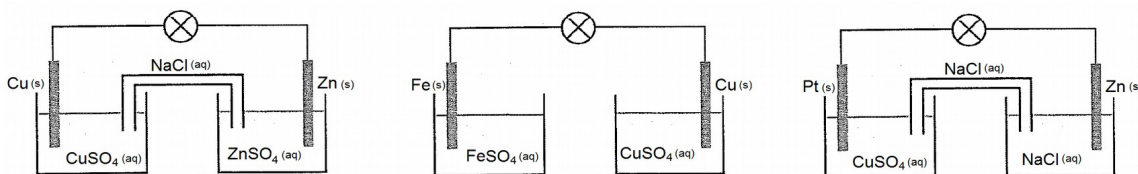


Module 3.3 : Piles

Stratégie :

- Lister toutes les substances en présence dans les deux bacs,
 - repérer les couples dans lesquelles elles sont impliquées ,
 - relever les potentiels associés,
- => l'oxydant est tout en haut à gauche du tableau, le réducteur tout en bas à droite,
- donnez les équation de réduction (cathode) et d'oxydation (anode),
 - vérifier que celle-ci ont lieu dans deux bacs différents (électrons passent par le fil),
 - vérifier la présence du pont salin (équilibre les charges par échange d'ions).

3.3.1. Soit les trois schémas de montage ci-dessous. Indiquez quelles sont les piles fonctionnelles et détaillez les réactions qui y ont lieu. Expliquez pourquoi la ou les autres ne le sont pas.



a) $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$ 2,05 V

Cu^{2+}/Cu 0,34 V plus haut à gauche => Cu^{2+} oxydant => réduction

Zn^{2+}/Zn -0,76 V plus bas à droite => Zn réducteur => oxydation

Cathode = site de la réduction : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Anode = site de l'oxydation : $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$

Dans 2 bacs différents avec un fil électrique permettant le passage des e^-
avec un pont salin permettant le rééquilibre des charges (déplacement ions)
=> fonctionnelle (passage des e^- de l'anode à la cathode par le fil)

b) Non fonctionnelle car pas de pont salin => pas de déplacement d'ions pour compenser les charges créées dans les bacs (la pile s'arrête par répulsion des charges).

c) $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$ 2,05 V

Cl/Cl^- 1,36 V

Pt^{2+}/Pt 1,20 V

Cu^{2+}/Cu 0,34 V plus haut à gauche => Cu^{2+} oxydant => réduction

Zn^{2+}/Zn -0,76 V plus bas à droite => Zn réducteur => oxydation

Na^+/Na -2,71 V

Cathode = site de la réduction : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Anode = site de l'oxydation : $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$

Dans 2 bacs différents avec un fil électrique, avec un pont salin

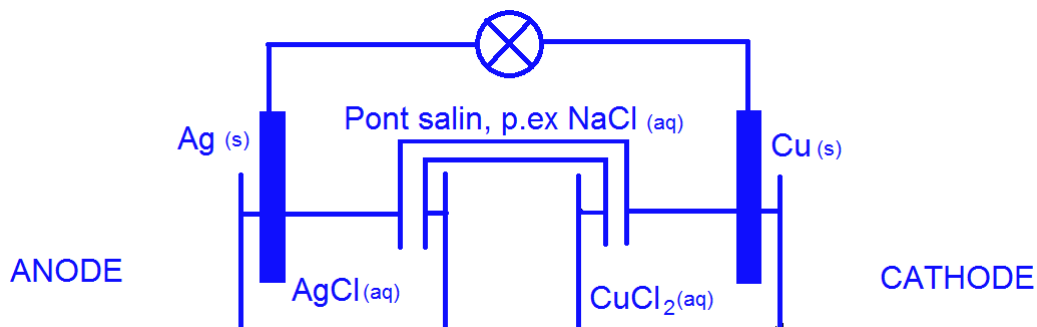
=> fonctionnelle (passage des e^- de l'anode à la cathode par le fil)

3.3.2. Dessinez une pile constituée d'une demi-pile AgCl/Ag et CuCl_2/Cu . Donnez les équations à chacune des électrodes et nommez celles-ci.

Cl/Cl^- 1,36 V

Ag^+/Ag 0,80 V plus haut à gauche => Ag^+ oxydant => réduction

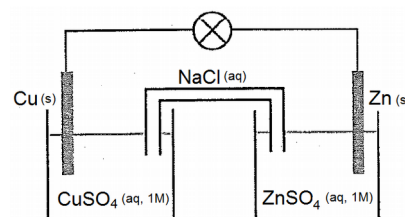
Cu^{2+}/Cu 0,34 V plus bas à droite => Cu réducteur => oxydation



Cathode = site de la réduction : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

Anode = site de l'oxydation : $\text{Cu} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$

- 3.3.3. Calculez la différence de potentiel qui pourra être mesurée sur la pile ci-à droite aux conditions standards.



Cu^{2+}/Cu 0,34 V
plus haut à gauche => Cu^{2+} oxydant => réduction

Zn^{2+}/Zn -0,76 V
plus bas à droite => Zn réducteur => oxydation

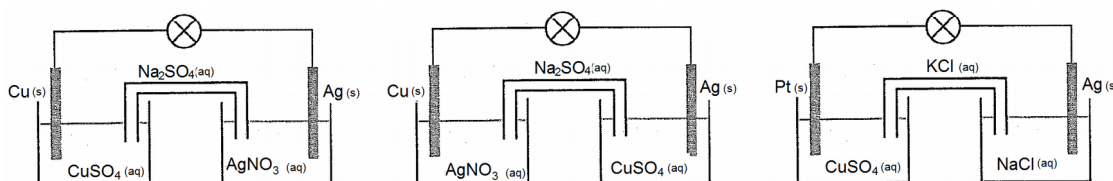
Cathode = site de la réduction : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ 0,34 V

Anode = site de l'oxydation : $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ 0,76 V

Dans 2 bacs différents avec un fil électrique permettant le passage des e^-
avec un pont salin permettant le rééquilibrage des charges (déplacement ions)
=> fonctionnelle (passage des e^- de l'anode à la cathode par le fil)

différence de potentiel = 0,34 V + 0,76 V = 1,10 V

- 3.3.4. Soit les trois schémas de montage ci-dessous. Indiquez quelles sont les piles fonctionnelles et détaillez les réactions qui y ont lieu. Expliquez pourquoi la ou les autres ne le sont pas.



a) $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$ 2,05 V

Ag^+/Ag 0,80 V plus haut à gauche => Ag^+ oxydant => réduction

Cu^{2+}/Cu 0,34 V plus bas à droite => Cu réducteur => oxydation

Cathode = site de la réduction : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

Anode = site de l'oxydation : $\text{Cu} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$

Dans 2 bacs différents avec un fil électrique permettant le passage des e^-
avec un pont salin permettant le rééquilibrage des charges (déplacement ions)
=> fonctionnelle (passage des e^- de l'anode à la cathode par le fil)

b) $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$ 2,05 V

Ag^+/Ag 0,80 V plus haut à gauche => Ag^+ oxydant => réduction

Cu^{2+}/Cu 0,34 V plus bas à droite => Cu réducteur => oxydation

Site réduction = site oxydation => non fonctionnelle (e^- passent pas dans fil)

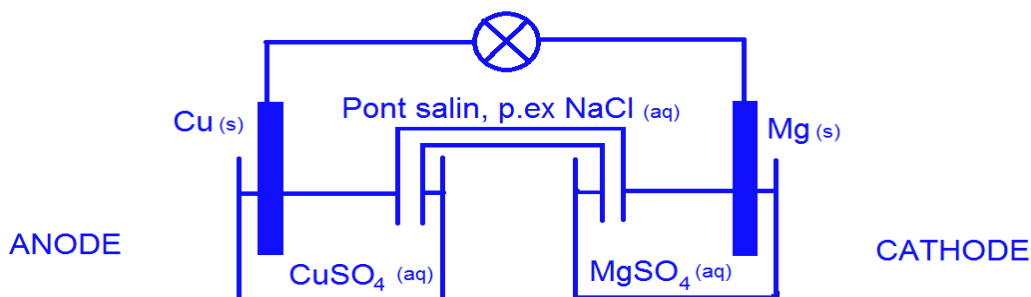
c) $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$ 2,05 V Cl/Cl^- 1,36 V Pt^{2+}/Pt 1,20 V Ag^+/Ag 0,34 V Cu^{2+}/Cu 0,34 V Na^+/Na -2,71 V

=> non fonctionnelle car pas d'oxydant avec un potentiel de réduction plus grand qu'un réducteur

3.3.5. Dessinez une pile constituée d'une demi-pile MgSO_4/Mg et CuSO_4/Cu . Donnez les équations à chacune des électrodes, l'équation globale de réaction ainsi que le nom des oxydant et réducteur.

 $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$ 2,05 V Cu^{2+}/Cu 0,34 V Mg^{2+}/Mg -2,37 Vplus haut à gauche => Cu^{2+} oxydant => réduction

plus bas à droite => Mg réducteur => oxydation

Cathode = site de la réduction : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ Anode = site de l'oxydation : $\text{Mg} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^{2+}$

3.3.6. Calculez la différence de potentiel qui pourra être mesurée sur la pile ci-à droite aux conditions standards.

 Cu^{2+}/Cu 0,34 V plus haut à gauche=> Cu^{2+} oxydant => réduction Fe^{2+}/Fe -0,41 V plus bas à droite

=> Zn réducteur => oxydation

Cathode = site de la réduction : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ 0,34 VAnode = site de l'oxydation : $\text{Fe} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ 0,41 V $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$ avec une différence de potentiel de 0,71 V