

## Chapitre 11 : Exercices : Quotient de réaction, constante de réaction, réaction redox.

**Exercice 1 :** Donnée: couples redox:  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$   $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$

On mélange une solution de permanganate de potassium ( $\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$ ) avec une solution de sulfate de fer II ( $\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ). Il se forme entre autres des ions  $\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{3+}$ .

1. Écrire les 2 demi-équations redox.
2. Écrire l'équation-bilan de la réaction.

**Exercice 2 :** Pile à combustible.

Une pile à combustible est une pile dont l'un des 2 réactifs est le dioxygène de l'air.

Si l'autre réactif est par exemple le gaz dihydrogène, on peut aussi appeler cette pile : pile à hydrogène.

Certaines voitures électriques fonctionnent avec ce type de pile.

Le dihydrogène et le dioxygène réagissent naturellement ensemble, il faut amorcer la réaction soit avec une étincelle (réaction violente), soit en utilisant un catalyseur : le platine (réaction modérée).

Il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction entre le dihydrogène et le dioxygène.

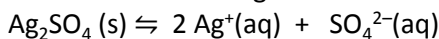
Données:

Couples redox:  $\text{H}^+/\text{H}_2$  et  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$

1. Écrire les 2 demi-équations redox.
2. Écrire l'équation-bilan.
3. Préciser l'oxydant, le réducteur, la demi-équation correspondant à l'oxydation, la demi-équation correspondant à la réduction, l'espèce oxydée, l'espèce réduite.

**Exercice 3 :** Donnée : masse molaire sulfate d'argent 312 g/mol.

Le solide sulfate d'argent se dissout très peu dans l'eau, l'équation de dissolution est la suivante :



On introduit 1,00 g de sulfate d'argent  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  dans de l'eau, on agite la solution. Après avoir mélangé la solution, la concentration en ions  $\text{SO}_4^{2-}$  est de  $1,60 \cdot 10^{-2}$  mol/L d'ions. Le volume de la solution obtenue est de 100 mL.

1. Déterminer le taux d'avancement, conclure.
2. Écrire l'expression de la constante d'équilibre.
3. Déterminer la valeur de la constante d'équilibre.

**Exercice 4 :**

La constante d'équilibre de la réaction étudiée de la vaut  $3,98 \cdot 10^{20}$ .

On étudie la réaction suivante :  $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 3\text{HO}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

1. Écrire l'expression du quotient de réaction associé à cette équation.
2. Écrire l'expression de la constante d'équilibre associée à cette équation.
3. On étudie l'évolution de ce système chimique dans 3 cas :

1<sup>er</sup> cas : La concentration initiale des 3 espèces  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HO}^-$  et  $\text{PO}_4^{3-}$  est de 0,10 mol/L.

Dans quel sens va évoluer ce système ?

2<sup>ème</sup> cas : La concentration initiale pour les 2 espèces  $\text{H}_3\text{PO}_4$  et  $\text{HO}^-$  est de 0,10 mol/L et nulle pour l'ion  $\text{PO}_4^{3-}$ .

Dans quel sens va évoluer ce système ?

3<sup>ème</sup> cas : La concentration initiale pour les 2 espèces  $\text{H}_3\text{PO}_4$  et  $\text{HO}^-$  est nulle et vaut 0,10 mol/L pour l'ion  $\text{PO}_4^{3-}$ .

Dans quel sens va évoluer ce système ? (on considère que le nombre  $3,98 \cdot 10^{20}$  est très très grand et qu'il correspond à «l'infini».)

4.

a. La valeur de la constante d'équilibre est très grande par conséquent la réaction étudiée est-elle limitée ? Expliquer. Est-ce confirmé pour l'étude des 3 cas précédents.

b. Quand on dose par titrage de l'acide phosphorique par une solution d'hydroxyde de sodium, la réaction de dosage correspond à la réaction étudiée dans cet exercice. La valeur de la constante d'équilibre est-elle cohérente avec l'équation de la réaction de dosage ?