Physique et Chimie : 1ère Année Bac

Séance 13 (Les réactions d'oxydo-réduction)

Professeur : Mr EL GOUFIFA Jihad

Sommaire

I- Notion de réactions d'oxydo-réduction

1-1/ Expérience

1-2/ Définitions

1-3/ Oxydants et réducteurs dans la classification périodique des éléments chimique

II- Couple oxydant / réducteur

2-1/ Définition

2-2/ Exemples

III- Réaction d'oxydo-réduction

3-1/ Demi-équation d'oxydo-réduction

3-2/ Réactions d'oxydo-réduction

IV- Exercices

4-1/ Exercice 1

4-2/ Exercice 2

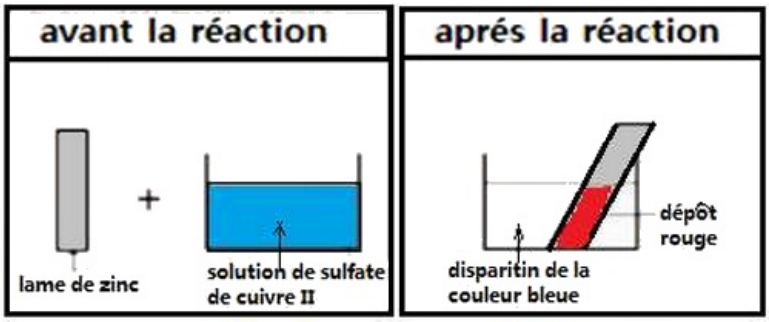
4-3/ Exercice 3

4-4/ Exercice 4

I- Notion de réactions d'oxydo-réduction

1-1/ Expérience

On immerge une plaque de zinc dans une solution de sulfate de cuivre II :



On observe un dépôt rouge de cuivre et la décoloration de la solution.

L'addition de la soude fait apparaître un précipité blanc ce qui implique la présence des ions Zn^{2+} dans la solution.

L'équation de la réaction peut alors s'écrire :

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightleftarrows Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

Chaque atome de zinc se transforme en ion zinc par perte de deux électrons, on écrira :

$$Zn_{(s)} \rightleftarrows Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$$

L'ion cuivre II capte deux électrons pour se transformer en atome Cu , on écrira :

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftarrows Cu_{(s)}$$

Au cours de cette réaction il y'a transfert d'électrons entre l'atome de zinc et l'ion cuivre II.

Il caractérise une réaction d'oxydo-réduction.

1-2/ Définitions

Oxydation et réduction

Une oxydation est une réaction chimique au cours de laquelle une espèce chimique un oxydant perd un ou plusieurs électrons.

Une réduction est une réaction chimique au cours de laquelle une espèce chimique un réducteur gagne un ou plusieurs électrons.

Oxydant et réducteur

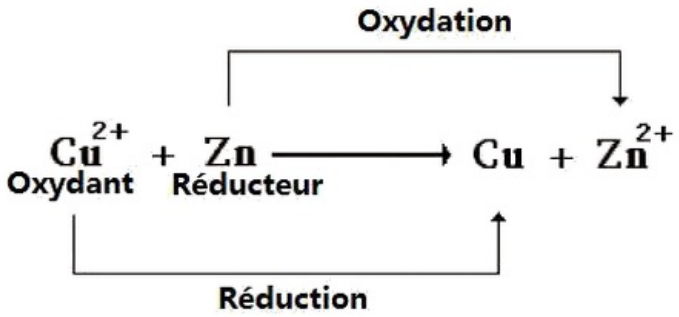
Un oxydant est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électron(s).

Un réducteur est une espèce chimique susceptible de perdre un ou plusieurs électron(s).

Réaction d'oxydo-réduction

On appelle une réaction qui met en jeu un transfert d'électrons entre un oxydant et un réducteur, une réaction d'oxydo-réduction.

<u>Exemple :</u>



Une oxydation transforme un réducteur en son oxydant conjugué.

Une réduction transforme un oxydant en son réducteur conjugué.

II- Couple oxydant / réducteur

2-1/ Définition

Un couple oxydant / réducteur est un ensemble formé par un oxydant et un réducteur qui se correspondent dans la même demi-équation redox :

$$oxxydant + ne^- \rightleftarrows réducteur$$

2-2/ Exemples

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-équation rédox
$H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$	Ion hydrogène	Dihydrogène	$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftarrows H_{2(g)}$
$M^{n+}_{(aq)}/M_{(s)}$	Cation métallique	Métal	$M^{n+}_{(aq)} + ne^- \rightleftarrows M_{(s)}$
$Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}$	Ion fer (III)	Ion fer (II)	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftarrows Fe^{2+}_{(aq)}$
$I_{2(aq)}/I^-_{(aq)}$	Diiode	Ion iodure	$I_{2(aq)} + 2e^- \rightleftarrows 2I^-_{(aq)}$
$S_4O^{2-}_{6(aq)}/S_2O^{2-}_{3(aq)}$	Ion tétrathionate	Ion thionate	$S_4O^{2-}_{6(aq)} + 2e^- \rightleftarrows 2S_2O^{2-}_{3(aq)}$

III- Réaction d'oxydo-réduction

3-1/ Demi-équation d'oxydo-réduction

L'écriture des demi-équations redox est basée sur les lois de conservation des éléments et des charges électriques.

Exemple 1

$$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftarrows Fe^{2+}_{(aq)}$$

La conservation de la charge électrique est assurée par les électrons.

Exemple 2

$$MnO^-_{4(aq)} + 8H^+_{(aq)} + 5e^- \rightleftarrows Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$$

La conservation de l'oxygène nécessite l'intervention de l'eau et les ions H_3O^+ ou H^+.

3-2/ Réactions d'oxydo-réduction

Une réaction d'oxydo-réduction met en jeu deux couples redox. Elle consiste en un transfert d'un ou plusieurs électron(s) du réducteur de l'un des couples à l'oxydant de l'autre couple.

Les électrons n'apparaissent pas dans l'équation de la réaction.

On écrira pour les deux couples $Ox_1/réd_1$ et $Ox_2/réd_2$:

$$\text{réd}_1 \rightleftarrows Ox_1 + n_1e^- \quad \times n_2$$

$$Ox_2 + n_2e^- \rightleftarrows \text{réd}_2 \quad \times n_1$$

$$n_2\text{réd}_1 + n_1ox_2 \longrightarrow n_2ox_1 + n_1\text{réd}_2$$

IV- Exercices

4-1/ Exercice 1

1. Écrire les demi-équations électroniques des couples Oxydant/Réducteur suivants :

$$Br_2/Br^- \ - \ ClO^-/Cl_2 \ - \ NO_3^-/NH_4^+ \ - \ O_3/O_2$$
$$HClO/Cl_2 \ - \ O_2/H_2O$$

On donne l'équation suivante : $Cu + 2Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + \ 2Ag$

2. Identifier les couples ox/red mis en jeu et écrire les demi-équations correspondantes.
3. Quelle espèce joue le rôle : a) d'oxydant ? b) de réducteur ?
4. Quelle espèce subit : a) l'oxydation ? b) la réduction ?

4-2/ Exercice 2

On émerge une plaque de zinc Zn dans une solution de nitrate d'argent $\left(Ag^+_{(aq)} + NO^-_{3(aq)}\right)$ de volume $V = 100mL$ et de concentration $C = 0,1mol/L$, et on obtient un dépôt d'argent Ag sur la partie immergée de la plaque de zinc et formation des ions Zn^{2+}.

1. Donner la demi-équation d'oxydoréduction correspondant à chacun des couples Ag^+/Ag et Zn^{2+}/Zn, puis déduire l'équation bilan.
2. Déterminer la quantité de matière initiale des ions Ag^+.
3. Sachant que le zinc est utilisé par excès, tracer le tableau d'avancement et déterminer l'avancement maximum.
4. Déterminer la masse d'argent déposée à la fin de la réaction sur la plaque de zinc.
5. Déterminer la masse de zinc qui a réagi.
6. Quelle est la concentration des ions Zn^{2+} dans la solution obtenue à la fin de la réaction ?

<u>Données :</u>

- $M(Ag) = 107,9g/mol$
- $M(Zn) = 65,4g/mol$

4-3/ Exercice 3

Une solution (S_1) de sulfate de fer II $\left(Fe^{2+}_{(aq)} + \ SO^{2-}_{4(aq)}\right)$ est préparée par dissolution de $3,04g$ de soluté de façon à préparer un volume $V = 400mL$.

La solution (S_1) est abandonnée à l'air, une partie des ions fer II a été oxydé en ions fer III, on désigne par (S'_1) la nouvelle solution.

Pour déterminer le pourcentage des ions fer II oxydés par l'air on procède de la manière suivante : On prélève un volume $V_1 = 20mL$ de la solution (S'_1) au quel on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique, et on le fait réagir avec une solution (S_2) de permanganate de potassium $\left(K^+_{(aq)} + MnO^-_{4(aq)}\right)$ de concentration $C_2 = 10^{-2}\, mol.L^{-1}$.

Il a fallut versé $V_2 = 8mL$ de la solution (S_2) pour faire régir tous les ion fer II.

1. Calculer le nombre de mol d'ions fer II dans (S_1).
2. Déterminer la concentration C_1 de la solution (S_1).
3. Calculer la masse de permanganate de potassium utilisée pour préparer $100mL$ de (S_2).
4. Écrire les équations d'oxydation et de réduction et déduire l'équation bilan de la réaction redox qui se produit.
5. Déterminer le nombre de mole d'ions fer II dans V_1.
6. Calculer le pourcentage de mole d'ions fer II qui ont été oxydés par l'air.

DONNÉES:

$M(K) = 39g/mol$, $M(Fe) = 56g/mol$, $M(S) = 32g/mol$
$M(Mn) = 55g/mol$, $M(O) = 16g/mol$

4-4/ Exercice 4

On introduit une masse $m_1 = 0,270g$ de poudre d'aluminium dans un volume $V_2 = 24mL$ de solution d'acide chlorhydrique $\left(H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}\right)$ de concentration $c_2 = 1,00\, mol.L^{-1}$.

Des ions aluminium (III) $Al^{3+}_{(aq)}$ se forment et du dihydrogène $H_{2(g)}$ se dégage.

1. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui traduit la transformation observée.
2. Quelle espèce chimique joue le rôle d'oxydant ? de réducteur ?
3. Quelle espèce chimique est oxydée ? réduite ?
4. Construire le tableau d'avancement, en déduire la composition finale en quantité de matière du système étudié.
5. Quel est le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions de l'expérience à la température de $20^\circ C$ sous la pression de $10^5 Pa$?

<u>Données :</u>

- Couples : $Al^{3+}_{(aq)}/Al_{(s)}$; $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$
- Masse molaire $M(Al) = 27g.mol^{-1}$
- Constante des gaz parfaits : $R = 8,31Pa.m^3.K^{-1}.mol^{-1}$