

Exercice 01 : (calculer un nombre d'oxydation)

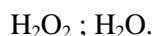
1. Calculer le nombre d'oxydation de l'élément soufre (S) dans les composés chimiques suivants:



2. Calculer le nombre d'oxydation de l'élément hydrogène (H) dans les composés chimiques suivants:



3. Calculer le nombre d'oxydation de l'élément oxygène (O) dans les composés chimiques suivants:



Correction:

1. l'élément soufre



2. l'élément hydrogène

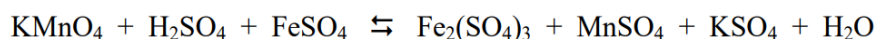


3. l'élément oxygène



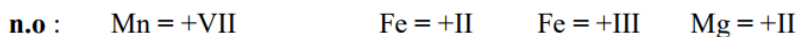
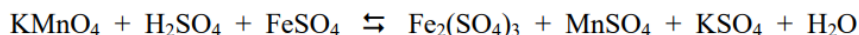
Exercice 02: (Équilibrage d'une réaction redox)

Équilibré la réaction redox suivante :

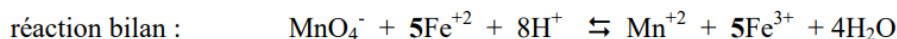
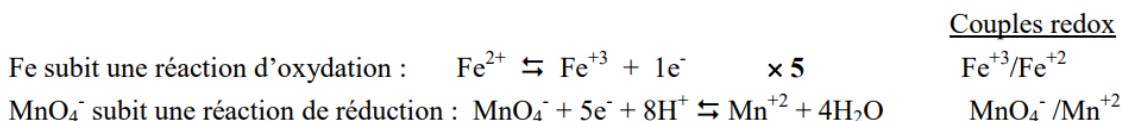


Correction:

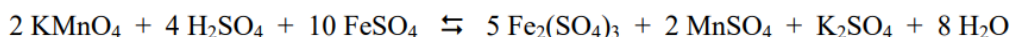
- ✓ Identification des couples et les éléments dont le n.o change lors de la réaction



- ✓ Ecrire les demi-réactions redox, les couples redox, égaliser le nombre d'électrons et noter la réaction bilan



- ✓ Porter les *coefficients stœchiométriques* (prendre un multiple si nécessaire) de l'équation bilan pour l'ion permanganate et le fer dans l'équation principale pour équilibrer le reste des éléments

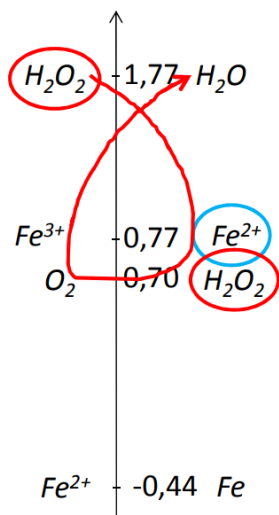


Exercice 03 : (Application de la règle du gamma)

L'eau oxygénée (peroxyde d'hydrogène) H_2O_2 peut se comporter soit comme un oxydant (couple $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$), soit comme un réducteur (couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$). D'autre part, les ions Fe^{2+} participent aussi à deux couples : $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ et Fe^{2+}/Fe . Quelle réaction observe-t-on si on met en présence des ions Fe^{2+} et de l'eau oxygénée dans la même solution ?

Données : $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,77 \text{ V/ESH}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = 1,23 \text{ V/ESH}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V/ESH}$;
 $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V/ESH}$

Correction:



On commence par faire le diagramme ci-contre et on entoure les espèces effectivement présentes dans la solution. La réaction qui se produit spontanément est celle entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort. C'est H_2O_2 qui joue ces deux rôles.

Il y a réduction de l'eau oxygénée en H_2O et oxydation de l'eau oxygénée en O_2 .
 $\text{H}_2\text{O}_{2(aq)} + 2 e^- + 2\text{H}^+_{(aq)} \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
 $\text{H}_2\text{O}_{2(aq)} \leftrightarrow \text{O}_{2(g)} + 2 e^- + 2\text{H}^+_{(aq)}$

Soit la réaction rédox :
 $2\text{H}_2\text{O}_{2(aq)} \leftrightarrow \text{O}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Exercice 04 : (S'entraîner à manipuler la loi de Nernst)

Calculer le potentiel des électrodes suivantes à 25° C par rapport à l'électrode standard à hydrogène.

1. D'une lame de fer plongée dans une solution de sulfate de fer (II) dissocié en Fe^{2+} et SO_4^{2-} à $5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;
2. D'une lame de platine plongée dans une solution contenant $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate de fer (II) de formule $FeSO_4$ et $1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate de fer (III) de formule $Fe_2(SO_4)_3$;
3. D'une lame de platine plongée dans une solution dans laquelle $[H_3O^+] = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$; $[Mn^{2+}] = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[MnO_4^-] = 0,0100 \text{ mol.L}^{-1}$.

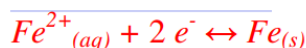
Remarque : Les opérations préalables à accomplir sont :

- ✓ identification du couple rédox mis en jeu et écriture de la demi-réaction ;
- ✓ écriture de la loi de Nernst en fonction des activités puis en fonction des concentrations et des pressions partielles ;

Données : $E^\circ (Fe^{2+}/Fe) = -0,44 \text{ V/ESH}$; $E^\circ (Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77 \text{ V/ESH}$; $E^\circ (MnO_4^-/Mn^{2+}) = 1,51 \text{ V/ESH}$

Correction:

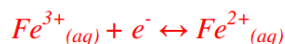
1. D'une lame de fer plongée dans une solution de sulfate de fer (II) dissocié en Fe^{2+} et SO_4^{2-} à $5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;



$$E_{Fe^{2+}/Fe} = E^\circ_{Fe^{2+}/Fe} + \frac{RT}{2F} \ln \left[\frac{a_{Fe^{2+}}}{a_{Fe}} \right] = E^\circ_{Fe^{2+}/Fe} + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{[Fe^{2+}]}{C^o} \right) = E^\circ_{Fe^{2+}/Fe} + \frac{RT}{2F} \ln ([Fe^{2+}])$$

$$E_{Fe^{2+}/Fe} = -0,440 + \frac{8,314 \times 298}{2 \times 96500} \ln(5,00 \cdot 10^{-3}) = -0,508 \text{ V/ESH}$$

2. D'une lame de platine plongée dans une solution contenant $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate de fer (II) de formule $FeSO_4$ et $1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate de fer (III) de formule $Fe_2(SO_4)_3$;

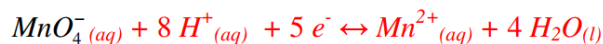


$$E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = E^\circ_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} + \frac{RT}{F} \ln \left[\frac{a_{Fe^{3+}}}{a_{Fe^{2+}}} \right] = E^\circ_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \right)$$

$$E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = E^\circ_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \right) = +0,771 + \frac{8,314 \times 298}{96500} \ln \left(\frac{2 \times 1,00 \cdot 10^{-3}}{0,100} \right)$$

$$E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = +0,671 \text{ V/ESH}$$

3. D'une lame de platine plongée dans une solution dans laquelle $[H_3O^+] = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$; $[Mn^{2+}] = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[MnO_4^-] = 0,0100 \text{ mol.L}^{-1}$.



$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E_{MnO_4^-/Mn^{2+}}^o + \frac{RT}{5F} \ln \left(\frac{a_{MnO_4^-} \times (a_{H^+})^8}{a_{Mn^{2+}} \times a_{H_2O}} \right)$$

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E_{MnO_4^-/Mn^{2+}}^o + \frac{RT}{5F} \ln \left(\frac{a_{MnO_4^-} \times (a_{H^+})^8}{a_{Mn^{2+}}} \right)$$

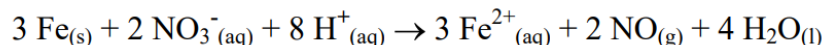
$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E_{MnO_4^-/Mn^{2+}}^o + \frac{RT}{5F} \ln \left(\frac{\frac{[MnO_4^-]}{C^o} \times \left(\frac{[H^+]}{C^o} \right)^8}{\frac{[Mn^{2+}]}{C^o}}} \right)$$

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E_{MnO_4^-/Mn^{2+}}^o + \frac{RT}{5F} \ln \left(\frac{[MnO_4^-] \times ([H^+])^8}{[Mn^{2+}]} \right)$$

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = +1,510 + \frac{8,314 \times 298}{5 \times 96500} \ln \left(\frac{0,0100 \times (0,100)^8}{0,200} \right) = +1,410 \text{ V/ESH}$$

Exercice 5 :

Une réaction chimique est représentée par l'équation :



D'après cette réaction, quelles sont les propositions VRAIES?

1. Le fer est oxydé.
2. Le fer est réduit.
3. L'azote dans l'ion NO_3^- (aq) est l'agent oxydant.
4. L'ion H^+ (aq) est l'agent réducteur.

Correction:

C'est 1 et 3 car :

- n.o de Fe augmente ; Fe subit une réaction **d'oxydation** (passe de 0 a +II)
- n.o de N diminue ; N subit une réaction **de réduction** (passe de 5 a -II), donc NO_3^- (aq) est l'agent oxydant.