

Nombre d'oxydation

URL source du document

<http://fr.wikipedia.org>

État d'oxydation

En chimie, l'état d'oxydation, ou **nombre d'oxydation**, est défini comme la somme des charges négatives et positives d'un atome, ce qui indique indirectement le nombre d'électrons que cet atome a donné ou reçu par rapport à son état neutre.

Le nombre d'oxydation est une approximation conceptuelle commode lorsqu'on travaille avec des réactions électrochimiques complexes, il facilite le suivi des électrons et aide à vérifier qu'ils sont bien conservés. Ceci est particulièrement utile dans l'expression d'équations compliquées de demi-réactions, ces demi-réactions étant impliquées dans les réactions d'oxydo-réduction

Les atomes sont définis comme ayant un nombre d'oxydation nul, signifiant qu'ils sont électriquement neutre. Les protons positifs du noyau équilibrent le nuage d'électrons négatifs qui l'entourent car ils sont en même nombre et de charge opposées. **Si un atome donne un électron, il possède plus de protons que d'électrons et devient positif. On dit que cet ion a un nombre d'oxydation de +1.** Réciproquement, **si un atome accepte un électron, il devient chargé négativement et son nombre d'oxydation devient -1.**

En résumé, **si un atome ou un ion donne un électron dans une réaction son état d'oxydation est augmenté de 1; si un atome accepte un électron, son état d'oxydation est diminué de 1.**

Les nombres d'oxydation sont notés dans les noms chimiques par des chiffres romains entre parenthèses placés juste après l'élément concerné. Par exemple, un ion de fer, avec un état d'oxydation de +3 est exprimé Fe(III). Le manganèse avec un état d'oxydation +7 présent dans l'oxyde de manganèse est nommé oxyde de manganèse (VII). Il est utile de retrouver le nombre d'oxydation dans les noms afin de pouvoir distinguer les différents composés formés des mêmes éléments. La charge réelle, positive ou négative, de l'ion n'est pas exprimée parce qu'elle n'est pas nécessaire à cette fin.

Dans les formules chimiques, le nombre d'oxydation des ions est placé dans l'indice supérieur après le symbole de l'élément. Par exemple, l'oxygène (II) est écrit O⁺². Les nombres d'oxydation des atomes neutres ne sont pas exprimés. La formule suivante décrit la réaction de l'iode (I₂) acceptant deux électrons et obtenant de ce fait un nombre d'oxydation -1.



En ce qui concerne les réactions, les règles suivantes définissent le nombre d'oxydation:

- Pour des atomes différents se partageant un électron, l'atome avec l'électronégativité la plus grande est compté comme celui recevant l'électron.
- Pour des atomes identiques, se partageant un électron, chacun est crédité d'une fraction de l'électron.

Il n'est pas toujours évident de déduire quel est le nombre d'oxydation d'ions dans une molécule à partir de sa formule moléculaire. Par exemple, pour le $\text{Cr}(\text{OH})_3$, aucun nombre d'oxydation n'est présent et pourtant une liaison ionique est en jeu. Il y a un certain nombre de règles qui peuvent être employées pour déterminer le nombre d'oxydation d'un ion:

- le nombre d'oxydation des atomes (neutres) est égal à zéro;
- pour les molécules neutres, la somme des nombres d'oxydation est égale à zéro.
- le fluor a toujours un nombre de l'oxydation -1 dans des composés.
- l'oxygène a un nombre d'oxydation de -2 dans les composés, excepté:
 - en présence du fluor, le nombre de l'oxydation du fluor a la priorité;
 - dans les liaisons oxygène-oxygène, où un atome d'oxygène doit neutraliser la charge de l'autre atome;
 - dans les peroxydes, dans lesquels il prend un nombre d'oxydation de -1.
- les ions du groupe I ont un nombre d'oxydation égal à +1 dans leurs composés.
- les ions du groupe II ont un nombre d'oxydation de +2 dans leurs composés.
- les halogènes, ont généralement -1 nombres d'oxydation dans les composés. Cette règle peut ne pas être valable en présence d'oxygène ou d'autres halogènes, pour lesquels le nombre d'oxydation peut être positif.
- l'hydrogène a toujours un nombre d'oxydation +1 dans ses composés, excepté dans les hydrides de métaux.

Dans l'exemple du $\text{Cr}(\text{OH})_3$, l'oxygène a un nombre d'oxydation de -2 (absence de fluor, de liaisons O-O et le composé n'est pas un peroxyde), et l'hydrogène a le nombre +1 (le composé n'est pas un hydride de métal). Ainsi, le triple groupe hydroxyde possède une charge de $3 \cdot (-2 + 1) = -3$, car le composé est neutre, Cr doit donc avoir une charge de +3.