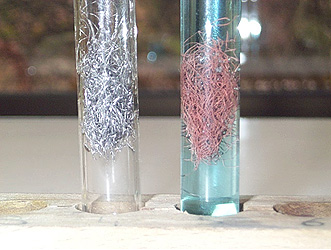
**Réaction d'oxydo-réduction**

**I. Exemple de réaction d'oxydo-réduction (ou réaction rédox).**

**1. Réalisation de la transformation chimique.**

On immerge de la paille fer dans une solution de sulfate de cuivre (II).

* Au bout de quelques secondes on observe alors sur la paille de fer un dépôt brun rouge (voir photographie).
* Au bout d'une durée suffisamment longue on observe la décoloration de la solution de sulfate de cuivre (II).

**2. Caractérisation des produits formés.**

* Le dépôt métallique rouge-brun sur la paille de fer est identifié comme étant un dépôt de cuivre métallique.
* La solution incolore est filtrée puis traitée avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. Il apparaît un précipité vert d'hydroxyde de fer (II) (voir photographie).

L'équation de la réaction peut alors s'écrire:

Fe(s) + Cu2+(aq) http://www.web-sciences.com/index/fleche.gif Fe2+(aq) + Cu(s)

**3. Interprétation de la transformation chimique.**

Au cours de cette transformation

* Le fer cède deux électrons. C'est un réducteur.

|  |  |
| --- | --- |
| On écrira: | Fe(s) = Fe2+(aq) + 2e- |

* L'ion cuivre (II) capte deux électrons. C'est un oxydant.

|  |  |
| --- | --- |
| On écrira: | Cu2+(aq) + 2e-= Cu(s) |

* Il apparaît donc que cette réaction mettant en jeu un oxydant et un réducteur, ou réaction rédox, consiste en untransfert de deux électrons du réducteur Fe(s) à l'oxydant Cu2+(aq).

On écrira:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Fe(s) | = | Fe2+(aq) + 2e- |
|  |  |  |  |
|  | Cu2+(aq) + 2e- | = | Cu(s) |
|  |  | | |
|  | Fe(s) + Cu2+(aq) | http://www.web-sciences.com/index/fleche.gif | Fe2+(aq) + Cu(s) |

Au cours de cette transformation le réducteur Fe(s) est oxydé et l'oxydant Cu2+(aq) est réduit.

**II. Généralisation: théorie des oxydants et des réducteurs.**

**1. Définitions et exemples.**

1.1 Les réducteurs.

Un réducteurs est une espèce susceptible de donner un ou plusieurs électron(s).

par exemple:

* Le zinc est un réducteur car il est capable de donner deux électrons en donnant l'ion zinc (II).

Zn(s) = Zn2+(aq) + 2e-

* L'ion fer (II) est un réducteur car il est capable de donner un électron en donnant l'ion fer (III).

Fe2+(aq) = Fe3+(aq) + e-

1.2 Les oxydants.

Un oxydant est une espèce susceptible de capter un ou plusieurs électron(s).

Par exemple:

* L'ion tétrathionate (S4O62-(aq)) est un oxydant car il est capable de capter deux électrons en donnant l'ion thiosulfate(S2O32-(aq)).

S4O62-(aq) + 2e- = 2S2O32-(aq)

* L'ion permanganate (MnO4-(aq)) est un oxydant en milieu acide car il est capable de capter cinq électrons en donnant l'ion manganèse (II) (Mn2+(aq)).

MnO4-(aq) + 5e- + 8H+(aq) = Mn2+(aq) + 4H2O

1.3 Remarques.

* Les écritures précédentes sont appelées demi-équations d'oxydoréduction (ou demi-équations redox).
* L'écriture correcte de ces demi-équations rédox est fondée sur les lois de conservation des éléments d'une part et de la charge électrique d'autre part. La méthode est donnée ci-dessous (Paragraphe III 1).

**2. Couple oxydant / réducteur ou couple rédox.**

2.1 définition.

Un couple oxydant / réducteur est l'ensemble formé par un oxydant et un réducteur qui se correspondent dans la même demi-équation rédox.

oxydant + ne- = réducteur

2.2 Exemples.

Les exemples suivants sont à connaître.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Couple** | **Oxydant** | **Réducteur** | **Demi-équation rédox** |
| H+(aq) / H2(g) | ion hydrogène (aq) | dihydrogène | 2H+(aq) + 2e- = H2(g) |
| Mn+(aq) / M(s) | cation métallique | métal | Mn+(aq) + ne- = M(s) |
| Fe3+(aq) / Fe2+(aq) | ion fer (III) | ion fer (II) | Fe3+(aq) + e- = Fe2+(aq) |
| MnO4-(aq) / Mn2+(aq) | ion permanganate | ion manganèse (II) | MnO4-(aq) + 5e- + 8H+(aq) = Mn2+(aq) + 4H2O |
| I2(aq) / I-(aq) | diiode (aq) | ion iodure | I2(aq) + 2e- = 2I-(aq) |
| S4O62-(aq)/ S2O32-(aq) | ion tétrathionate | ion thiosulfate | S4O62-(aq) + 2e- = 2S2O32-(aq) |

2.3 Situation des oxydants et des réducteurs dans le tableau périodique des éléments.

* Les principaux oxydants sont les corps simples correspondant aux éléments situés à droite du tableau périodique des éléments (O2, Cl2 etc...).
* Les principaux réducteurs sont les métaux, en particulier ceux de la colonne I (métaux alcalins) et de la colonne II (métaux alcalino-terreux).

**III. Réaction d'oxydoréduction (ou réaction rédox).**

**1. Demi-équations d'oxydoréduction.**

L'écriture des demi-équations rédox est fondée sur les lois de conservation des éléments et des charges électriques.

* La conservation de la charge électrique est assurée par les électrons.
* La conservation des éléments nécessite, le cas échéant, l'intervention de l'oxygène (on le trouve dans l'eau pour les solutions aqueuses) et/ou des ions H+(aq) ou H3O+(pour certaines réactions qui ont lieu en milieu acide).

1.1 Premier exemple.

On considère le couple Fe3+(aq) / Fe2+(aq) et l'on veut écrire la demi-équation rédox correspondante. 

|  |  |
| --- | --- |
| On écrit: | Fe3+(aq)= Fe2+(aq) |
|  |  |
| Les éléments sont équilibrés. Il faut équilibrer les charges.     On utilise les électrons. | Fe3+(aq) + e-= Fe2+(aq) |

1.2 Deuxième exemple.

On considère le couple MnO4-(aq) / Mn2+(aq) et l'on veut écrire la demi-équation d'oxydoréduction correspondante.

|  |  |
| --- | --- |
| On écrit: | MnO4-(aq)                        = Mn2+(aq) |
|  |  |
| L'élément manganèse est équilibré. Il faut équilibrer l'élément oxygène. En milieu aqueux cela se fait avec l'eau. | MnO4-(aq)                        = Mn2+(aq) + 4H2O |
|  |  |
| Il faut équilibrer l'élément hydrogène introduit par l'eau. En milieu acide on utilise H+(aq) (ou H3O+) | MnO4-(aq) + 8H+(aq)          = Mn2+(aq) + 4H2O |
|  |  |
| Il reste à équilibrer les charges électriques. On utilise pour cela les électrons. | MnO4-(aq) + 8H+(aq) + 5e- = Mn2+(aq) + 4H2O |

**2.Les réactions d'oxydoréduction.**

Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couple rédox. Elle consiste en un transfère d'un ou plusieurs électron(s) du réducteur de l'un des couples à l'oxydant de l'autre couple.

Tous les électrons cédés par le réducteur du premier couple sont captés par l'oxydant du deuxième couple. Par conséquentil n'apparaît aucun électron dans l'équation de la réaction.

On écrira:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | réducteur 1 | = | oxydant 1 + n1e- | (x n2) |
|  |  |  |  |  |
|  | oxydant 2 + n2e- | = | réducteur 2 | (x n1) |
|  |  | | |  |
|  | n2.réducteur1 + n1.oxydant 2 | http://www.web-sciences.com/index/fleche.gif | n2.oxydant 1 + n1.réducteur 2 |  |

Par exemple on veut écrire l'équation de l'oxydation des ions fer (II) par les ions permanganate en milieu acide. On écrira:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | Fe2+(aq) | = | Fe3+(aq) + e- | (x 5) |
|  |  |  |  |  |
|  | MnO4-(aq) + 8H+(aq) + 5e- | = | Mn2+(aq) + 4H2O | (x 1) |
|  |  | | |  |
|  | 5Fe2+(aq) + MnO4-(aq) + 8H+(aq) | http://www.web-sciences.com/index/fleche.gif | 5Fe3+(aq) + Mn2+(aq) + 4H2O |  |