

# Chap. V : Propriétés physiques et chimiques et tableau périodique

## V.1. Propriétés physiques

### V.1.a. Le rayon atomique

**Dans une même colonne** quand on change de période  $n \nearrow$  d'une unité, le volume effectif de l'atome croît brusquement  $\rightarrow$  **dans une même colonne  $r \nearrow$  quand  $n \nearrow$ .**

**Au sein d'une même période** il y a contraction des O.A. ( $r \searrow$ ) de gauche à droite.

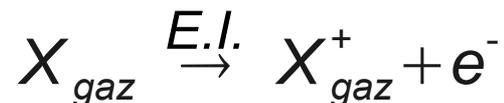
### V.1.b. Le rayon ionique

**Ion** : atome ou groupe d'atome dont la charge est devenue positive (ou négative) à la suite de la perte (ou de la capture) d'un ou de plusieurs électrons.

**Cation** : charge positive et **anion** : charge négative

$$r_{\text{cation}} < r_{\text{atome}} \quad r_{\text{anion}} > r_{\text{atome}}$$

### V.1.c. Energie d'ionisation (E.I.)



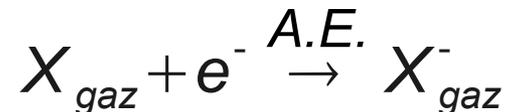
Energie d'ionisation : l'énergie qu'il faut fournir à l'atome gazeux pour lui arracher un électron ( $E.I. > 0$ )

Au sein d'une même période :  $E.I. \nearrow$  quand  $Z \nearrow$ .

Au sein d'une même colonne :  $E.I. \searrow$  quand  $Z \nearrow$ .

$\Rightarrow E.I.$  varie en raison inverse du rayon atomique

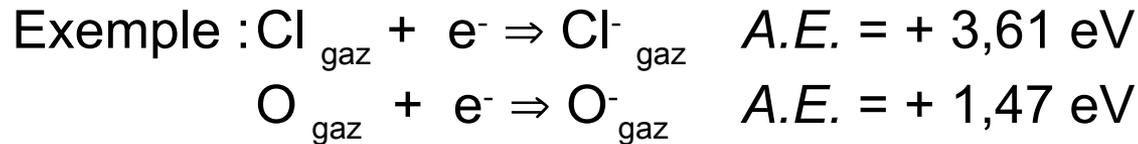
## V.1.d. Affinité électronique (A.E.)



Energie d'attachement électronique : l'énergie libérée lorsqu'il y a capture par l'atome gazeux d'un électron, elle peut être  $> 0$  ou  $< 0$ .

**L'affinité électronique  $A.E.$  est l'opposée de l'énergie d'attachement électronique  $\Rightarrow A.E. > 0$  ou  $< 0$ .**

# Chap. V : Propriétés physiques et chimiques et tableau périodique



Les éléments de plus forte  $A.E.$  se trouvent en haut à droite du tableau,  **$A.E.$  a tendance à  $\nearrow$  de gauche à droite** (mais on observe de nombreuses irrégularités).

## Exemples d'irrégularités :

**Les alcalins** ( $ns^1$ ) cherchent à saturer leur sous-couche  $s$  pour donner la structure  $ns^2$  (plus stable), bien que situés à gauche dans le tableau périodique, ils ont alors, des  $A.E. > 0$ .

**Les éléments de la colonne de l'azote** ( $ns^2 np^3$ ), ils possèdent une certaine stabilité (sous-couche à moitié remplie).

L'azote bien que situé à droite dans le tableau a une  $A.E. < 0$ .

## V.1.e. Électronégativité ( $\chi$ ) d'un élément chimique et énergie de liaison $E_{A-B}$

Les caractéristiques (***E.I.*** et ***A.E.***) d'un élément sont rassemblées dans le concept d'**électronégativité**.

**l'électronégativité ( $\chi$ )** traduit la capacité d'un élément à attirer les électrons dans un doublet de liaison.

Un élément **attracteur** est dit **électronégatif** et possède un  $\chi$  élevé.

Un élément **donneur** est dit **électropositif** et  $\chi$  est faible.

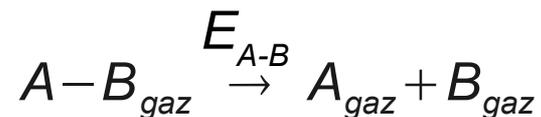
Sur une même ligne :  $\chi \nearrow$  lorsque  $Z \nearrow$

Sur une même colonne :  $\chi \searrow$  lorsque  $Z \nearrow$

Plusieurs méthodes de détermination des  
électronégativités des éléments.

**L'échelle de PAULING** (la plus utilisée) construite à  
partir des **énergies de liaison**.

Energie de liaison  $E_{A-B}$ : l'énergie qu'il faut **fournir** au composé  $A-B_{\text{gaz}}$   
pour casser la liaison et obtenir 2 atomes gazeux séparés :  **$E_{A-B} > 0$** .



Création d'une échelle en attribuant par convention la valeur  $\chi_H = 2,10$  à  
l'hydrogène.

Plus la différence d'électronégativité entre 2 atomes est grande, plus le nuage électronique qui relie les 2 atomes est déformé... plus la liaison est dite **polarisée**.

### V.1.f. Le caractère métallique

**Métal** : Solide cristallin possédant de bonnes propriétés : électriques, thermiques, mécaniques et optiques (électrons externes peu liés).

Le caractère métallique  $\searrow$  dans une période quand  $Z \nearrow$ .

Le caractère métallique  $\nearrow$  dans une colonne quand  $n \nearrow$   
(électrons externes de – en – liés).

## V.2. Propriétés chimiques

**Elles sont dues aux électrons  
de la couche externe dits  
*électrons de valence.***

## V.2.a. Degré d'oxydation

### **Cas des éléments les plus à gauche :**

Les ions issus des colonnes 1, 2 et 13 présentent des d° d'oxydation positifs respectivement +I, +II et +III.

Ils cherchent à prendre la structure du gaz rare qui les précèdent.

### **Cas des éléments les plus à droite :**

Les ions issus des colonnes 16 et 17 présentent des d° d'oxydation négatifs, respectivement -II et -I.

Ils cherchent à prendre la structure du gaz rare qui les suivent.

### **Cas des éléments au centre, autres que les éléments de transition :**

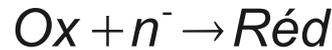
Comportement plus varié avec des états d'oxydation variés.

Ex : l'azote dans la colonne 15 est au d° d'oxydation : -III dans  $\text{NH}_3$ , 0 dans  $\text{N}_2$ , +II dans  $\text{NO}$ , +IV dans  $\text{NO}_2$ , +V dans  $\text{HNO}_3$ .

### **Cas des éléments de transition :**

Ils donnent en général des ions positifs avec divers d° d'oxydation. Ex. :  $\text{Fe}^{2+}$  : d° +II et  $\text{Fe}^{3+}$  : d° +III.

## V.2.b. Caractère oxydo-réducteur



**OXYDANT** = «GOURMAND» d'électrons

**REDUCTEUR** = DONNEUR d'électrons

Sur une même période le pouvoir oxydant  $\nearrow$  qd  $Z \nearrow$

Sur une même colonne le pouvoir oxydant  $\searrow$  qd  $Z \nearrow$

## V.2.c. Caractère acido-basique des oxydes

**A gauche avec les métaux très électropositifs**, on obtient des oxydes **BASIQUES**

Ex :  $\text{Na}_2\text{O}$  est un oxyde fortement ionique et donc très basique car :



**A droite avec les non métaux** on obtient des oxydes **ACIDES**.



**Intermédiairement** on obtient des oxydes amphotères

V.2.d. Nature des liaisons

Une combinaison stable de plus d'un atome  
 $\Leftrightarrow$  liaison entre les atomes.

Différents types de liaisons :

**Lorsque  $\chi_A - \chi_B$  est grand** (éléments situés aux 2 extrémités du tableau)

$\Rightarrow$  **liaisons dites IONIQUES** (Ex : NaCl, Na<sub>2</sub>O, CaO)

**Lorsque  $\chi_A - \chi_B$  est faible** (éléments proches dans le tableau périodique).

\* **Si les éléments sont à droite** du tableau, c'est la **liaison dite de covalence** (Ex : H<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>)

\* **Si les éléments sont à gauche** du tableau c'est la **liaison métallique** : les e<sup>-</sup> sont délocalisés dans l'ensemble du métal