

3. REACTIONS D'OXYDOREDUCTION

NOTIONS ET CONTENUS	CAPACITES EXIGIBLES <i>Activités expérimentales</i>
Transformation modélisée par une réaction d'oxydo-réduction : oxydant, réducteur, couple oxydant-réducteur, demi-équation électronique.	<p>À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydo-réduction.</p> <p>Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés.</p> <p><i>Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction.</i></p>

I. Notion d'oxydation et de réduction

- Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **capter** un ou plusieurs électrons.
- Un **réducteur** est une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs électrons.

Exemples : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ est un oxydant ; $\text{Zn}_{(s)}$ est un réducteur.

- Un **couple oxydant/réducteur**, noté *Ox/Red*, est l'association d'un oxydant et d'un réducteur contenant le même élément et susceptibles d'échanger un ou plusieurs électrons selon la **demi-équation rédox** :



où n est le nombre d'électrons échangés.

Exemple : Le couple oxydant/réducteur, $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}/\text{Cu}_{(s)}$, peut échanger deux électrons selon la demi-équation rédox : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)}$

Remarque : Une **oxydation** est une **perte** d'électron(s). Une **réduction** est un **gain** d'électron(s).

II. Équations et demi-équations

- Dans une réaction d'oxydoréduction, il y a transfert d'électron(s) depuis le réducteur du couple Ox_1/Red_1 vers l'oxydant du couple Ox_2/Red_2 . Il se produit donc simultanément une oxydation et une réduction.
- Le **transfert d'électron(s)** peut être **direct** (entre les deux espèces chimiques) ou **indirect** (par l'intermédiaire d'un circuit électrique dans le cas d'une pile).

Méthode d'écriture des demi-équations :

<p>1) Ecrire l'ébauche en plaçant l'oxydant à gauche et le réducteur à droite du signe égal . <i>Oxydant</i> + e^- = <i>Réducteur</i></p> <p>2) Equilibrer tous les atomes autres que O et H</p> <p>3) Equilibrer les atomes d'oxygène en ajoutant des molécules d'eau.</p> <p>4) Equilibrer les atomes d'hydrogène en ajoutant des protons H^+ .</p> <p>5) Compléter le nombre d'électrons pour respecter la conservation des charges électriques.</p>	<p><u>Exemple</u>: demi-équation associée à MnO_4^- (aq) / Mn^{2+} (aq)</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>
--	---

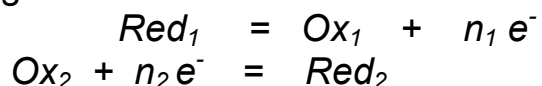
Quelques couples oxydant/réducteur à connaître et leur demi-équation associée

Couple oxydant/réducteur	Nom de l'oxydant	Nom du réducteur	Demi-équation associée
Fe^{3+} (aq) / Fe^{2+} (aq)			
H^+ (aq) / H_2 (g)			
MnO_4^- (aq) / Mn^{2+} (aq)		Ion manganèse	
I_2 (aq) / I^- (aq)			
$S_4O_6^{2-}$ (aq) / $S_2O_3^{2-}$ (aq)	Ion tétrathionate	Ion thiosulfate	
$Cr_2O_7^{2-}$ (aq) / Cr^{3+} (aq)	Ion dichromate (orangé)	(vert)	
O_2 (g) / H_2O (l)			

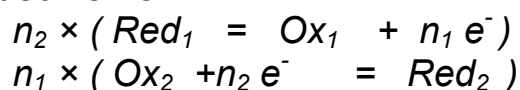
Méthode pour écrire l'équation d'une réaction d'oxydo-réduction :

Réaction entre le réducteur Red_1 du couple Ox_1/Red_1 et l'oxydant Ox_2 du couple Ox_2/Red_2 .

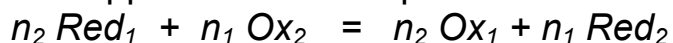
- 1) Ecrire les 2 demi-équations en plaçant les réactifs à gauche du signe égal.



- 2) On s'arrange pour avoir le même nombre d' e^- transférés dans les 2 demi-équations. Pour cela, on multiplie par n_2 la première et par n_1 la deuxième.



- 3) On additionne alors les 2 demi-équations, les électrons n'apparaissent alors plus.



Exemple: Ecrire la réaction entre l'aluminium et les ions H^+ .
Données: Couples Al^{3+}/Al et H^+ / H_2

.....

.....

.....

.....

.....