

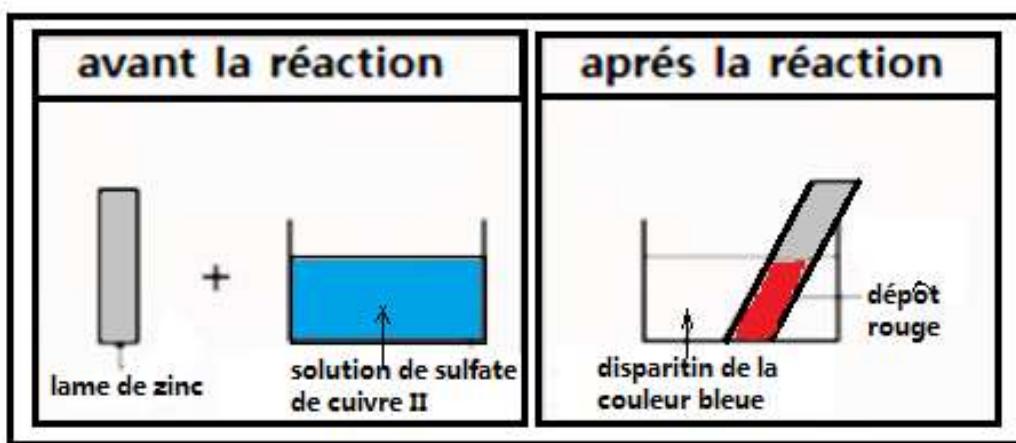
Les réactions d'oxydo-réductions

I- Réaction d'oxydo-réduction

1- Transfert électronique :

Expérience et observation :

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 :



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



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



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.

2- Définitions :

2-1- Oxydation et réduction :

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

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

2-2- Un oxydant et un réducteur :

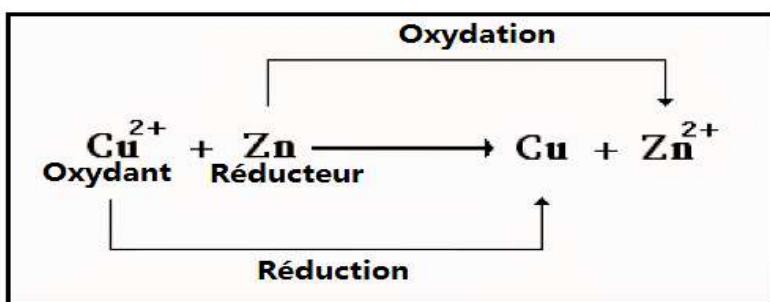
Un oxydant est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électron(s).

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

2-3- Réaction d'oxydo-réduction :

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

Exemple :



Une oxydation transforme un réducteur en son oxydant conjugué.

Une réduction transforme un oxydant en son réducteur conjugué.

II- Couple oxydant / réducteur :

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.



2- Exemples :

Les exemples suivants sont à connaître.

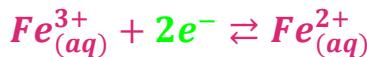
Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-équation redox
$H_{(aq)}^+ / H_2(g)$	Ion hydrogène $H_{(aq)}^+$	Dihydrogène $H_2(g)$	$2H_{(aq)}^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$
$M_{(aq)}^{n+} / M_{(s)}$	Cation métallique	Métal	$M_{(aq)}^{n+} + ne^- \rightleftharpoons M_{(s)}$
$Fe_{(aq)}^{3+} / Fe_{(aq)}^{2+}$	Ion fer (III) $Fe_{(aq)}^{3+}$	Ion fer (II) $Fe_{(aq)}^{2+}$	$Fe_{(aq)}^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe_{(aq)}^{2+}$
$I_{2(aq)} / I_{(aq)}^-$	Diiode $I_2(aq)$	Ion iodure $I_{(aq)}^-$	$I_{2(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I_{(aq)}^-$
$S_4O_{6(aq)}^{2-} / S_2O_{3(aq)}^{2-}$	Ion tétrathionate	Ion thionate	$S_4O_{6(aq)}^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2S_2O_{3(aq)}^{2-}$

III- Réaction d'oxydo-réduction :

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.

Premier exemple :



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

Deuxième exemple :

On considère le couple $MnO_{4(aq)}^- / Mn_{(aq)}^{2+}$



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

2- Les 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 **Ox₁/réd₁** et **Ox₂/réd₂** :

Demi-équation électronique :



Demi-équation électronique :



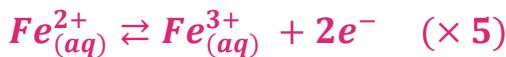
Equation bilan :



Application 1 :

Ecrire l'équation de l'oxydo-réduction entre les ions fer (II) et les ions permanganate MnO_4^- en milieu acide.

On écrira pour les deux couples $Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}$ et $MnO_4^-_{(aq)}/Mn^{2+}_{(aq)}$:



Application 2 :

Ecrire l'équation de l'oxydo-réduction entre l'eau oxygénée H_2O_2 et les ions bichromate $Cr_2O_7^{2-}$ en milieu acide.

On écrira pour les deux couples $O_2(g)/H_2O_2_{(aq)}$ et $Cr_2O_7^{2-}_{(aq)}/Cr^{3+}_{(aq)}$:



Exercice corrigé :

On plonge une lame de zinc de masse $m = 2g$ dans une solution d'acide chlorhydrique ($H_{(aq)}^+$ + $Cl_{(aq)}^-$) en excès.

Au cours de la réaction il y a formation des ions Zn^{2+} et production d'un gaz qui donne une détonation en présence d'une flamme.

- 1- Ecrire les demi-équations équations redox et l'équation bilan entre l'acide chlorhydrique et le zinc.
- 2- Dresser le tableau d'avancement de la réaction et déterminer l'avancement maximal.
- 3- Calculer le volume de dihydrogène libéré à la fin de réaction.
- 4- Calculer la masse m' du chlorure de zinc formé à la fin de la réaction.

On donne : $V_m = 25 L \cdot mol^{-1}$; $M(Zn) = 64,5 g \cdot mol^{-1}$; $M(Cl) = 35,5 g \cdot mol^{-1}$

Correction

1- Demi-équations équations redox et l'équation bilan :



2- Tableau d'avancement de la réaction :

Déterminons le nombre de mole de Zn initial :

$$n_i(Zn) = \frac{m}{M(Zn)} = \frac{2}{65,4} \approx 3,1 \cdot 10^{-2} mol$$

Equation de la réaction		Quantité de matière en (mol)			
Etat du système	Avancement en (mol)				
initial	$x = 0$	$3,1 \cdot 10^{-2}$	en excès	0	0
Intermédiaire	x	$3,1 \cdot 10^{-2} - x$	en excès	x	x
final	$x = x_{max}$	$3,1 \cdot 10^{-2} - x_{max}$	en excès	x_{max}	x_{max}

Réactif limitant est le zinc puisque l'acide est en excès donc l'avancement maximal est :

$$3,1 \cdot 10^{-2} - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 3,1 \cdot 10^{-2} mol$$

3- Volume de dihydrogène libéré à la fin de réaction :

D'après le tableau d'avancement :

$$n_f(H_2) = x_{max} = \frac{V}{V_m} \Rightarrow V = V_m \cdot x_{max}$$

$$V = 25 \times 3,1 \cdot 10^{-2} = 0,775 \text{ L}$$

4- Masse m' du chlorure de zinc formé : $(Zn^{2+} + 2Cl^-)$

D'après le tableau d'avancement :

$$n_f(Zn^{2+}) = n_f(ZnCl_2) = x_{max}$$

$$n_f(ZnCl_2) = \frac{m'}{M(ZnCl_2)} \Rightarrow m' = x_{max} \cdot [M(Zn) + 2M(Cl)]$$

$$m' = 3,1 \cdot 10^{-2} \times (64,5 + 35,5 \times 2) = 4,20 \text{ g}$$