

## Cours S2 C.1 : Nombre d'oxydation

### Définition

Nombre d'oxydation d'un atome A (noté n.o.(A)) : nombre algébrique, noté en chiffre romain, qui permet de déterminer l'état (ou le degré) d'oxydation d'un atome isolé ou appartenant à un édifice polyatomique. S'il traduit la perte d'électrons par rapport à l'atome neutre, il est positif. S'il traduit le gain d'électrons par rapport à l'atome neutre, il est négatif.

### Détermination des nombres d'oxydation (n.o.)

En fonction des espèces chimiques, il faut suivre les règles suivantes :

- 1) Pour un élément chimique donné, on observe que le nombre d'oxydation varie entre deux valeurs limites qui peuvent être prévues, n.o.<sub>min</sub> en ajoutant des électrons à la configuration électronique jusqu'à obtenir celle du gaz rare de la période et n.o.<sub>max</sub> en enlevant tous les électrons de valence.

Exemple : Cl : [Ne] (3s)<sup>2</sup> (3p)<sup>5</sup> => n.o.<sub>min</sub>(Cl) = - I et n.o.<sub>max</sub>(Cl) = + VII

- 2) Le n.o. d'un atome pour un **atome isolé** ou pour un **ion monoatomique** est égal au nombre algébrique de charge.

Exemples : He : n.o.(He) = 0, Na<sup>+</sup> : n.o.(Na) = + I, Mn<sup>2+</sup> : n.o.(Mn) = + II, Cl<sup>-</sup> : n.o.(Cl) = - I

- 3) Le n.o. d'un atome dans un **corps pur simple** (molécule ou solide qui ne contient qu'un seul type d'atome) est nul.

Exemples : N<sub>2</sub> : n.o.(N) = 0, Na<sub>(s)</sub> : n.o.(Na) = 0, Cl<sub>2</sub> : n.o.(Cl) = 0, Fe<sub>(s)</sub> : n.o.(Fe) = 0

- 4) Dans un **composé ionique solide** :

Le n.o. des atomes est égal au nombre algébrique de la charge de chaque ion monoatomique.

Exemples : dans NaCl : n.o.(Na) = +I, n.o.(Cl) = - I, dans FeO<sub>(s)</sub> : n.o.(Fe) = +II, n.o.(O) = - II

- 5) Dans une **molécule ou un ion moléculaire**, il faut utiliser des règles d'attribution des électrons de valence pour chaque atome et liaison de l'édifice :

- lorsque deux atomes différents sont unis par une liaison covalente, tous les électrons de la liaison sont attribués arbitrairement à l'élément le plus électronégatif (cf. polarité) ;
- lorsque deux atomes identiques sont unis par une liaison covalente, les électrons de la liaison sont répartis de manière symétrique ;
- les électrons des doublets non-liants sont attribués à l'atome qui les porte.

On calcule alors le nombre de charge « fictive » de chaque atome en comparant le nombre d'électrons de valence de l'élément au nombre d'électrons qui lui a été attribué (comme décrit précédemment). Si on constate une perte d'électron la charge « fictive » est positive, si on constate un gain d'électron la charge « fictive » est négative.

Le n.o. de chaque atome est alors égal au nombre de charge fictive pour cet atome dans l'édifice.

Exemples : eau : H<sub>2</sub>O : pour les 2 H, n.o.(H) = + I, n.o.(O) = - II,  
peroxyde d'hydrogène : H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> : pour les 2 H, n.o.(H) = + I, pour les 2 O, n.o.(O) = - I

6) Dans un édifice polyatomique, la conservation de la charge impose que la somme des n.o. de tous les atomes soit égale au nombre de charge globale de l'édifice.

Exemple : ion sulfate :  $\text{SO}_4^{2-}$  : n.o.(O) = - II et n.o.(S) = + VI  
 $\Rightarrow$  n.o.(S) + 4 n.o.(O) = - II (charge globale)

**N.B.** : si on connaît un des n.o. et la charge globale on peut donc en déduire le n.o. manquant.

Exemple : ion permanganate :  $\text{MnO}_4^-$  : n.o.(O) = - II et n.o.(Mn) + 4 n.o.(O) = - I (charge globale)  
 $\Rightarrow$  n.o.(Mn) = - I - 4  $\times$  (- II) = + VII

7) Pour l'élément oxygène, son électronégativité est la plus grande après celle du fluor et l'atome d'oxygène est divalent, donc dans la plupart des composés **n.o.(O) = - II**, sauf lorsqu'il y a des liaisons simples O-O (liaison peroxyde) ou des liaisons simples O-F (très rare).

Exemples :  $\text{F}_2\text{O}$  : n.o.(O) = + II,  $\text{H}_2\text{O}_2$  (ou R-O-O-R peroxyde) : n.o.(O) = - I,  $\text{O}_2$  : n.o.(O) = 0

8) Pour l'élément hydrogène, son électronégativité est l'une des plus petites après celle des métaux et l'atome d'hydrogène est monovalent, donc dans la plupart des composés **n.o.(H) = + I**, sauf lorsqu'il y a une liaison simple H-H ou des liaisons simples H-Métal.

Exemples : NaH : n.o.(H) = - I,  $\text{H}_2$  : n.o.(H) = 0

### Exemples de molécules et d'ions moléculaires

les « ( » représentent l'attribution des paires de liaisons à l'atome le plus électronégatif ;  
 les « | » représentent le partage symétrique des paires de liaisons entre les deux atomes.

<b>CH<sub>4</sub> méthane</b> n.o.(C) = + IV	<b>CO<sub>2</sub> dioxyde de carbone</b> n.o.(C) = + IV	<b>HCl chlorure d'hydrogène</b> n.o.(Cl) = - I
<b>C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> éthane</b> n.o.(C <sub>g</sub> ) = n.o.(C <sub>d</sub> ) = - III	<b>acide 2-bromoéthanoïque</b> n.o.(C <sub>g</sub> ) = - I et n.o.(C <sub>d</sub> ) = + III	<b>SO<sub>2</sub> dioxyde de soufre</b> n.o.(S) = + IV
<b>CN<sup>-</sup> ion cyanure</b> n.o.(C) = + II	<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> ion carbonate</b> n.o.(C) = + IV	<b>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> ion thiosulfate</b> n.o.(S <sub>g</sub> ) = 0 et n.o.(S <sub>c</sub> ) = + IV