

Fiche méthode - Réaction d'oxydoréduction

A. Couple Oxydant/Réducteur

Oxydant

Un oxydant est une espèce susceptible de gagner un ou plusieurs électrons.

Moyen mémo :

Oxydant : gagne

Exemple : Cu^{2+} est un oxydant car il peut gagner 2 électrons pour donner Cu.

Réducteur

Un Réducteur est une espèce susceptible de perdre un ou plusieurs électrons.

Moyen mémo :

Réducteur : Perd

Exemple : Ag est un réducteur car il peut perdre 1 électron pour donner Ag^+

• Couple Oxydant/Réducteur

Deux espèces constituent un couple oxydant/réducteur s'il est possible de passer de l'une à l'autre par perte ou gain d'électron.

Exemple : Cu^{2+} et Cu constitue un couple car on passe de l'un à l'autre par perte ou gain de 2 électrons. On écrit le couple de la manière suivante : Cu^{2+}/Cu (l'oxydant toujours à gauche)

• Demi-équation

A un couple est associée une demi-équation qui doit être équilibrée.

Ex : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$ (l'oxydant est toujours à gauche)

B. Equation d'Oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction a lieu entre un oxydant Ox_1 d'un couple Ox_1/Red_1 et un réducteur Red_2 d'un couple Ox_2/Red_2 . Il faut donc 2 couples d'oxydoréduction pour écrire une équation chimique.

• Règle pour ajuster l'équation chimique :

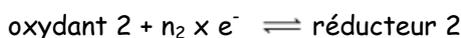
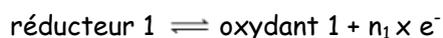
Ecrire les demi-équations en respectant la conservation de l'élément et de la charge. Pour équilibrer les demi-équations, il est possible d'ajouter de l'eau H_2O qui est le solvant et H^+ si vous êtes en milieu acide.

Méthode d'écriture des demi-équations électroniques

- Oxydant + $\text{e}^- \rightleftharpoons$ réducteur
- Equilibrer tous les atomes autres que O et H.
- Equilibrer les atomes d'oxygène O en ajoutant des molécules d'eau.
- Equilibrer les atomes d'hydrogène H en ajoutant des protons H^+ (en milieu acide).
- Compléter le nombre d'électrons pour respecter les charges électriques.

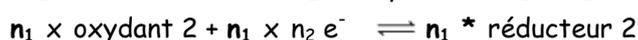
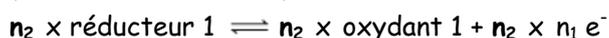
Méthode pour écrire les réactions d'oxydoréduction

a. On écrit les deux demi équations :



b. Le nombre d'électrons transférés doit être le même dans les deux équations :

Pour cela, on multiplie par n_2 la première équation et par n_1 la seconde :



c. On additionne alors les deux demi équations, les électrons n'apparaissent plus :



Attention !!

- Un oxydant ne peut réagir qu'avec un réducteur.
- Respecter le sens de la réaction, la nature des réactifs est toujours mentionnée dans l'énoncé de l'exercice à traiter.

L'équation d'une réaction d'oxydoréduction est obtenue en combinant les demi-équations des deux couples mis en jeu. Les électrons ne doivent jamais apparaître dans l'équation de réaction d'oxydoréduction. Il faut donc égaliser les nombres d'électrons cédés et captés en multipliant une ou les deux demi-équations par des coefficients permettant d'annuler le nombre d'électrons échangés.

Dans l'écriture finale de l'équation, simplifier les entités (H_2O , H^+ , HO^-), la noter avec les plus petits coefficients possibles et n'oublier pas de préciser les indices (aq, s, l, g).

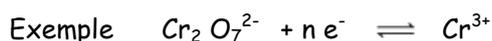
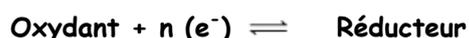
C. Oxydation et Réduction

✓ **L'oxydation mène à la formation de l'oxydant, c'est donc le réducteur du couple qui s'oxyde.**

✓ **La réduction mène à la formation du réducteur, c'est donc l'oxydant qui se réduit.**

D. Exemples :

a- Commencer l'écriture de la demi-équation d'oxydoréduction par l'oxydant qui doit gagner un ou plusieurs électrons pour être réduit en son réducteur associé



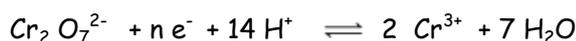
b- Vérifier la conservation des éléments chimiques autres que l'hydrogène et oxygène.



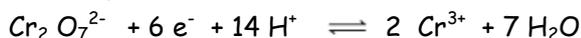
c- Assurer la conservation de l'élément oxygène avec des molécules d'eau H_2O (solvant)



d- Assurer la conservation de l'élément hydrogène avec des ions hydrogène H^+



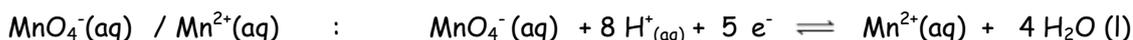
e- Assurer la conservation de la charge électrique avec des électrons



Remarque : lorsque le milieu réactionnel est basique, des ions hydroxyde HO^- participent à la réaction

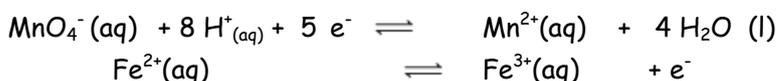
Réaction entre les ions MnO_4^- et les ions Fe^{2+} en milieu acide.

Soient les couples et les demi-équations correspondantes :



Combiner les 2 demi-équations de manière à ce que le nombre d'électrons gagnés par l'oxydant soit égal au nombre d'électrons perdus par le réducteur.

On inverse la demi-équation afin que les réactifs concernés se situent à gauche.



x5

