

TITRE DE LA LEÇON : LES PHENOMENES D'OXYDOREDUCTION

Discipline : Sciences Physiques

Sous-discipline : Chimie

Cycle : Lycée - Niveaux : Première C et D

Les phénomènes d'oxydoréduction

1) Notion de réaction d'oxydoréduction

On parle de phénomène d'oxydoréduction lorsqu'il se produit simultanément une oxydation et une réduction. Une **espèce** chimique perd un ou plusieurs électrons ; c'est l'**oxydation**. Une autre espèce chimique gagne un ou plusieurs électrons ; c'est la **réduction**.

Exemples : $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (oxydation) / $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ (réduction)

L'espèce chimique capable de capter (gagner) les électrons est l'**oxydant**. Dans notre exemple c'est l'ion Cu^{2+} .

L'espèce chimique capable de céder (perdre) les électrons est le **réducteur**. Dans notre exemple c'est Zn .

La réaction d'**oxydoréduction** est donc un transfert d'électrons du réducteur à l'oxydant. Le réducteur s'oxyde pendant que l'oxydant est réduit. Ex : $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$.

2) Nombre d'oxydation : le nombre d'oxydation (*n.o.*) est un nombre algébrique qui indique l'état d'oxydation d'un élément chimique dans l'espèce considérée. Il est exprimé en chiffre romain.

3) Calcul des nombres d'oxydation

a) Conventions

- Dans la plupart de ces composés, le nombre d'oxydation de l'oxygène est égal à - II (dans les peroxydes comme H_2O_2 il est égal à - I).
- Dans la plupart de ces composés, le nombre d'oxydation de l'hydrogène est égal à + I (dans les hydrures de métaux comme NaH il est égal à - I).

b) Règles de calcul des nombres d'oxydation :

- **Cas d'un corps simple** : le *n.o.* d'un élément dans un corps simple est nul

Ex. : sodium Na : *n.o.* (Na) = 0 ; diazote N_2 : *n.o.* (N) = 0

- **Cas d'un ion monoatomique** : le nombre d'oxydation d'un ion monoatomique est égal à la charge algébrique de l'ion.

Ex. : ion aluminium Al^{3+} : *n.o.* (Al) = +III ; ion sulfure S^{2-} : *n.o.* (S) = -II

- **Cas d'une molécule** : dans une molécule la somme des nombres d'oxydation est nulle

Ex. : pour le dioxyde de carbone CO_2 : *n.o.* (C) + 2 x *n.o.* (O) = 0

- **Cas d'un ion polyatomique** : dans un ion polyatomique, la somme des nombres d'oxydation est égale à la charge algébrique de l'ion. Ex. : pour l'ion NO_3^- ; *n.o.* (N) + 3 *n.o.* (O) = -1.

4) Notion de couple oxydant réducteur : un **couple oxydant réducteur**, aussi appelé **couple** redox est l'association de deux espèces chimiques dont chacune peut être obtenue à partir de l'autre lors d'une réaction d'oxydoréduction. Les deux espèces sont dites conjuguées. Ex : Zn^{2+}/Zn ; Cu^{2+}/Cu . Un couple oxydant réducteur s'écrit sous la forme : **ox / red**.

- **Demi-équation électronique** : l'oxydant et le réducteur d'un couple redox sont liées par une demi-équation électronique de la forme : $Ox + ne^- \rightleftharpoons Red$ (ne jamais écrire $Ox \rightleftharpoons Red - ne^-$).

Exemple : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

NB : pour équilibrer une demi-équation électronique ; on équilibre l'atome d'oxygène(O) en ajoutant une molécule d'eau (H₂O) et l'atome d'hydrogène(H) en ajoutant les ions hydronium ou oxonium(H₃O⁺). Les charges sont équilibrées en ajoutant les électrons.

Le potentiel d'oxydo-réduction d'un couple caractérise la force du réducteur de ce couple à céder les électrons, ou la force de l'oxydant de ce couple à capter les électrons. On le note E° ou E₀ ; unité : le volt (V).

- Entre deux couples redox donné, l'oxydant le plus fort est celui du couple ayant le plus grand potentiel ; le réducteur le plus fort est celui du couple ayant le plus petit potentiel.

Exemples :

Ag⁺/Ag (E°=0,80v) est plus oxydant que Cu²⁺/Cu(E°=0,34v) ; par contre, Cu²⁺/Cu est plus réducteur que Ag⁺/Ag.

5) Équilibrage d'une équation d'oxydoréduction

Pour équilibrer une équation d'oxydoréduction, on additionne membre à membre les deux demi-équations en éliminant le nombre d'électrons (Cf. exemple 1).

- **Exercice résolu** : écris l'équation de la réaction en milieu acide entre les ions Fe²⁺ qui se transforme en Fe³⁺, et les ions MnO₄⁻ qui se transforme en Mn²⁺.

Solution

- *J'écris les demi-équations :*

Pour l'espèce MnO₄⁻ qui se transforme en Mn²⁺ :

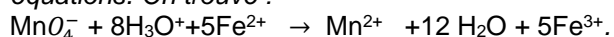
(1) *On équilibre les atomes d'oxygène en ajoutant des molécules d'eau (H₂O) : MnO₄⁻ + ... → Mn²⁺ + 4H₂O*

(2) *On équilibre les atomes d'hydrogène en ajoutant les ions oxonium (le milieu est acide) d'un côté et le même nombre de molécule d'eau de l'autre : MnO₄⁻ + 8H₃O⁺ + ... → Mn²⁺ + 4H₂O + 8H₂O*

(3) *On équilibre les charges en ajoutant les électrons du côté de l'équation où la somme des charges des ions est la plus élevée : MnO₄⁻ + 8H₃O⁺ + 5e⁻ → Mn²⁺ + 12H₂O*

Pour l'espèce Fe³⁺ qui se transforme en Fe²⁺ : on équilibre les charges : Fe²⁺ → Fe³⁺ + e⁻

J'écris l'équation-bilan : la quantité d'électrons cédée par le réducteur est égale à la quantité d'électrons captée par l'oxydant. Il suffit de multiplier par 5 les coefficients de la deuxième demi-équation et par 1 les coefficients de la première demi-équation, puis de faire la somme membre à membre des deux équations. On trouve :



- **Exercices d'application**

Exercice 1 : Calcule le nombre d'oxydation du soufre dans les espèces chimiques suivantes : S ; SO₄²⁻ ; H₂SO₄.

Exercice 2 : écris l'équation-bilan de la réaction entre l'acide oxalique H₂C₂O₄ qui se transforme en CO₂ et les ions permanganates de MnO₄⁻ qui se transforment en Mn²⁺.