

Rappels sur l'oxydoréduction

I. Généralisation: théorie des oxydants et des réducteurs.

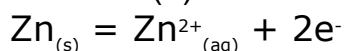
1. Définitions et exemples.

a - Les réducteurs.

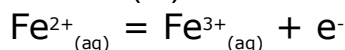
Un réducteur est une espèce susceptible de donner un ou plusieurs électron(s)

par exemple:

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



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

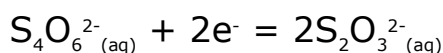


b - Les oxydants.

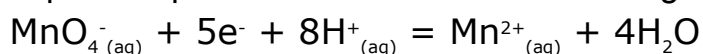
Un oxydant est une espèce susceptible de capter un ou plusieurs électron(s).

Par exemple:

L'ion tétrathionate ($\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(aq)}$) est un oxydant car il est capable de capter deux électrons en donnant l'ion thiosulfate ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$).



L'ion permanganate ($\text{MnO}_4^{-}_{(aq)}$) est un oxydant en milieu acide car il est capable de capter cinq électrons en donnant l'ion manganèse (II) ($\text{Mn}^{2+}_{(aq)}$).



c - Remarques.

Les écritures précédentes sont appelées demi-équations d'oxydoréduction (ou demi-équations redox).

L'écriture correcte de ces demi-équations redox 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 II 1).

2. Couple oxydant / réducteur ou couple rédox.

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

oxydant + $n e^-$ = réducteur

Exemples.

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-équation rédox
$H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$	ion hydrogène (aq)	dihydrogène	$2H^+_{(aq)} + 2e^- = H_{2(g)}$
$M^{n+}_{(aq)} / M_{(s)}$	cation métallique	métal	$M^{n+}_{(aq)} + n e^- = M_{(s)}$
$Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$	ion fer (III)	ion fer (II)	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- = Fe^{2+}_{(aq)}$
$MnO^-_{4(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$	ion permanganate	ion manganèse (II)	$MnO^-_{4(aq)} + 5e^- + 8H^+(aq) = Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$
$I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$	diiode (aq)	ion iodure	$I_{2(aq)} + 2e^- = 2I^-_{(aq)}$
$S_4O_6^{2-}_{(aq)} / S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	ion tétrathionate	ion thiosulfate	$S_4O_6^{2-}_{(aq)} + 2e^- = 2S_2O_3^{2-}_{(aq)}$

II. 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.

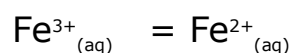
La conservation de la charge électrique est assurée par les électrons.

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 H_3O^+ (pour certaines réactions qui ont lieu en milieu acide).

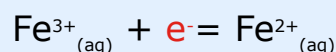
Premier exemple.

On considère le couple $\text{Fe}^{3+}_{(aq)} / \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$ et l'on veut écrire la demi-équation rédox correspondante.

On écrit:



Les éléments sont équilibrés. Il faut équilibrer les charges. On utilise les électrons.



Deuxième exemple.

On considère le couple $\text{MnO}_4^{-}_{(aq)} / \text{Mn}^{2+}_{(aq)}$ et l'on veut écrire la demi-équation d'oxydoréduction correspondante.



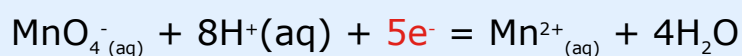
L'élément manganèse est équilibré. Il faut équilibrer l'élément oxygène. En milieu aqueux cela se fait avec l'eau.



Il faut équilibrer l'élément hydrogène introduit par l'eau. En milieu acide on utilise $\text{H}^+(\text{aq})$ (ou H_3O^+)



Il reste à équilibrer les charges électriques. On utilise pour cela les électrons



2. Les réactions d'oxydoréduction.

Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples rédox. Elle consiste en un transfert 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 conséquent **il n'apparaît aucun électron dans l'équation de la réaction.**

On écrira:



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

