H}^+$ :



$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0 - 0,34 = -0,34 \text{ V}$$

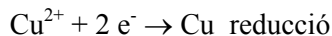
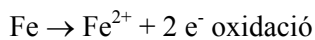
Com el potencial surt negatiu es tracta d'una reacció redox no espontània i per tant el coure no reacciona amb HCl.

**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.

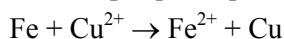
Dades: potencials normals de reducció:  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu})=0,34\text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe})=-0,44\text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Mg}^{2+}|\text{Mg})=-2,37\text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cl}_2|\text{Cl}^-)=1,39\text{ V}$

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

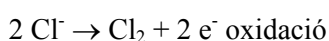
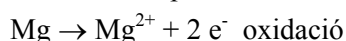


$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0,34 - (-0,44) = 0,78\text{ V}$$

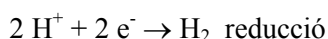
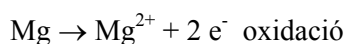
Com el potencial surt positiu es tracta d'una reacció redox espontània. Per tant no es podrà agitar una dissolució de sulfat de coure amb una cullera de ferro perquè es produirà la següent reacció:



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

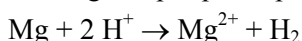


No es produirà reacció entre el Mg i el  $\text{Cl}^-$  ja que tots dos tenen tendència a oxidar-se. Ara, s'ha de mirar si el Mg pot reaccionar amb el ions  $\text{H}^+$ :



$$E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0 - (-2,37) = 2,37\text{ V}$$

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:



## Electròlisi

35. Per l'electròlisi del clorur de coure (II) fos:

- Escriure les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode.
- Indica la polaritat de l'ànode i del càtode.
- Escriu la reacció global
- Indica, raonadament, si es produirà l'electròlisi si connectam els electrodes a una pila de 1,5 V.

Dades: potencials normals de reducció:

$$E^\circ(\text{Cl}_2|\text{Cl}^-)=1,36\text{ V}$$

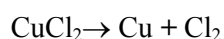
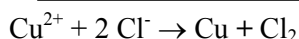
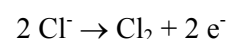
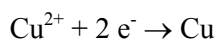
$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu})=0,34\text{ V}$$

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

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

b) El càtode té polaritat negativa i l'ànode positiva.

c) La reacció global s'obté sumant les dues semireaccions:



$$d) E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = 0,34 - 1,36 = -1,02\text{ V}$$

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:

$$E^{\circ}(\text{Br}_2 | \text{Br}^-) = 1,07 \text{ V}$$

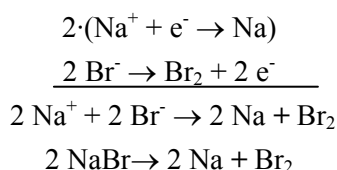
$$E^{\circ}(\text{Na}^+ | \text{Na}) = -2,71 \text{ V}$$

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

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

El càtode té polaritat negativa i l'ànode positiva.

La reacció global s'obté sumant les dues semireaccions:



$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{an}} = -2,71 - 1,07 = -3,78 \text{ V}$$

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:

$$E^{\circ}(\text{Cl}_2 | \text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$$

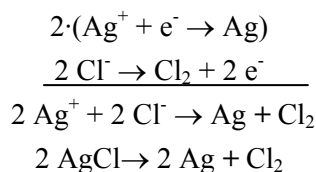
$$E^{\circ}(\text{Ag}^+ | \text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$$

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

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

El càtode té polaritat negativa i l'ànode positiva.

La reacció global s'obté sumant les dues semireaccions:



$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{an}} = 0,8 - 1,36 = -0,56 \text{ V}$$

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