

Chapitre XII : oxydoréduction et avancement

I-Réactions d'oxydoréduction

1- Oxydant/ Réducteur

Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **capter** un ou plusieurs électrons : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$

Un **réducteur** est une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs électrons : $\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$

2) Couple redox

Deux espèces chimiques, qui se transforment l'une en l'autre par gain ou perte d'électrons sont dites **conjuguées** et forment un **couple oxydant/réducteur** ou **couple redox**. L'oxydant est donné en premier dans le couple. On peut les relier par une demi-équation redox : $\text{Ox} + n\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Red}$

Exemple : Cu^{2+}/Cu ; Al^{3+}/Al

Méthode pour les couples plus compliqués : exemple couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$

$\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	<u>Méthode</u> :
$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1-Equilibrer la stœchiométrie de l'élément chimique commun, autres que l'oxygène et l'hydrogène : Equilibrage de Mn : 1 de chaque côté
$\text{MnO}_4^- + \dots\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	2- Equilibrer l'élément oxygène O à l'aide de molécules d'eau H_2O : 4 Oxygènes à gauche, donc on ajoute 4 molécules H_2O à droite
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + \dots\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	3-Equilibrer l'élément hydrogène H à l'aide des ions H^+ 8 atomes d'hydrogène à droite, donc 8 ions H^+ à gauche
	4-Equilibrer les charges électriques avec les e^- du côté de l'oxydant A droite : charge 2+, A gauche : charge 7+, il faut donc rajouter 5 e^-

Ecrire les demi-équations des couples suivants :

- $\text{Cl}_{2(\text{g})} / \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$:
- $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$:
- $\text{ClO}^-_{(\text{aq})} / \text{Cl}_{2(\text{g})}$:
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})} / \text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$:

3) Oxydation et réduction

Une **oxydation** est une **perte d'électrons** ; c'est le passage du réducteur d'un couple à son oxydant conjugué.

Une **réduction** est un **gain d'électrons**. c'est le passage de l'oxydant d'un couple à son réducteur conjugué.

4) Écrire une équation d'oxydo réduction

Une **réaction d'oxydoréduction** est une réaction au cours de laquelle il y a un **transfert d'électrons** entre le réducteur d'un couple rédox et l'oxydant d'un autre couple.

Pour écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction, il faut combiner les deux demi-équations de telle sorte que le nombre d'électrons libérés soit égal au nombre d'électrons captés. Ainsi les électrons n'interviennent pas dans l'équation :

Exemple :

↳ Réaction entre les ions peroxodisulfate et les ions iodure

- $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})} / \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$:
- $\text{I}_2_{(\text{aq})} / \text{I}^-_{(\text{aq})}$:
- Équation :

↳ Réaction de l'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ par les ions permanganate MnO_4^- (aq) en milieu acide.

- MnO_4^- (aq) / Mn^{2+} (aq) :
- CO_2 (g) / $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (aq) :
- Equation:

II- Avancement d'une réaction chimique

1) Avancement d'une réaction chimique

L'avancement d'une réaction noté x est une grandeur exprimée en mole qui permet de décrire l'évolution des quantités de matière présentes dans un système au cours d'une transformation chimique.

2) Tableau d'avancement (voir vidéo page 52)

- Le tableau d'avancement décrit l'évolution des quantités de matière d'un système chimique de l'état initial à l'état final, en fonction de l'avancement x de la réaction.
- Le système chimique évolue depuis l'état initial pour lequel $x = 0$ vers l'état final pour lequel $x = x_f$.
- Les quantités des réactifs diminuent alors que celles des produits augmentent.
- Elles n'évoluent plus lorsque l'état final est atteint.

Exemple :

équation chimique	 I_2 + $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ \longrightarrow I^- + $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$			
état du système	avancement x (en mol)	$n(\text{I}_2)$	$n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$	$n(\text{I}^-)$	$n(\text{S}_4\text{O}_6^{2-})$
état initial	$x = 0$	$7,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$	$2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$	0 mol	0 mol
état intermédiaire	x	$2,0 \times 10^{-4} - 2 \times x$	$0 + 1 \times x$
état final	x_{max}

L'avancement maximal x_{max} correspond à la plus petite valeur de l'avancement pour laquelle la quantité finale de l'un au moins des réactifs est nulle. Ce réactif est appelé **réactif limitant**.

3) Les transformations totales et non totales

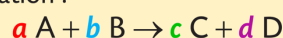
- Si $x_f = x_{\text{max}}$, alors la transformation est totale (le réactif limitant est épuisé).
- Si $x_f < x_{\text{max}}$, alors la transformation est non totale (aucun réactif n'est épuisé car la réaction est arrêtée avant).

Pour une transformation non totale, il faut connaître la valeur de l'avancement final x_f pour effectuer le bilan de matière à l'état final.

4) Mélange stœchiométrique

Dans le cas d'une transformation totale et pour un mélange stœchiométrique, les quantités finales des réactifs sont nulles. Seuls les produits de la réaction et éventuellement les espèces spectrales sont présents à l'état final.

Soit la réaction d'équation :



Un mélange initial est dit **stœchiométrique** si les quantités initiales des réactifs sont dans les mêmes proportions que les nombres stœchiométriques de l'équation de la réaction :

$$\frac{n_0(\text{A})}{a} = \frac{n_0(\text{B})}{b}$$