

## **2- Nombre d'oxydation (nouveau)**

Pour caractériser **l'état d'oxydation d'un élément dans un édifice atomique**, on définit le nombre d'oxydation N.O. qui sera noté en chiffres romains. Il s'agit d'un outil théorique utile.

### **2-1- Définitions**

#### **2-1 a) Ions simples :**

Le nombre d'oxydation est la charge algébrique, l'unité de charge étant la charge de l'électron :

--

#### **2-1 b) Molécules et ions dérivés :**

Pour chaque liaison entre deux atomes, on attribue fictivement le doublet de liaison à l'élément le plus électronégatif. S'il s'agit d'une liaison entre deux atomes identiques, on partage également les électrons de la liaison entre les deux atomes

**Par définition le N.O de l'élément est la charge portée par l'ion fictif obtenu.**

<i>* Cas des corps simples :</i>
<i>* Cas des trois espèces acido-basiques de l'eau :</i>

**Remarque importante :**

**Dans un édifice ionique ou moléculaire, la somme des N.O. est égale à la charge de l'édifice.**

<i>exemples <math>H_2O</math> et <math>H_3O^+</math> :</i>
------------------------------------------------------------

Cette remarque conduit à une méthode simplifiée de détermination des N.O. des éléments :

le plus souvent dans l'édifice on a un élément dont on veut déterminer le N.O.

ainsi que H :  $N.O.(H) = +I$  (sauf dans  $H_2$   $N.O.(H) = 0$  et les hydrures  $NaH$  où  $N.O.(H) = -I$ )

et O :  $N.O.(O) = -II$  (sauf dans  $O_2$   $N.O.(O) = 0$  et les peroxydes  $H_2O_2$  où  $N.O.(O) = -I$ )

*Exemples au dos*

### 2-1 c) Composés ioniques et ions complexes :

On ne sait pas écrire les liaisons donc on utilise la méthode simplifiée précédemment proposée.

<i>Ion sulfate :</i>	<i>Ion thiosulfate :</i>
<i>Ion permanganate :</i>	<i>Ion dichromate :</i>

### 2-2 Echelle de nombre d'oxydation pour un élément chimique

#### Ex du soufre : Structure électronique du soufre : S : $3s^2 3p^4$

-II	0	+II	+IV	+VI
-----+-----+-----+-----+----->				
H <sub>2</sub> S	S <sub>8</sub>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>2</sub>	SO <sub>3</sub>
S <sup>2-</sup>			SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
sulfures		thiosulfates	sulfites	sulfates

Situé dans l'avant-avant dernière colonne de la classification périodique, c'est un chalcogène : Pour acquérir la structure du gaz noble qui le suit, il peut gagner deux électrons et devenir un sulfure ; S<sup>2-</sup>

Il peut aussi perdre tous ses électrons de valence, c'est-à-dire six électrons, mais l'ion S<sup>6+</sup> n'existe pas, ce n'est donc possible qu'au sein d'un édifice complexe, par exemple un oxyde ou un oxoanion.

**On peut ainsi facilement prévoir les nombres d'oxydation extrêmes des éléments de la classification périodique.**

### 2-3- Utilisation des nombres d'oxydation pour les réactions redox

Pour chacun des deux constituants d'un couple redox on peut déterminer les N.O. de chaque élément, et ainsi déterminer celui qui change d'état d'oxydation.

<u>Exemples :</u>	<u>Réactions d'oxydation :</u>	<u>Elément concerné (ou pas) :</u>
$Na^+ / Na_s$		
$O_2 / H_2O$		
	<u>Réactions de réduction :</u>	
$Fe^{3+} / Fe^{2+}$		
$MnO_4^- / Mn^{2+}$		
$Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$		

Oxyder un élément : \_\_\_\_\_.

récioproquement, réduire un élément : \_\_\_\_\_.

Si on écrit la demi-équation redox pour une stoechiométrie 1 en l'élément considéré,

le nombre d'e<sup>-</sup> échangé est égal \_\_\_\_\_.