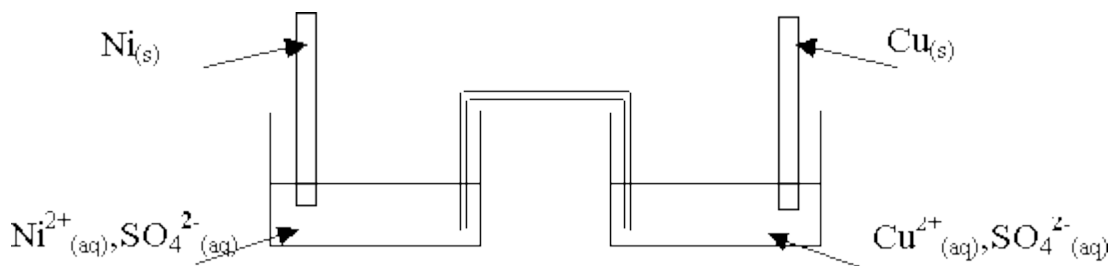


Corrigé des exercices du livre NATHAN

ex 7 p 205



a) On utilise des solutions de sulfate de cuivre et de sulfate de nickel et des électrodes de cuivre et de nickel plongeant respectivement dans ces solutions reliées avec un pont salin.

b) L'électrode de nickel étant le pôle négatif, elle donne des électrons : $\text{Ni}_{(s)} = \text{Ni}^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$
L'autre électrode de cuivre est positive, elle récupère les électrons : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)}$

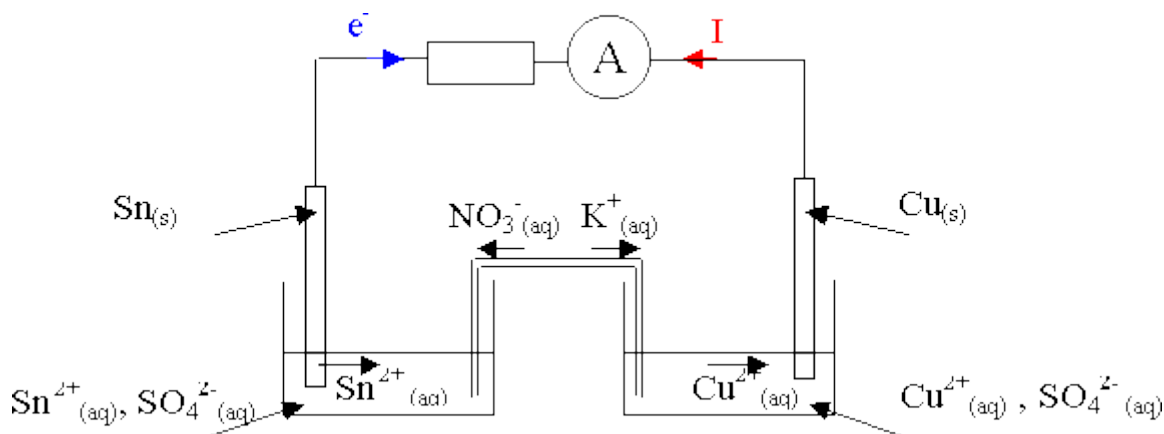
Equation globale : $\text{Ni}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} = \text{Ni}^{2+}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)}$

ex 8 p 205 : pile avec les couples : $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ et $\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$

a) dans le pont salin, les ions positifs vont vers la demi-pile $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$, cela signifie que cette demi-pile consomme des ions positifs Cu^{2+}

électrode de cuivre : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)}$ électrode d'étain : $\text{Sn}_{(s)} = \text{Sn}^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$

équation globale : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Sn}_{(s)} = \text{Cu}_{(s)} + \text{Sn}^{2+}_{(aq)}$



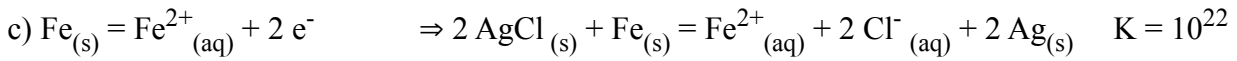
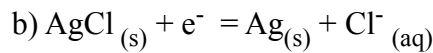
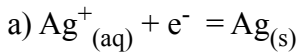
ex 9 p 205

a) Le courant circule de l'électrode d'argent vers l'électrode de plomb. L'électrode d'argent est donc le pôle positif et l'électrode de plomb, le pôle négatif. Sa représentation formelle est : $(-) \text{Pb}_{(s)} / \text{Pb}^{2+}_{(aq)} // \text{Ag}^{+}_{(aq)} / \text{Ag}_{(s)} (+)$

b) $\text{Pb}_{(s)} = \text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$ et $\text{Ag}^{+}_{(aq)} + e^- = \text{Ag}_{(s)}$) x 2

c) $\text{Pb}_{(s)} + 2 \text{Ag}^{+}_{(aq)} = 2 \text{Ag}_{(s)} + \text{Pb}^{2+}_{(aq)}$

ex 10 p 205



d) $Q_{\text{r}_i} = [\text{Fe}^{2+}]_i \cdot [\text{Cl}^-]_i^2 = 1,0 \cdot 10^{-5} \times (1,0 \cdot 10^{-5})^2 = 1,0 \cdot 10^{-15} < K$

\Rightarrow La transformation évolue dans le sens direct.

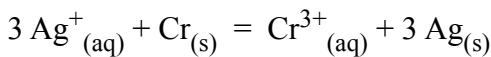
L'électrode d'argent est le lieu d'une réduction, elle consomme des électrons, elle est positive.

L'électrode de fer est le lieu d'une oxydation, elle donne des électrons, elle est négative.

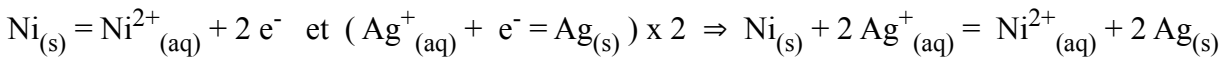
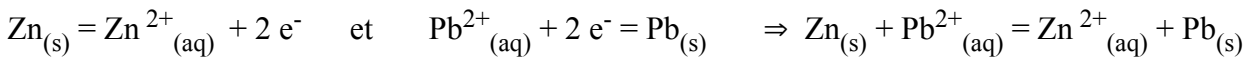
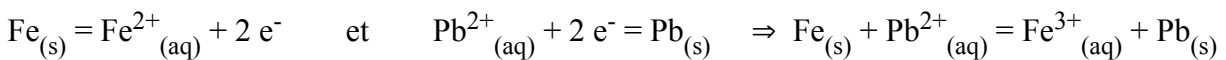
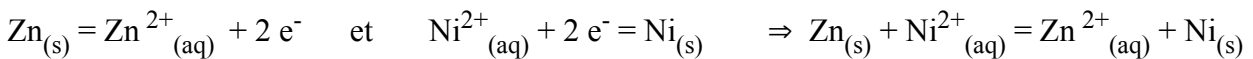
ex 11 p 206



on multiplie la 1^{ère} demi-équation par 3 pour équilibrer les électrons .

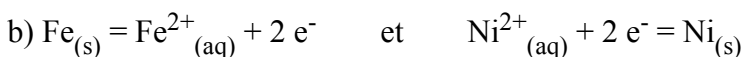
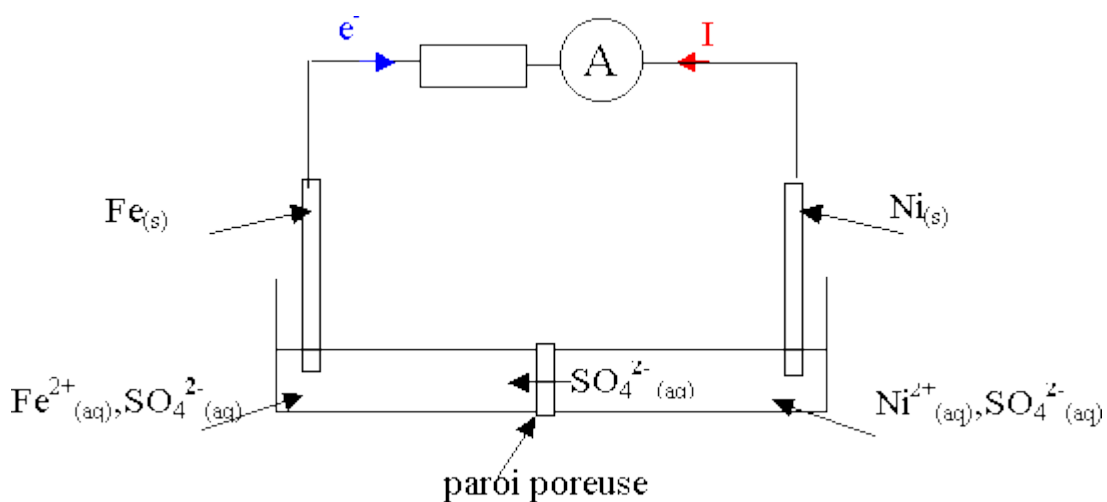


ex 12 p 206



ex 13 p 206

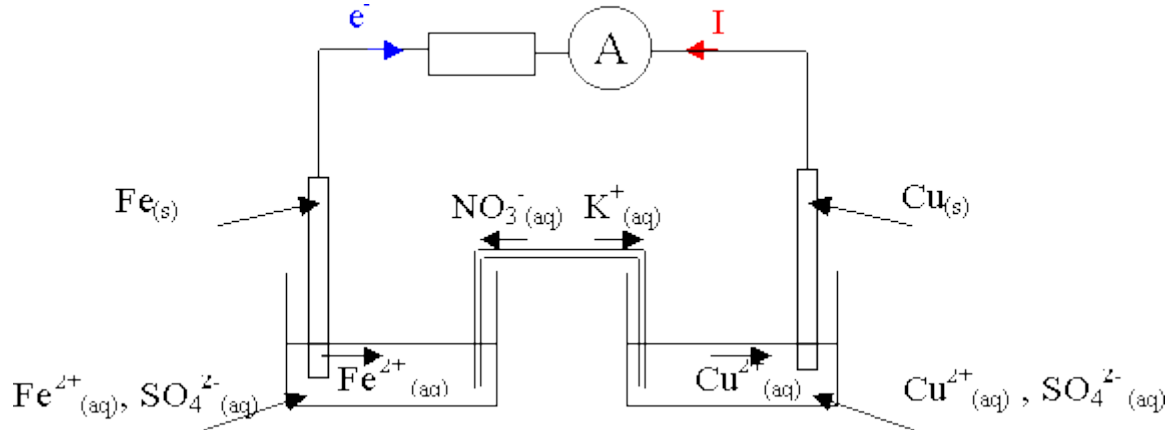
a)



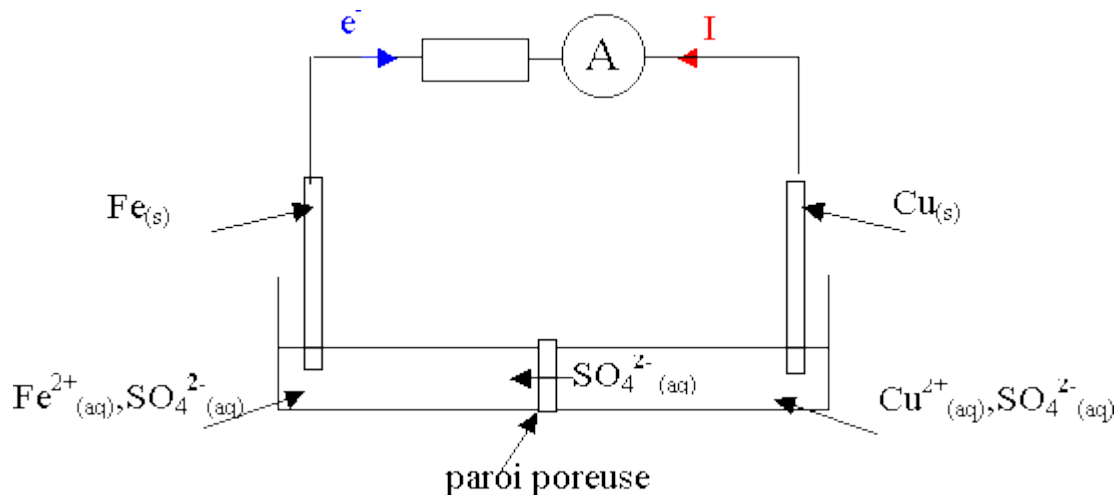
c) A l'électrode de fer, il se forme des ions Fe^{2+} . Des ions Ni^{2+} vont vers l'électrode de nickel.
Des ions sulfate SO_4^{2-} traversent la paroi poreuse pour conserver l'électronégativité des solutions.

ex 14 p 206

a)



b)



c) A l'électrode de fer, $\text{Fe}_{(s)} = \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$ et à l'électrode de cuivre, $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)}$

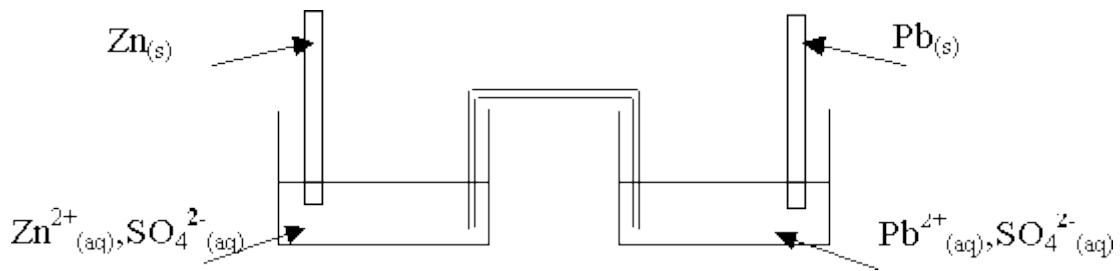
d) équation globale : $\text{Fe}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} = \text{Cu}_{(s)} + \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$

e) Si on met en présence du fer métal et des ions Cu^{2+} , il y a réaction chimique.
Si on met en présence du cuivre métal et des ions Fe^{2+} , il n'y a pas de réaction chimique.

f) La différence entre les deux cas est que dans la pile, les réactifs sont séparés.
Dans une pile, le transfert d'électrons se fait par les conducteurs alors qu'il est direct lorsque les réactifs sont en contact.

ex 15 p 206

a)

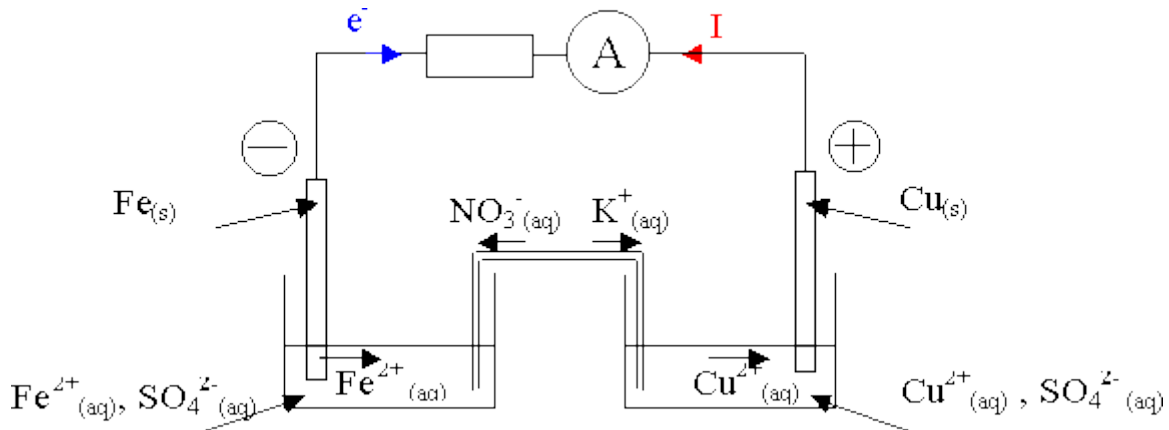


b) $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ à l'électrode de fer et $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb}$ à l'électrode de plomb
 équation globale : $\text{Zn} + \text{Pb}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Pb}$

L'électrode de zinc donne des électrons, elle est donc négative.

L'électrode de plomb est donc positive.

ex 20 p 207



a) Le courant circule du cuivre vers le fer. Le pôle positif est donc le cuivre et l'électrode de fer est donc négative.

b) Les ions nitrate vont vers le côté où des ions positifs sont formés pour neutraliser la solution.

L'électrode de fer est négative, le métal fer est donc oxydé en ions Fe^{2+} .

c) L'électrode de cuivre est positive, elle reçoit des électrons, elle est le lieu d'une réduction.

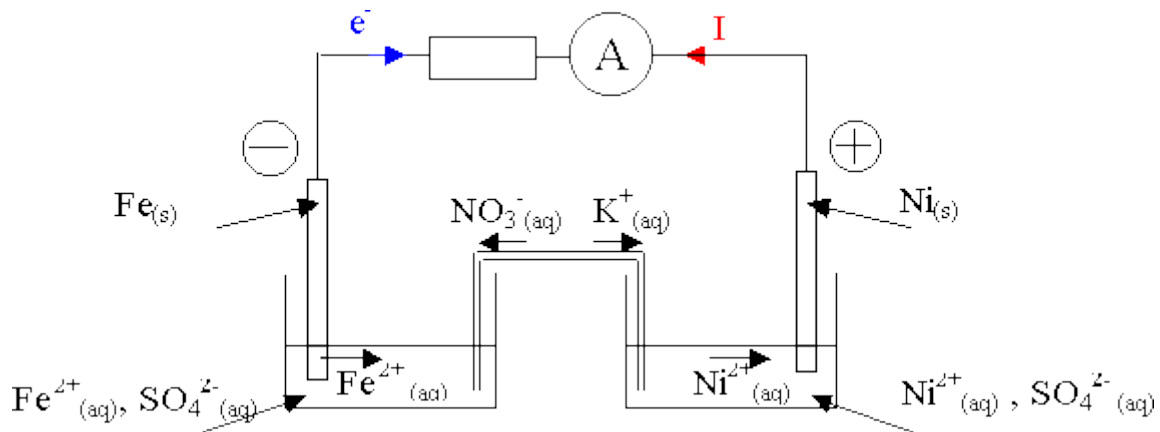
d) $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$ et $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu} \Rightarrow \text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$

e) C'est le réducteur le plus fort qui réagit sur l'oxydant le plus fort. Le réducteur le plus fort est donc le métal fer.

f) L'oxydant le plus fort est donc l'ion Cu^{2+}

ex 21 p 207

a)



- b) Les électrons circulent dans le circuit extérieur en sens inverse du courant, du pôle négatif au pôle positif, du fer au nickel.
- c) L'électrode négative libère des électrons, c'est donc le métal fer.
- d) A l'électrode de nickel, les ions Ni^{2+} captent les électrons.
- e) Une solution ionique est conductrice.

ex 22 p 207

- a) $\text{Fe}_{(s)} + \text{Ni}^{2+}_{(aq)} = \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + \text{Ni}_{(s)}$ $K = 2.10^6$ $Q_{r_i} = [\text{Fe}^{2+}]_i / [\text{Ni}^{2+}]_i = 1 < K$
 la transformation évolue donc dans le sens direct. Le métal fer est donc oxydé en ions Fe^{2+} .

L'électrode de fer est donc négative et l'électrode de nickel est donc positive.

- b) $Q_{r_i} = [\text{Fe}^{2+}]_i / [\text{Ni}^{2+}]_i = 0,3 / 1,0.10^{-7} = 3,0.10^6 > K$, l'évolution est donc dans le sens inverse.

La polarité de la pile est donc inversée.

ex 23 p 207

- a) couples : $\text{Ag}^+_{(aq)} / \text{Ag}_{(s)}$ et $\text{Fe}^{3+}_{(aq)} / \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$

- b) $\text{Ag}^+_{(aq)} + e^- = \text{Ag}_{(s)}$ et $\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^- = \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$

- c) $Q_{r_i} = [\text{Fe}^{3+}]_i / ([\text{Fe}^{2+}]_i \cdot [\text{Ag}^+]_i) = 0,1 / (0,2 \times 0,2) = 2,5 < K$, évolution dans le sens direct.

- d) $Q_{r_i} = [\text{Fe}^{3+}]_i / ([\text{Fe}^{2+}]_i \cdot [\text{Ag}^+]_i) = 0,2 / (0,1 \times 0,2) = 10 > K$, évolution dans le sens inverse.

Le métal platine capte des électrons pour réduire les ions Fe^{3+} en Fe^{2+} .
 Les électrons circulent donc de l'électrode d'argent vers l'électrode de platine.