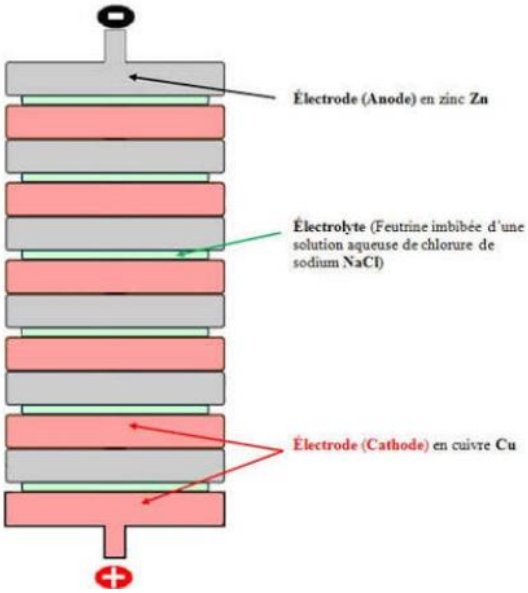
Chapitre 2 – piles et accumulateur – correction exercices

Exercice 1 : la pile volta

1) Pourquoi Galvani et Volta s'opposaient-ils ?

Galvani et Volta s'opposaient sur l'origine de l'électricité à l'origine de la contraction musculaire d'une grenouille accrochée : Galvani pensait qu'elle venait de la grenouille quant Volta pensait qu'elle venait des métaux.

2) Faire un schéma de la pile de Volta.



3) A quoi sert la rondelle de carton imbibée de saumure ?

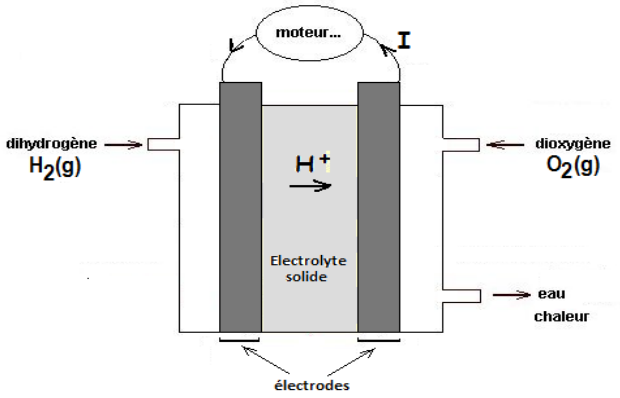
Cette rondelle joue le rôle de l'électrolyte : elle contient des ions mobiles.

4) Au laboratoire, un élève fait une pile volta en empilant 20 disques. Il mesure au voltmètre une tension de 20,3 V. Quelle tension aurait mesuré Volta ? Justifier.

Volta avait une soixantaine de disques : avec 3 fois de disques, il devait mesurer une tension 3 fois plus grande, soit 60,9V.

Exercice 2 : la pile à combustible à hydrogène

Une pile à combustible à hydrogène est une pile utilisant du dihydrogène ainsi que le dioxygène de l'air pour produire de l'électricité.



1) Identifier la borne + et la borne – ainsi que le sens de déplacement des électrons dans le circuit.

Par convention, le courant électrique va du pôle + au pôle -.

⇨ L'entrée de dioxygène correspond au pôle + et l'autre au pôle -.

Les électrons se déplacent dans le sens inverse.

2) En déduire où est l'anode et la cathode de cette pile, en justifiant.

L'anode correspond à l'électrode où a lieu une oxydation, soit une perte d'électron. C'est donc le pôle -.

La cathode correspond à l'électrode où a lieu une réduction, soit un gain d'électron. C'est donc le pôle +

3) Ecrire les demi-équations électroniques ayant lieu à chaque électrode ainsi que l'équation de fonctionnement de la pile.

$$O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2\,H_2O$$

$$H_2 = 2H^+ + 2e^-$$

D'où

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$$

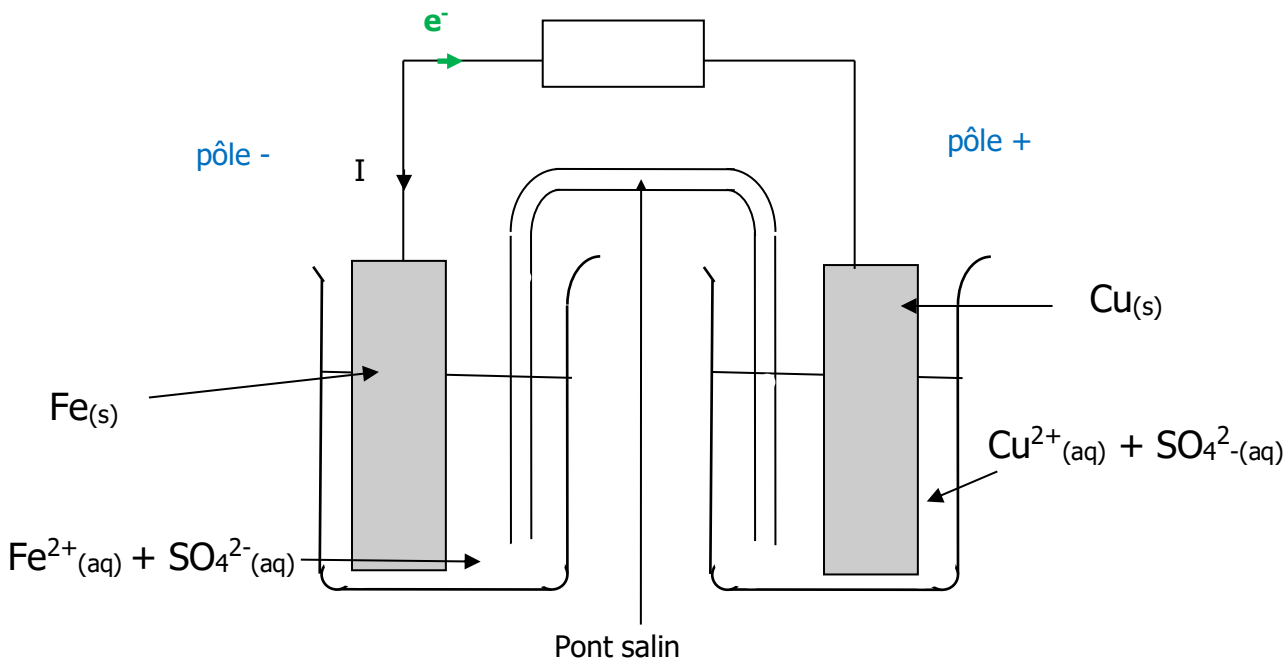
4) Quel est l'intérêt de cette pile ? Proposer un inconvénient possible.

Cette pile ne rejette que de l'eau et utilise comme réactif du dioxygène présent dans l'air. Par contre, l'utilisation du dihydrogène peut poser problème : on doit le produire et surtout le stocker (alors que c'est un gaz explosif).

Couples mis en jeu : H^+/H_2 O_2/H_2O

Exercice 3 : maitriser le fonctionnement des piles et des accumulateurs

1) <u>Pile avec pont salin :</u>



Demi-réaction de l'électrode de gauche :

$Fe = Fe^{2+} + 2e^-$

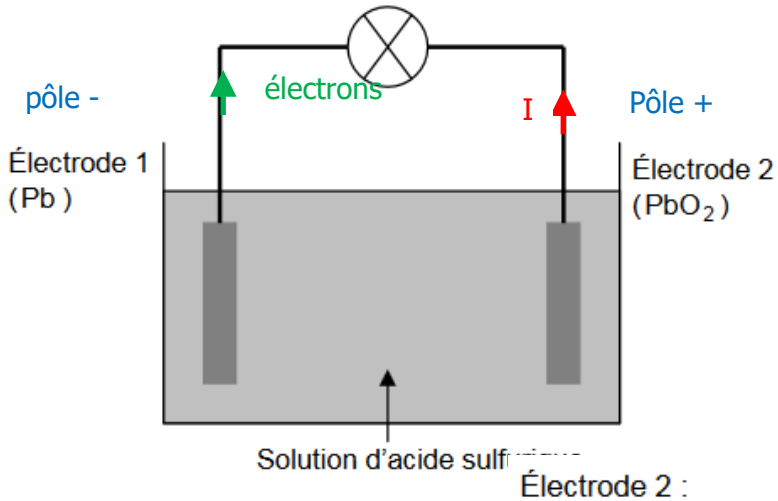
⇨ C'est l'anode

Demi-réaction de l'électrode de droite :

$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$

⇨ C'est la cathode

Equation de la réaction ayant lieu : $Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$



Électrode 1 :

$$Pb + SO_4^{2-} = PbSO_4 + 2e^-$$

⇨ C'est une oxydation

⇨ C'est l'anode

Électrode 2 :

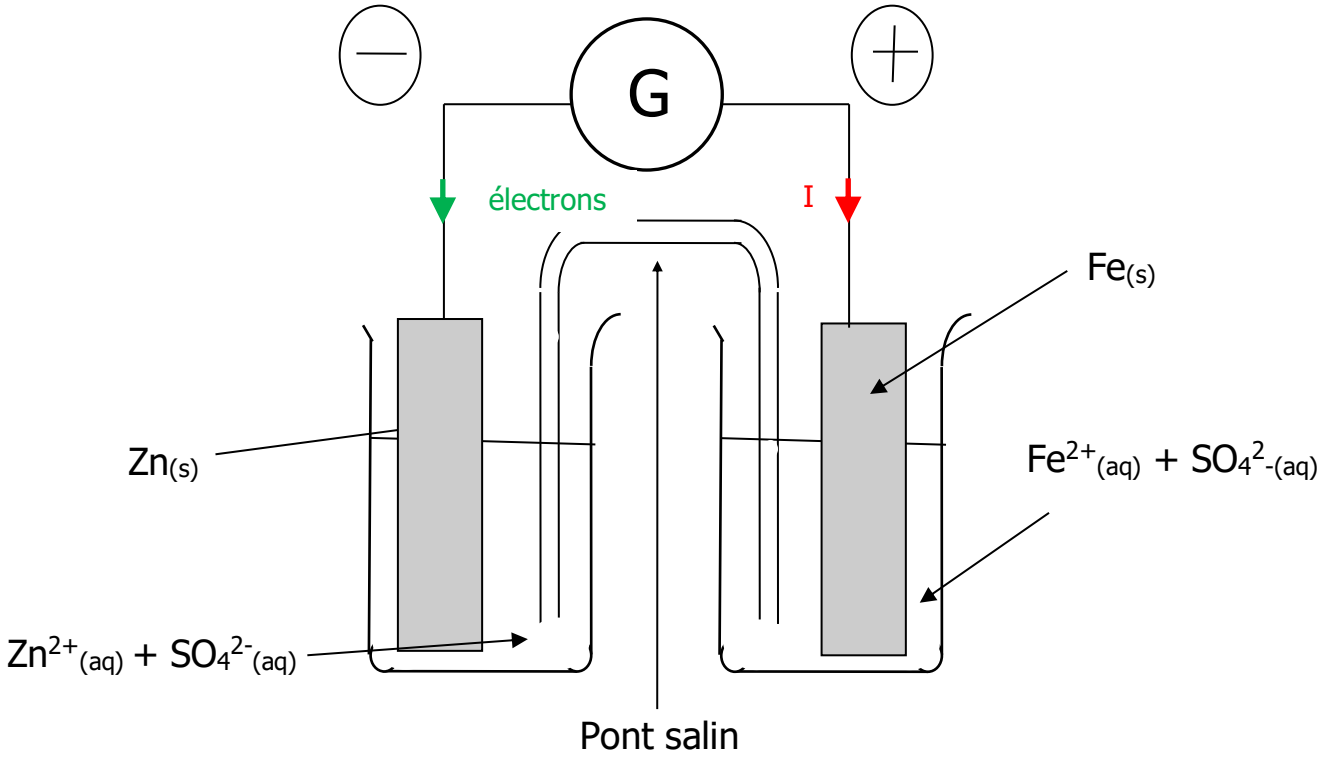
$$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = PbSO_4 + 2H_2O$$

⇨ C'est une réduction

⇨ C'est la cathode

Equation de la réaction ayant lieu : $Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + 2\ SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 4H^+_{(aq)} \rightarrow 2\ PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$

3) Accumulateur en charge



Demi-réaction de l'électrode de gauche :

$Zn^{2+} + 2e^- = Zn$

⇨ C'est la cathode

Demi-réaction de l'électrode de droite :

$Fe = Fe^{2+} + 2e^-$

⇨ C'est l'anode

Equation de la réaction ayant lieu : $Zn^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)}$

Exercice 4 : étamage d'une casserole

1) Pourquoi ne se passe-t-il rien si on place du cuivre dans une solution de sulfate d'étain ?

D'après la règle du gamma, les ions étains présents dans la solution ne peuvent pas réagir spontanément avec le cuivre solide.

2) Indiquer le mouvement des électrons dans le circuit ci-dessus.

Les électrons vont dans le sens inverse du sens conventionnel du courant : ils vont donc du – vers le +.

3) A quelle électrode (A ou B) doit se trouver la casserole en cuivre pour que l'étain se dépose dessus ? Justifier votre raisonnement.

Les ions étain Sn2+ doivent recevoir des électrons pour devenir de l'étain solide : la casserole doit donc être l'électrode A.

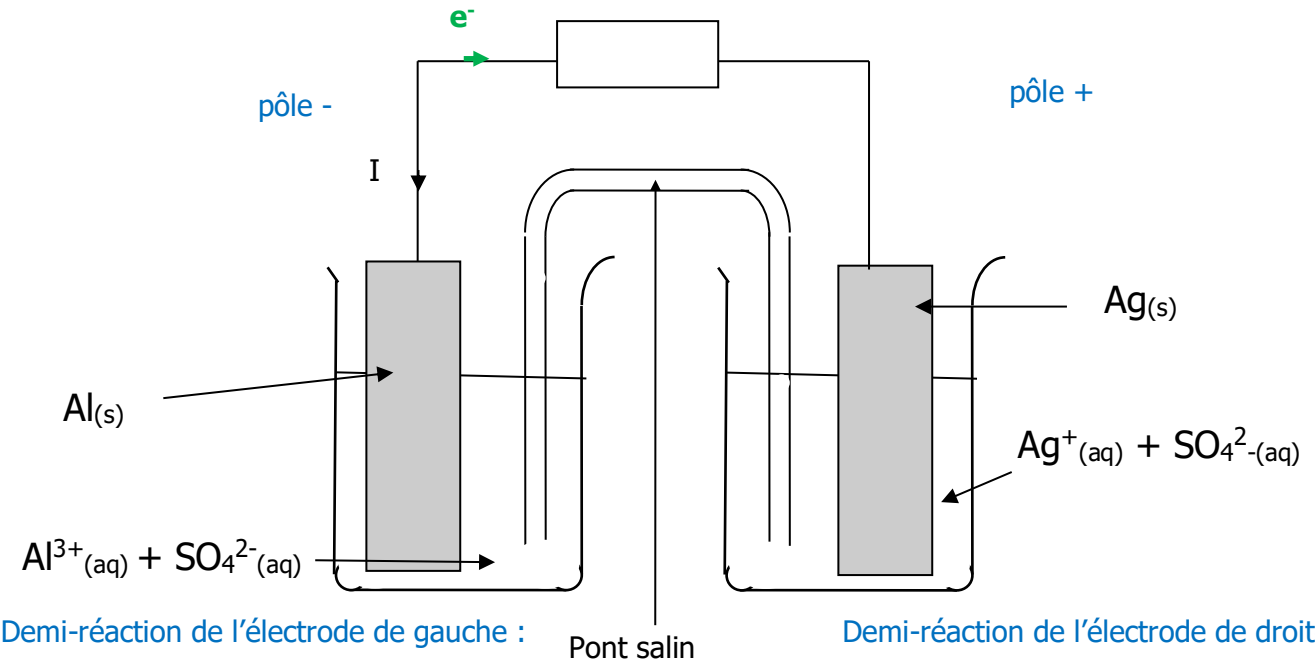
4) Ecrire les demi-équations se produisant à l'électrode A et à l'électrode B.

$Sn^{2+} + 2e^- = Sn$

$Sn = Sn^{2+} + 2e^-$

Exercice 5 : à vous de jouer !

c'est une pile en décharge : la réaction ayant lieu doit donc se faire dans le sens d'évolution spontanée donnée par la règle du gamme



Demi-réaction de l'électrode de gauche :

$Al = Al^{3+} + 3e^-$

⇨ C'est l'anode

Demi-réaction de l'électrode de droite :

$Ag^+ + e^- = Ag$

⇨ C'est la cathode

Equation de la réaction ayant lieu : $Al_{(s)} + 3\ Ag^+_{(aq)} \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + 3\ Ag_{(s)}$

(conforme à la règle du gamma !)