

# Thème 1 : Constitution de la matière à l'échelle microscopique et macroscopique

## Chapitre 6 : Stabilité des entités chimiques

### I. En quête de stabilité

#### A. Les gaz nobles, des espèces chimiques particulièrement stables

Dans la nature, les atomes ont tendance à s'associer pour former des molécules. Seuls les atomes de gaz nobles (He, Ne, Ar, Kr, etc.) présentent une grande inertie chimique : ce sont des gaz monoatomiques dans les conditions ordinaires de température et de pression. Cette particularité est liée à la configuration électronique de la couche externe des atomes correspondants :

**Doc. 1** **Extrait de la classification périodique**

La colonne 18 correspond à la famille des gaz nobles avec l'hélium He, le néon Ne et l'argon Ar pour les trois premiers gaz.

4	18	<b>He</b>
2		Hélium 4,0
20		<b>Ne</b>
10		Néon 20,2
40		<b>Ar</b>
18		Argon 40,0

- He :  $1s^2$
- Ne :  $1s^2 2s^2 2p^6$
- Ar :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

A l'exception de l'atome d'hélium qui possède deux électrons sur sa couche externe, les autres atomes de gaz nobles ont tous huit électrons sur leur couche externe. La grande stabilité des gaz nobles est donc liée au nombre particulier d'électrons qu'ils possèdent sur leur couche externe :

- Soit deux électrons ou un duet d'électrons pour l'atome He ;
- Soit huit électrons ou un octet d'électrons pour les autres atomes (Ne, Ar).

**Remarque** : Leur couche externe est dite saturée car elle ne peut plus recevoir d'électrons.

#### B. Des règles de stabilité

Dans les entités (ions, molécules) qu'ils forment, les atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe du gaz noble le plus proche dans la classification périodique des éléments.

On peut alors définir deux règles :

- **La règle du duet** : les atomes dont le numéro atomique est proche de l'hélium  $Z = 2$  ont tendance à adopter sa configuration à deux électrons  $1s^2$ .
- **La règle de l'octet** : les autres atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe de l'atome dit gaz noble le plus proche avec huit électrons  $ns^2np^6$

### C. Le cas des ions monoatomiques

Pour un atome donné, certains ions semblent être privilégiés : par exemple  $Na^+$  et non  $Na^{2+}$ , ou bien,  $Mg^{2+}$  et non  $Mg^+$ . Les règles du duet ou bien de l'octet permettent de justifier l'existence de ces ions.

**Application** : Justifier que dans l'existence de l'ion sodium :  $Na^+$ .

### Vocabulaire :

- Anion : un ion portant une ou plusieurs charges négatives.
- Cation : un ion portant une ou plusieurs charges positives.
- Ion monoatomique : un atome ayant perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

## II. Le modèle de Lewis

### A. Liaison covalente et doublets non liants

La liaison covalente est une mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes. On représente une liaison covalente par un tiret entre les deux atomes concernés :  $A - B$ .

L'énergie de liaison est l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.

Les électrons de valence d'un atome qui ne participent pas aux liaisons covalents sont répartis en doublets d'électrons appelés doublets non liants. Chaque doublet non liant est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré :  $A - \bar{B}$ .

### B. Formule de Lewis et stabilité des molécules

En s'associant entre eux pour former des molécules, les atomes vont chercher à acquérir une plus grande stabilité. Chaque atome respectera donc soit la règle du duet, soit la règle de l'octet. Les formules de Lewis des molécules permettent de vérifier le respect de ces règles en comptabilisant les électrons des liaisons covalentes et des doublets non liants pour chaque atome de la molécule.

**Exemple** : formule de Lewis de la molécule d'eau.

