

# Module HS2 Les liquides d'usage courant

## Chapitre 1 Quels sont les composants d'une eau minérale ? page 139

Les objectifs de ce chapitre sont:

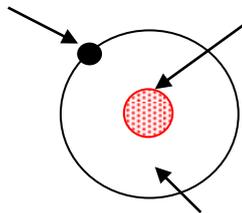
- *Savoir représenter un atome, un ion ou une molécule par le modèle de Lewis,*
- *Savoir prévoir la composition d'une molécule,*
- *Savoir donner le nom et les formules des principaux ions et molécules,*
- *Savoir identifier expérimentalement des ions dans une solution.*

La matière est constituée de petites particules appelées « atomes »

### I. les atomes

#### 1. Structure de l'atome

Un atome est constitué d'un noyau central composé de neutrons et de protons et d'électrons qui gravitent autour.



#### 2. Le symbole de l'atome dans le tableau périodique (voir l'arrière de la couverture du livre)

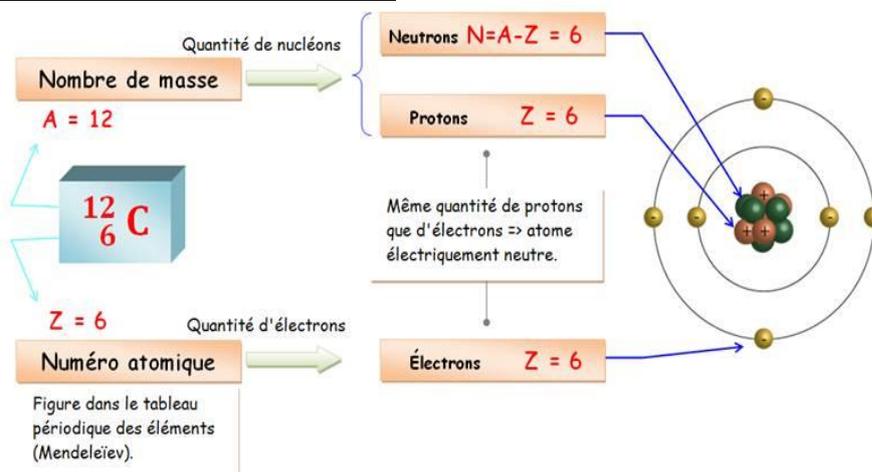
Chaque atome est représenté par son symbole et deux valeurs associées :



- X : symbole chimique de l'atome
- Z : numéro atomique *ou* nombre de charges : nombre de protons ou électrons
- A : nombre de masse : nombre de nucléons (protons + neutrons)

Le nombre de neutrons N se calcule par la formule  $N = A - Z$

#### Exemple : L'atome de carbone



doc 1

**Exercice :** A partir du tableau périodique, compléter :

Nom	Symbole	Nbre de neutrons	Nbre de protons	Nbre d'électrons
oxygène				
sodium				

### 3. Les couches électroniques.

Les électrons de chaque atome se répartissent sur différentes couches électroniques.

La 1<sup>ère</sup> couche K : contient au maximum 2 électrons.

La 2<sup>ème</sup> couche L : contient au maximum 8 électrons.

La 3<sup>ème</sup> couche M : contient au maximum 8 électrons.

On commence par remplir la première couche et lorsqu'elle est pleine - on dit alors qu'elle est **saturée** - on commence à remplir la suivante. Et ainsi de suite...

La dernière couche remplie, même partiellement, est appelée **couche externe**.

La **structure électronique** de chaque atome se note en indiquant le nombre d'électrons sur chaque couche comme le montre l'exemple suivant :

#### Exemple

Nom de l'atome	Symbole	Nombre d'électron de l'atome	Structure électronique
Le Chlore	Cl	Z = 17	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>7</sup>
L'oxygène	O	Z = 8	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>6</sup>

En chimie, seule la couche externe (contenant les électrons les plus éloignés du noyau) a une importance. Cette couche est appelée couche de valence et contient des électrons appelés électrons de valence. Les autres électrons (sur les couches internes) n'interviennent pas dans les réactions chimiques.

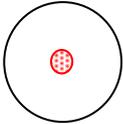
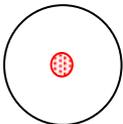
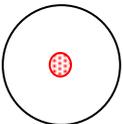
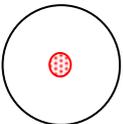
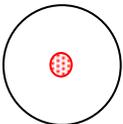
#### Définition:

**La valence d'un atome correspond au nombre d'électron qu'il doit gagner ou perdre pour saturer sa couche externe.**

### 4. Le modèle de Bohr

Il suffit de dessiner les électrons de la couche externe de l'atome.

**Exemple :** Compléter le modèle de Bohr de chaque atome suivant :

Hydrogène : <sub>1</sub> H	Carbone : <sub>6</sub> C	Azote : <sub>7</sub> N	Oxygène : <sub>8</sub> O	Chlore : <sub>17</sub> Cl
				

## 5. Modèle de Lewis

Lewis comme Bohr ne représente que la couche externe

Les quatre premiers électrons de la couche externe sont appelés **électrons célibataires**.

Ils sont représentés par un point : .

Les électrons supplémentaires se regroupent par deux pour former des **doublets électroniques** et se

représentent sous la forme d'un tiret : —

Enfin, le tout est disposé autour du **symbole de l'atome** comme suit :

nombre d'électrons sur la couche externe	1	2	3	4	5	6	7	8	
représentation de Lewis									
Atomes	H, Li, Na, K	Be, Mg, Ca	B, Al	C, Si	N, P	O, S	F, Cl	Ne, Ar	

**Remarque :** Le nombre de point du modèle de Lewis d'un atome correspond à sa valence.

**Exemple :** Le modèle de Lewis du lithium et le soufre sont :



**Exercice :** Quel est le modèle Lewis des atomes suivants ?

<b>Hydrogène :</b>	<b>Carbone :</b>	<b>Azote :</b>
<b>Oxygène :</b>	<b>Chlore :</b>	<b>Sodium :</b>

Voir livre page 144

### Exercice page 148 n° 3

### TP Activité découverte page 146 : formation des molécules

**Exercice :** avec les modèles moléculaires, construire les molécules suivantes :

L'ammoniac  $\text{NH}_3 \rightarrow 1\text{N}$  et  $3\text{H}$

Le propanol  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O} \rightarrow 3\text{C}$  ;  $8\text{H}$  ;  $1\text{O}$

Le glucose  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 6\text{C}$  ;  $12\text{H}$  ;  $6\text{O}$

Représenter le modèle de Lewis des molécules.

## II. Les molécules

**Exemple :** H<sub>2</sub>O et CO<sub>2</sub>. Voir TP

### Définition

Une molécule est un assemblage d'atomes réunis par des liaisons simples, doubles ou triples entre atomes.

Ces liaisons se créent afin de compléter la couche externe des atomes.

Les liaisons sont représentées par des tirets dans la formule développée de la molécule.

### Remarque

Le nombre d'atomes dans une molécule peut varier. L'indice en bas à droite des formules indique le nombre de chaque atome ; l'indice 1 n'est jamais écrit.

Exemple de formule développée :

CH<sub>4</sub>

CO<sub>2</sub>

**Travail d'équipes : exercices page 148 n° 5, 6, 9, 14, 15, 16**

## III. Les ions

### 1. Règles du duet et de l'octet

**Règle du duet pour les cinq premiers atomes du tableau périodique :**  
Un atome est stable si la couche externe K comporte deux électrons.

**Règle de l'octet pour les atomes ayant 7 à 20 électrons du tableau périodique :**  
Un atome est stable si la couche externe L ou M comporte huit électrons.

Certains atomes devront donc perdre un ou plusieurs électrons, d'autres devront en gagner pour satisfaire ces règles et devenir stables, ils deviendront des ions.

Cette transformation dépensera le moins d'énergie possible sachant qu'une perte d'électron dépense la même énergie qu'un gain d'électron.

**Exemples :** H<sup>+</sup> et Cl<sup>-</sup>

### 2. Définition

**Un ion est un atome (ou groupement d'atomes) qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons.**

Si un atome gagne 1 électron, on l'indiquera en écrivant - en exposant après son symbole. (ex Cl<sup>-</sup>)

Si un atome gagne 2 électrons, on l'indiquera en écrivant 2- en exposant après son symbole. (ex O<sup>2-</sup>)

Si un atome perd 1 électron, on l'indiquera en écrivant + en exposant après son symbole. (ex  $\text{Ag}^+$ )

Si un atome perd 2 électrons, on l'indiquera en écrivant 2+ en exposant après son symbole. (ex  $\text{Mg}^{2+}$ )

Et ainsi de suite...

### Exemples:

- L'atome de lithium Li a comme configuration  $(\text{K})^2 (\text{L})^1$  va donc, d'après la règle du duet, perdre l'électron qui se trouve sur sa couche  $(\text{L})^1$  afin de former l'ion  $\text{Li}^+$ .

- L'atome de fluor F a comme configuration  $(\text{K})^2 (\text{L})^7$  va donc, d'après la règle de l'octet, gagner un électron sur sa couche  $(\text{L})^7$  afin de former l'ion  $\text{F}^-$ .

- L'atome de magnésium Mg a comme configuration  $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^2$  va donc, d'après la règle de l'octet, perdre les deux électrons de sa couche  $(\text{M})^2$  afin de former l'ion  $\text{Mg}^{2+}$ .

### Exercice Compléter le tableau suivant

Nom de l'atome	Symbole X	Z	structure électronique	Nombre d'électrons perdus ou gagnés	Ion stable correspondant
Sodium	Na	11			
Aluminium	Al	13			
Oxygène	O	8			
Chlore	Cl	17			
Magnésium	Mg	12			
Azote	N	7			

A corriger en demi-groupes.

### Définition:

**La valence d'un atome correspond au nombre d'électron qu'il doit gagner ou perdre pour saturer sa couche externe.**

### Remarques

La charge d'un ion correspond à la valence de son atome.  
C'est aussi le nombre de points dans son modèle de Lewis.

Il existe deux types d'ions :

- **Les cations** : ion (ou groupement d'ions) qui sont chargés positivement. Ex :  $\text{Ca}^{2+}$
- **Les anions** : ion (ou groupement d'ions) qui sont chargés négativement. Ex :  $\text{Cl}^-$

### Ions à connaître

CATIONS			ANIONS		
Ion calcium Ca <sup>2+</sup>	Ion baryum Ba <sup>2+</sup>	Ion argent Ag <sup>+</sup>	Ion chlorure Cl <sup>-</sup>	Ion oxyde O <sup>2-</sup>	Ion permanganate MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
Ion magnésium Mg <sup>2+</sup>	Ion cuivre Cu <sup>2+</sup>	Ion aluminium Al <sup>3+</sup>	Ion oxalate C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Ion hydroxyde HO <sup>-</sup>	Ion sulfate SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Ions fer Fe <sup>2+</sup> et Fe <sup>3+</sup>	Ion sodium Na <sup>+</sup>	Ion hydronium H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>			

### Exercices page 150 n° 18

## IV. Tests pratiques

### 1. Deux tests à savoir :

Le test de reconnaissance de l'eau est réalisé avec le sulfate de cuivre anhydre, blanc, qui devient bleu au contact de l'eau.

Le dioxyde de carbone peut-être identifié grâce à un test : il trouble l'eau de chaux.

### 2. Test d'identification des ions Activité 1 p 140 expérience 1

La mise en évidence d'ions en solution s'effectue à l'aide de réactifs qui réagissent avec les ions pour former un dépôt solide, insoluble dans l'eau, appelé précipité.

#### Tableau récapitulatif des réactifs permettant d'identifier quelques ions en solution.

Ion identifié	Réactif	Couleur du précipité
Fer II	Hydroxyde de sodium (soude)	Vert kaki
Fer III	Soude	Rouille
Aluminium Al <sup>3+</sup>	Soude	Blanc
Cuivre II	Soude	Bleu
Chlorure Cl <sup>-</sup>	Nitrate d'argent	Blanc qui noircit à la lumière
Sulfate SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Chlorure de baryum	Blanc
Calcium Ca <sup>2+</sup>	Oxalate d'ammonium	Blanc

### Exercices page 148 n° 1, 2, 13

Correction notée des exercices page 148 n° 5, 6, 9, 14, 15, 16, 18, 1, 2, 13.

**Contrôle S3** en salle d'étude. Porter votre calculatrice.