

#### 4. Le nombre d'oxydation.

La notion de nombre d'oxydation permet de définir un élément chimique vis à vis des autres en terme de type de réaction (oxydation ou réduction) ou en terme de comportement (oxydant ou réducteur).

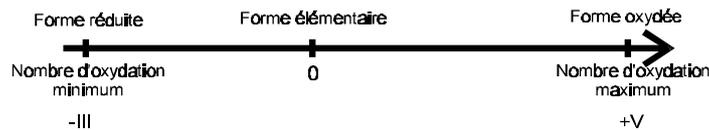


Sachant que dans une molécule ou dans un ion, la somme des nombres d'oxydation est égale à la charge électrique, les règles applicables sont simples :

- Dans son état élémentaire, le nombre d'oxydation d'un élément est égal à 0 (zéro).
- Le fluor ne peut avoir que les nombres d'oxydation (0) ou (-I) car c'est le plus oxydant des éléments.
- Les métaux ont des nombres d'oxydation nuls (à l'état élémentaire) ou positifs.
 

Alcalins oxydés	toujours +I
Alcalino-terreux oxydés	toujours +II
Aluminium oxydé	toujours +III
- Pour les Non-métaux : le **nombre d'oxydation maximum** est égal au nombre d'électrons périphériques (nombre maximum de liaisons covalentes simples - à 1 doublet- susceptibles d'être contractées par l'élément) et le **nombre d'oxydation minimum** est égal au nombre d'électrons que l'élément doit trouver pour acquérir la structure électronique du gaz rare situé à sa droite dans la même période.
- L'Hydrogène adopte le plus souvent le nombre d'oxydation +I (sauf dans les hydrures comme  $\text{LiAlH}_4$  ou  $\text{CaH}_2$  où il est au degré -I et associé à des métaux très électropositif). L'Oxygène adopte le plus souvent le nombre d'oxydation -II (sauf dans les peroxydes comme  $\text{H}_2\text{O}_2$  ou  $\text{BaO}_2$  où il est au degré -I, ion  $\text{O}_2^{2-}$ ).

En exemple, la variation du nombre d'oxydation du Phosphore (P, Groupe 5) est représentée suivant un axe:



#### 5. L'électronégativité.

C'est la tendance qu'a un élément à attirer le doublet de liaison vers lui dans sa liaison covalente avec un autre élément. Dans une molécule de type AB, liée par covalence, si A est plus électronégatif que B, le doublet de liaison sera "tiré" vers A. C'est donc une grandeur relative. Parmi les échelles de classement proposées, une des plus simples et des plus connues est l'échelle de PAULING.

<b>H</b> 2.1																	<b>He</b>
<b>Li</b> 1.0	<b>Be</b> 1.5											<b>B</b> 1.9	<b>C</b> 2.5	<b>N</b> 3.0	<b>O</b> 3.5	<b>F</b> 4.0	<b>Ne</b>
<b>Na</b> 0.9	<b>Mg</b> 1.2											<b>Al</b> 1.5	<b>Si</b> 1.8	<b>P</b> 2.1	<b>S</b> 2.5	<b>Cl</b> 3.0	<b>Ar</b>
<b>K</b> 0.8	<b>Ca</b> 1.0	<b>Sc</b> 1.3	<b>Ti</b> 1.5	<b>V</b> 1.6	<b>Cr</b> 1.6	<b>Mn</b> 1.5	<b>Fe</b> 1.8	<b>Co</b> 1.8	<b>Ni</b> 1.8	<b>Cu</b> 1.9	<b>Zn</b> 1.5	<b>Ga</b> 1.6	<b>Ge</b> 1.8	<b>As</b> 2.0	<b>Se</b> 2.4	<b>Br</b> 2.8	<b>Kr</b>
<b>Rb</b> 0.8	<b>Sr</b> 1.0	<b>Y</b> 1.2	<b>Zr</b> 1.4	<b>Nb</b> 1.6	<b>Mo</b> 1.8	<b>Tc</b> 1.9	<b>Ru</b> 2.2	<b>Rh</b> 2.2	<b>Pd</b> 2.2	<b>Ag</b> 1.7	<b>Cd</b> 1.4	<b>In</b> 1.7	<b>Sn</b> 1.8	<b>Sb</b> 1.9	<b>Te</b> 2.1	<b>I</b> 2.5	<b>Xe</b>
<b>Cs</b> 0.7	<b>Ba</b> 0.9	<b>Ln</b> 1.1-1.2	<b>Hf</b> 1.3	<b>Ta</b> 1.5	<b>W</b> 1.7	<b>Re</b> 1.9	<b>Os</b> 2.2	<b>Ir</b> 2.2	<b>Pt</b> 2.2	<b>Au</b> 2.4	<b>Hg</b> 1.9	<b>Tl</b> 1.8	<b>Pb</b> 1.8	<b>Bi</b> 1.8	<b>Po</b> 2.0	<b>At</b> 2.2	<b>Rn</b>
<b>Fr</b> 0.7	<b>Ra</b> 0.9	<b>Ac</b> 1.1	<b>Th</b> 1.3	<b>Pa</b> 1.5	<b>U</b> 1.7	<b>Np-Lr</b> 1.3											

Cette notion permet de prévoir le caractère de la liaison chimique que 2 éléments peuvent contracter :

- Si les électronégativités sont voisines, la liaison sera covalente,
- Si les électronégativités sont très différentes, la liaison prend un caractère ionique.

L'électronégativité est une grandeur relative qui varie dans le même sens que l'affinité électronique (grandeur absolue) et le pouvoir oxydant : le Fluor est l'élément le plus oxydant: il a la plus grande électronégativité.

- Tout élément oxyde un élément d'électronégativité inférieure.
- L'électronégativité décroît dans une famille quand Z augmente, décroît dans une période, quand Z diminue.