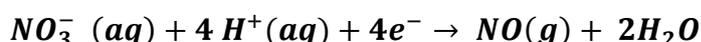
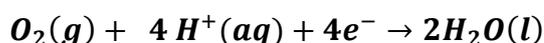
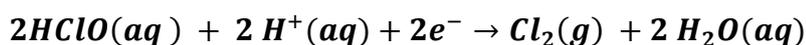
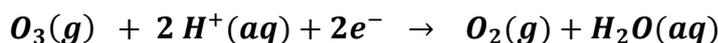


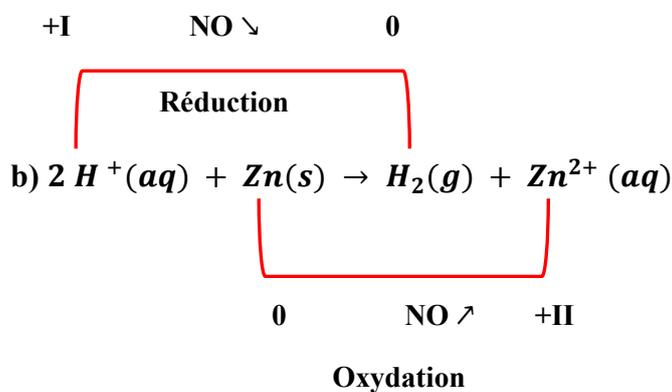
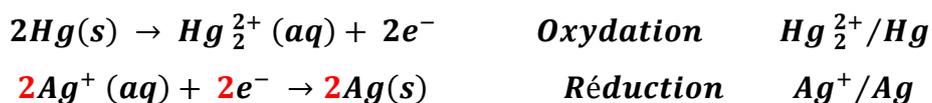
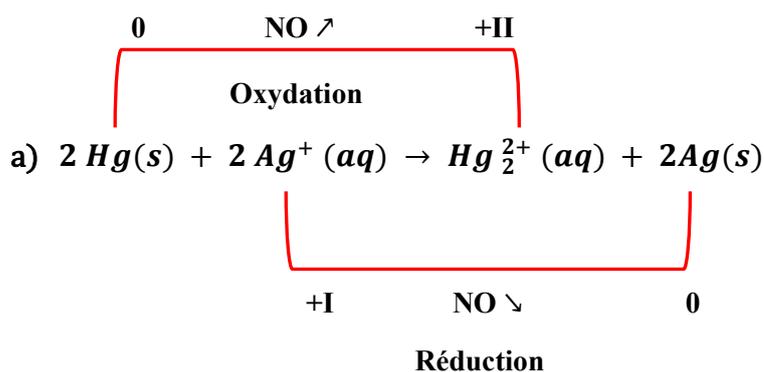
SOLUTION DE LA SERIE N°2 (OXYDO-REDUCTION)

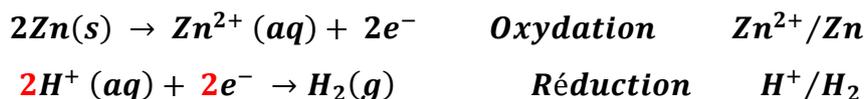
Exercice 1

1) Écrire les ½ équations des couples Oxydant/Réducteur suivants :



2) Identifier les couples ox/réd et écrire les demi-équations dans le sens où elles se produisent.

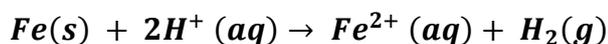
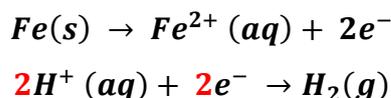




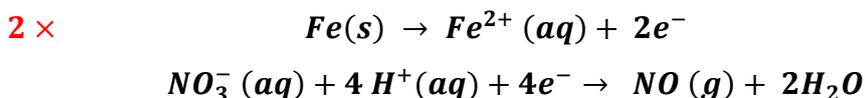
Exercice 2

Écrire les demi-équations électroniques puis l'équation de la réaction qui se produit entre :

- 1) Le fer métallique et les ions H^+ (aq) de l'acide chlorhydrique conduisant à la formation d'ions Fe^{2+} .



- 2) Le fer métallique et les ions NO_3^- de l'acide nitrique conduisant à un dégagement de monoxyde d'azote.



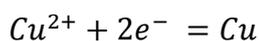
Exercice 3

1/ Calculer le potentiel de chaque électrode ainsi que la f.e.m de la pile :

Demi-réactions d'oxydo-réduction :

On va supposer que les deux réactions sont des réactions de réduction

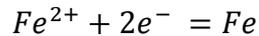
- Électrode de cuivre



$$E_1 = E_1^0 + \frac{0,06}{ne} \text{Log} \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]} \Rightarrow E_1 = 0,34 + \frac{0,06}{2} \text{Log} \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}]}$$

$$E_1 = 0,34 + 0,03 \text{Log} \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{1} \Rightarrow E_1 = 0,31 \text{ V}$$

- Électrode de Fer



$$E_2 = E_2^0 + \frac{0,06}{ne} \text{Log} \frac{[Ox]}{[Red]} \Rightarrow E_2 = -0,44 + \frac{0,06}{2} \text{Log} \frac{[Fe^{2+}]}{[Fe]}$$

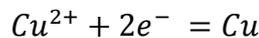
$$E_2 = -0,44 + 0,03 \text{Log} \frac{[Fe^{2+}]}{1} \Rightarrow E_2 = -0,47 \text{ V.}$$

2/ On va indiquer l'anode et la cathode ensuite on va donner les demi réactions d'oxydo-réduction qui ont lieu dans chacune de ces électrodes.

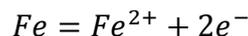
$$E_1 > E_2$$

Donc on peut dire que :

L'électrode de **Cu** est la **cathode** \Rightarrow réduction cathodique ($E_1 = E_+$)



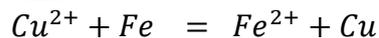
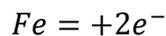
L'électrode de **Fe** est l'**anode** \Rightarrow oxydation anodique ($E_2 = E_-$)



- Calcul la **f.e.m** de la pile (f.e.m= la force électromotrice)

$$f.e.m = \Delta E = E_+ - E_- = E_1 - E_2 = 0,31 - (-0,47) = 0,78 \text{ V.}$$

3/ Ecrire l'équation de la réaction chimique globale.



- À l'équilibre **f.e.m = 0** $\Rightarrow \Delta E = E_+ - E_- = E_1 - E_2 = 0$

Donc :

$$E_1^0 + 0,03 \text{Log} [Cu^{2+}] - E_2^0 - 0,03 \text{Log} [Fe^{2+}] = 0$$

$$\Rightarrow E_1^0 - E_2^0 + 0,03[\text{Log} [Cu^{2+}] - \text{Log} [Fe^{2+}]] = 0$$

$$\Rightarrow E_1^0 - E_2^0 + 0,03 \text{Log} \frac{[Cu^{2+}]}{[Fe^{2+}]} = 0$$

$$\Rightarrow E_1^0 - E_2^0 = -0,03 \text{Log} \frac{[Cu^{2+}]}{[Fe^{2+}]}$$

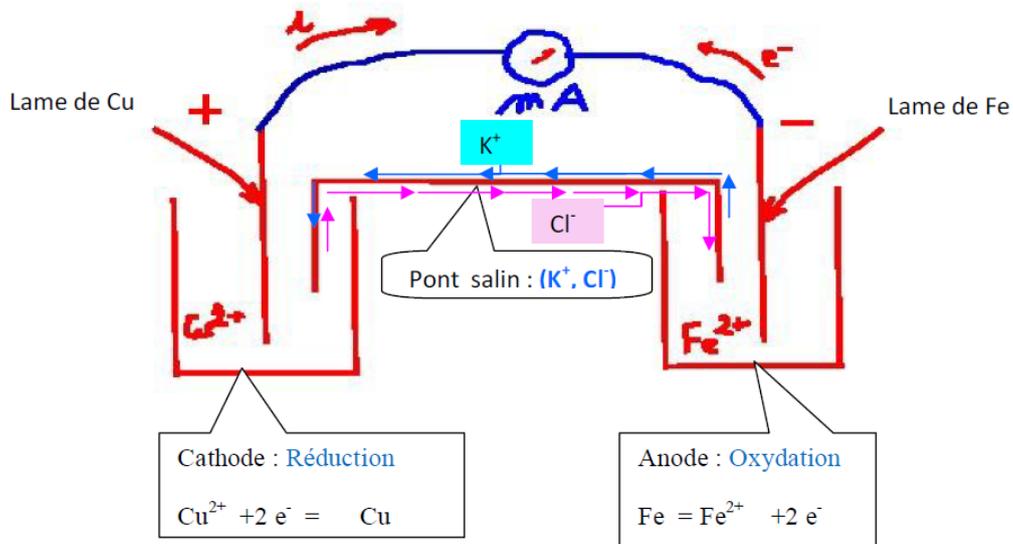
$$\Rightarrow E_1^0 - E_2^0 = +0,03 \text{Log} \frac{[Fe^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

On a : $K_{eq} = \frac{[Fe^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$ et $\Delta E^0 = E_1^0 - E_2^0$

Donc : $\Delta E^0 = 0,03 \text{ Log } K_{eq} \Rightarrow \text{Log } K_{eq} = \frac{\Delta E^0}{0,03} \Rightarrow K_{eq} = 10^{\frac{\Delta E^0}{0,03}}$

Application numérique : $K_{eq} = 10^{\frac{0,78}{0,03}} \Rightarrow K_{eq} = 10^{26}$

4/ Le schéma de la pile est donné ci-après:



Dr. KAABI Ilhem