

Fiche de synthèse Chimie : Réactions d'oxydoréduction

Benjamin L'Huillier

1 Réactions d'oxydoréduction

Definition 1.1: Réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction (ou redox) est une transformation chimique lors de laquelle des électrons sont échangés entre deux espèces chimiques : l'une est oxydée (elle perd des électrons), l'autre est réduite (elle gagne des électrons).

Ces réactions sont fondamentales dans de nombreux phénomènes naturels ou technologiques : respiration, corrosion, production d'énergie dans les piles, etc.

Definition 1.2: Oxydant et réducteur

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

Definition 1.3: Couple oxydant/réducteur

Un couple redox se note sous la forme Ox/Red, où Ox est l'oxydant et Red son réducteur conjugué. Exemples : Cu^{2+}/Cu , $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$.

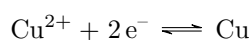
1.1 Demi-équations électroniques

Definition 1.4: Demi-équation

Une demi-équation électronique décrit une transformation redox élémentaire en précisant :

- les espèces chimiques impliquées ;
- les électrons échangés ;
- éventuellement des ions H^+ et/ou de l'eau pour équilibrer.

Exemple 1.1: Exemple : couple Cu^{2+}/Cu

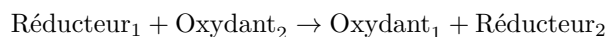


Réduction de l'ion cuivre(II) en cuivre métallique.

1.2 Équation bilan d'une réaction redox

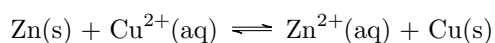
Remarque 1.1: Structure typique

Une réaction redox peut s'écrire sous la forme :



avec échange d'électrons équilibré.

Exemple 1.2: Réaction entre le zinc et les ions cuivre



- Zn est le réducteur : $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
- Cu^{2+} est l'oxydant : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$

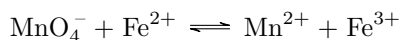
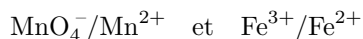
1.3 Méthode pour équilibrer une réaction redox

Remarque 1.2: Étapes essentielles

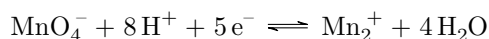
1. Identifier les couples oxydant/réducteur.
2. Écrire les deux demi-équations électroniques.
3. Pour chaque demi-équation :
 - (a) Équilibrer les atomes autres que O et H.
 - (b) Équilibrer les atomes d'oxygène en ajoutant des molécules H_2O si nécessaire.
 - (c) Équilibrer les atomes d'hydrogène en ajoutant des ions H^+ si nécessaire.
 - (d) Équilibrer les charges électriques en ajoutant des électrons e^- .
4. Multiplier les demi-équations par des coefficients pour obtenir le même nombre d'électrons échangés.
5. Ajouter les deux demi-équations pour obtenir l'équation globale.

Exemple 1.3: Équilibrage en milieu acide : MnO_4^- et Fe^{2+}

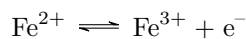
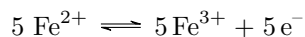
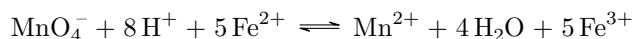
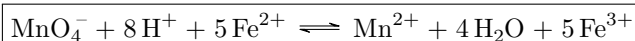
On considère la réaction entre les ions permanganate MnO_4^- et les ions fer(II) Fe^{2+} en milieu acide. Équilibrer l'équation suivante :

**1. Identifier les couples :****2. Écrire les demi-équations :****3. Équilibrer chaque demi-équation :****1. Réduction du MnO_4^- :**

- Atomes autres que O et H : Mn déjà équilibré.
- Oxygènes : MnO_4^- contient 4 O \rightarrow ajouter 4 H_2O à droite.
- Hydrogènes : $4 \times 2 = 8$ H à droite \rightarrow ajouter 8 H^+ à gauche.
- Charges : gauche = +7 ($8 \times +1 - 1$), droite = +2 \rightarrow ajouter 5 e^- à gauche pour équilibrer les charges.

**2. Oxydation du Fe^{2+} :**

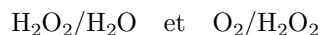
- Atomes : Fe équilibré.
- Charges : gauche = +2, droite = +3 \rightarrow ajouter 1 e^- à droite.

**4. Égaliser le nombre d'électrons :** Multiplier la demi-équation du fer par 5 :**5. Additionner les demi-équations :****Équation finale équilibrée :**

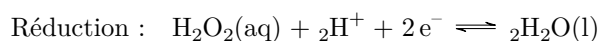
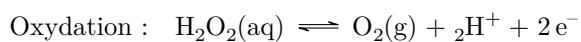
Remarque 1.3: Espèces amphotères redox : exemple du H_2O_2

Certaines espèces chimiques peuvent agir à la fois comme *oxydant* et comme *réducteur* : on les qualifie d'*amphotères redox*.

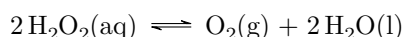
Exemple : le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 , qui appartient à deux couples :



Demi-équations :



Équation bilan (dismutation) :



Le H_2O_2 joue simultanément les rôles de réducteur (dans la première demi-équation) et d'oxydant (dans la seconde).

2 Applications des réactions redox

- **Piles électrochimiques** : conversion d'énergie chimique en énergie électrique.
- **Électrolyse** : décomposition chimique par le courant électrique.
- **Métabolisme** : réactions d'oxydation (respiration cellulaire).
- **Traitement des métaux** : réduction de minerais, corrosion, etc.

Terme	Définition / Rôle
Oxydant	Espèce chimique qui capte des électrons (se réduit)
Réducteur	Espèce chimique qui cède des électrons (s'oxyde)
Électrons	Particules échangées dans une réaction redox
Couple redox	Paire Ox/Red liée par un transfert d'électrons
Demi-équation	Réaction élémentaire avec électrons explicites
Réaction redox	Combinaison de deux demi-équations équilibrées