

EQUILIBRER UNE EQUATION RREDOX

LA REACTION D'OXYDOREDUCTION

Deux espèces chimiques peuvent réagir par réaction d'oxydoréduction. L'une est un oxydant et l'autre un réducteur. L'oxydant subit une réduction et le réducteur une oxydation.

LES COUPLES OXYDANT/REDUCTEUR

Un réducteur

Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.

Exemples : - les métaux (ex :le zinc) : $Zn_{(s)} = Zn^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-}$

- les ions (ex : ions Fe(II)) : $Fe^{2+}_{(aq)} = Fe^{3+}_{(aq)} + e^{-}$

Un réducteur est une espèce qui peut s'oxyder : cette réaction est appelée **oxydation**.

Une oxydation est donc une perte d'électron(s).

Un oxydant

Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons.

Exemples : - les ions cuivre(II) tel que : $Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} = Cu_{(s)}$

- les ions Fe(III) tel que : $Fe^{3+}_{(aq)} + e^{-} = Fe^{2+}_{(aq)}$

Un oxydant est une espèce qui peut se réduire : cette réaction est appelée réduction.

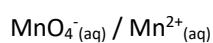
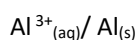
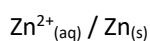
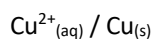
Une réduction est donc un gain d'électron(s).

Un couple oxydant/réducteur

Un couple oxydant / réducteur est constitué de deux espèces conjuguées qui échangent des électrons selon la demi-équation d'oxydoréduction :



Exemples de couples :



L'ÉQUATION DE LA RÉACTION D'OXYDOREDUCTION

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction chimique entre le réducteur d'un couple et l'oxydant d'un autre couple.

Puisqu'un électron ne peut exister à l'état libre en solution aqueuse, la réaction consiste en un transfert d'électrons du réducteur à l'oxydant.

Exemple: $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ couple $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}/\text{Cu}_{(s)}$ et $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}/\text{Zn}_{(s)}$.

ÉCRIRE UNE ÉQUATION BILAN

- Écrire dans un premier temps les demi-équations. Ne pas oublier d'équilibrer celles-ci (respecter la conservation du nombre d'éléments chimiques puis les charges).
- En déduire l'équation bilan : Ajouter les réactifs et les produits ensemble. Le nombre d'électrons doit être le même sachant qu'il y a eu un échange d'électrons entre l'oxydant et le réducteur.

Exemple : soit le couple oxydant/réducteur $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}/\text{Cu}_{(s)}$ avec $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}/\text{Zn}_{(s)}$: réaction entre les ions Cu^{2+} et le métal Zn

demi-équation : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)}$

demi-équation : $\text{Zn}_{(s)} = \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$

} **Le nombre d'électrons doit être le même (ici $2e^-$).**

équation bilan : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$

Exemple : soit le couple oxydant/réducteur $\text{Al}^{3+}_{(aq)}/\text{Al}_{(s)}$ avec $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}/\text{Cu}_{(s)}$: réaction entre les ions Cu^{2+} et le métal Al

demi-équation : $\text{Al}_{(s)} = \text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3 e^-$

demi-équation : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)}$

(×2)

(×3)

} **Le nombre d'électrons doit être le même (on multiplie alors les équations par des nombres permettant d'obtenir un multiple commun, ici $6e^-$).**

équation - bilan : $3 \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2\text{Al}_{(s)} \rightarrow 3\text{Cu}_{(s)} + 2\text{Al}^{3+}_{(aq)}$

Remarque : Les électrons n'apparaissent plus dans une équation bilan.

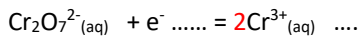
- Si l'oxydant contient des atomes d'oxygène, il faut placer, dans l'équation, des ions H^+ du côté de l'oxydant et des molécules d'eau H_2O du côté du réducteur. La réaction se fait alors en milieu acide.

Exemple d'une demi-équation: soit le couple oxydant/réducteur $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(aq)}/\text{Cr}^{3+}_{(aq)}$ (milieu acide)

Demi-équation :

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(aq)} + e^- \dots\dots = \text{Cr}^{3+}_{(aq)} \dots$

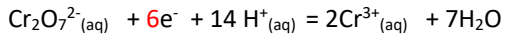
Conservation de l'élément Cr :



Conservation de l'élément O puis H:

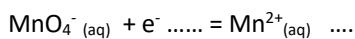


Conservation de la charge électrique :

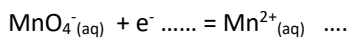


Exemple d'une demi-équation : soit le couple oxydant/réducteur $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$

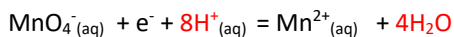
Demi-équation :



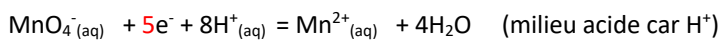
Conservation de l'élément Mn :



Conservation de l'élément O puis H :



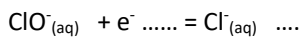
Conservation de la charge électrique :



- Si le milieu est basique alors il faudra placer H_2O avec l'oxydant et HO^- avec le réducteur.

Exemple de demi-équation: soit le couple oxydant/réducteur ClO^-/Cl^-

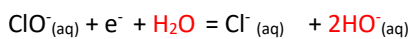
Demi-équation :



Conservation de l'élément Cl :



Conservation de l'élément O puis H:



Conservation de la charge électrique :

