

## Notes de cours

**Un ion monoatomique** est un atome ayant perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

**Exemple** : ion cuivre II :  $\text{Cu}^{2+}$  c'est un atome de cuivre ayant perdu 2 électrons, il porte une charge positive c'est un cation. Sa charge électrique vaut  $+2e$ . ( $e = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ )

Ion chlorure :  $\text{Cl}^-$  c'est un atome de chlore ayant gagné 1 électron, il porte une charge négative, c'est un anion. Sa charge électrique vaut  $-e$ .

Quelques ions à connaître :

Anions		Cations	
Fluorure	$\text{F}^-$	Sodium	$\text{Na}^+$
Chlorure	$\text{Cl}^-$	Cuivre II	$\text{Cu}^{2+}$
Bromure	$\text{Br}^-$	Fer II	$\text{Fe}^{2+}$
Oxyde	$\text{O}^{2-}$	Fer III	$\text{Fe}^{3+}$
Sulfure	$\text{S}^{2-}$	Zinc II	$\text{Zn}^{2+}$
		Argent I	$\text{Ag}^+$
		Aluminium III	$\text{Al}^{3+}$

**Les composés ioniques** sont des corps **électriquement neutre** constitués de cations et d'anions ; il possèdent donc autant de charges positives que de charges négatives.

**Exemple** : Le chlorure de sodium est un composé ionique constitué d'ions chlorures de charge  $-e$  et d'ions sodium de charge  $+e$ , sa **formule chimique** s'écrit :  $\text{NaCl}$

Le chlorure de zinc est un composé ionique constitué d'ions chlorures de charge  $-e$  et d'ions zinc II de charge  $+2e$ .

Pour que leur combinaison soit électriquement neutre, il est nécessaire qu'il y ait 2 ions chlorures pour chaque ion zinc II sa formule chimique s'écrit donc :  $\text{ZnCl}_2$

### Élément chimique

On appelle élément chimique, l'ensemble des atomes et des ions ayant même numéro atomique  $Z$ .

**Exemple** : les atomes suivant  ${}^1_1\text{H}$   ${}^2_1\text{H}$   ${}^3_1\text{H}$  sont des isotopes de l'hydrogène : ils possèdent le même numéro atomique  $Z=1$  et font donc partie du même élément chimique.

L'ion cuivre II  $\text{Cu}^{2+}$  et l'atome de cuivre  $\text{Cu}$  possèdent le même noyau et donc le même nombre de protons  $Z=29$  caractéristique de l'élément cuivre.

Quelques éléments chimiques à connaître

Élément	Hydrogène	Carbone	Azote	Oxygène	Fluor	Sodium	Magnésium	Aluminium	Soufre
Symbole	H	C	N	O	F	Na	Mg	Al	S

Élément	Chlore	Potassium	Fer	Cuivre	Zinc	Brome	Argent
Symbole	Cl	K	Fe	Cu	Zn	Br	Ag

On dit qu'un corps est **simple** s'il ne contient qu'un seul élément chimique. S'il contient plus d'un élément chimique, le corps est dit **composé**.

**Exemple** : Le dioxygène  $\text{O}_2$  est un corps simple formé du seul élément oxygène.

L'eau  $\text{H}_2\text{O}$  est un **corps composé** formé à partir des éléments Hydrogène et oxygène.

**Rappel** : un corps est **pur** s'il ne contient qu'une seule espèce chimique (atome ou molécule). Dans le cas contraire On parle de **mélange**.

### Propriété fondamentale de l'élément chimique :

Au cours des transformations chimiques, les éléments chimiques se conservent. Aucun élément n'apparaît ni ne disparaît.

### Stabilité des édifices atomiques : La règle de l'octet

Nous cherchons à répondre à la question suivante : Pourquoi l'atome de chlore donne-t-il l'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  et pas l'ion  $\text{Cl}^+$  ? Pourquoi l'atome de sodium donne-t-il l'ion sodium  $\text{Na}^+$  et pas l'ion  $\text{Na}^-$  ?

Pour expliquer ces observations il faut envisager un modèle de l'atome plus élaboré que le modèle de Rutherford : c'est le modèle de Bohr.

Dans ce modèle on admet que les électrons d'un atome se répartissent suivant différentes couches électroniques.

Ces couches désignées par des lettre K,L,M,N,... sont de plus en plus éloignées du noyau (la couche K est la plus proche) et ne peuvent contenir qu'un nombre déterminé d'électrons.

Couche	K	L	M
Nombre maximal d'électrons dans la couche	2	8	18

Une couche est dite **saturée** si elle contient son nombre maximal d'électrons ; elle peut aussi en contenir moins ou pas du tout.

### Règles de remplissage des couches électroniques

On répartit les électrons sur les couches en commençant par la couche K. S'il reste des électrons on les dispose dans la couche L et ainsi de suite. La répartition électronique obtenue s'appelle **configuration électronique ou structure électronique** de l'atome ou de l'ion considéré.

**Exemple** : L'atome de Néon ( $Z=10$ ) possède 10 électrons sa structure électronique s'écrit de la manière suivante :  $(K)^2 (L)^8$

L'atome de Magnésium ( $Z=12$ ) possède 12 électrons sa structure électronique s'écrit de la manière suivante :  $(K)^2 (L)^8 (M)^2$

L'ion magnésium  $Mg^{2+}$  possède 10 électrons sa structure électronique est donc identique à celle du Néon.

On appelle **couche externe**, la dernière couche comportant des électrons. Les autres couches sont appelées internes. Dans l'exemple du Néon, la couche externe est la couche L elle comporte 2 électrons.

**Ce sont les électrons externes qui entrent en jeu lors des réactions chimiques, on dit qu'ils déterminent la réactivité de l'atome.**

### Règles de stabilité des atomes de gaz rares (ou nobles) : règle de l'octet, règle du duet.

Dans la nature, les atomes ont tendance à s'associer pour former des édifices stables : molécules, composés ioniques. Seuls les atomes de gaz nobles (He, Ne, Ar, Kr,...) présentent une certaine **inertie chimique** (ils réagissent très peu avec les autres espèces chimiques), ils sont donc très stables. Ce sont des gaz monoatomiques dans les conditions ordinaires de température et de pression.

Cette particularité est liée à leur configuration électronique :

He :  $(K)^2$

Ne :  $(K)^2 (L)^8$

Ar :  $(K)^2 (L)^8 (M)^8$

Kr :  $(K)^2 (L)^8 (M)^{18} (N)^8$

A l'exception de l'atome d'hélium qui possède 2 électrons sur sa couche externe, les autres atomes de gaz noble ont tous 8 électrons sur leur couche externe. Comme les réactions chimiques mettent en jeu les électrons externes. La grande stabilité des atomes de gaz nobles est liée à ce nombre.

### Enoncé des règles du duet et de l'octet

#### Règle du duet

Les atomes dont le numéro atomique est proche de celui de l'hélium ( $Z=2$ ), ont tendance à gagner ou perdre des électrons de manière à avoir 2 électrons sur leur couche K.

#### Règle de l'octet

Les atomes dont le numéro atomique est supérieur ou égal à 6, ont tendance à gagner ou perdre des électrons de manière à avoir 8 électrons sur leur couche externe.

### Vérification des règles de stabilité pour les ions monoatomiques :

L'ion lithium : L'atome de lithium ( $Z=3$ ) a la configuration électronique :  $(K)^2 (L)^1$

En **perdant** 1 électron, il va acquérir la configuration électronique  $(K)^2$  de l'atome d'hélium ; il va donc donner l'ion  $Li^+$

L'ion Magnésium : L'atome de Magnésium ( $Z=12$ ) a la configuration électronique :  $(K)^2 (L)^8 (M)^2$ .

En **perdant** 2 électrons, il va acquérir la configuration électronique  $(K)^2 (L)^8$  de l'atome de néon ; il va donc donner l'ion  $Mg^{2+}$

L'ion Chlorure : L'atome de chlore ( $Z=17$ ) a la configuration électronique :  $(K)^2 (L)^8 (M)^7$ .

En **gagnant** 1 électron, il va acquérir la configuration électronique  $(K)^2 (L)^8 (M)^8$  de l'atome d'argon ; il va donc donner l'ion  $Cl^-$

L'ion Oxyde : L'atome d'oxygène ( $Z=8$ ) a la configuration électronique :  $(K)^2 (L)^6$ .

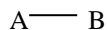
En **gagnant** 2 électrons, il va acquérir la configuration électronique  $(K)^2 (L)^8$  de l'atome de néon ; il va donc donner l'ion  $O^{2-}$

### Formation des molécules

Pour former des molécules, les atomes **mettent en commun** un ou plusieurs électrons pour obéir à la règle de l'octet (ou du duet).

### La liaison covalente

Une liaison covalente simple est une mise en commun de deux électrons entre deux atomes, chaque atome fournissant normalement un électron. La paire d'électrons mis en commun appelé **doublet liant** est à l'origine de la liaison covalente établie entre les deux atomes. On représente une liaison covalente par un tiret entre les deux atomes concernés :



Une liaison covalente **double** est une mise en commun de **quatre électrons** entre deux atomes, chaque atome fournissant normalement deux électrons. Représentation :  $A = B$

Une liaison covalente **triple** est une mise en commun de **six électrons** entre deux atomes, chaque atome fournissant normalement trois électrons. Représentation :  $A \equiv B$

Les électrons mis en commun **appartiennent à chacun** des deux atomes et doivent être pris en compte dans le total des électrons de chaque atome.

### Les doublets non liants

Les électrons d'un atome qui ne participent pas aux liaisons covalentes restent sur cet atome et se répartissent en paires appelées **doublets non liants**. Chaque doublet non liant est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré.

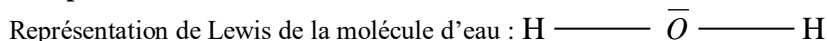


### Représentation de Lewis des molécules

On appelle représentation de Lewis d'une molécule, la représentation de cette molécule à l'aide des symboles des atomes la composant reliés par des tirets représentant les liaisons covalentes, les doublets non liants étant placés sur les atomes concernés.

**La formule brute** d'une molécule donne la composition atomique globale de la molécule mais ne dit rien sur les liaisons entre les atomes.

**Exemple** : formule brute de la molécule d'eau :  $H_2O$



### Méthode pratique pour l'écriture des formules de Lewis des molécules

Elle est basée sur le décompte des électrons externes de chaque atome et le respect de la règle du duet pour l'atome d'hydrogène et de la règle de l'octet pour les autres atomes ; **chaque atome va donc chercher à former autant de liaisons qu'il lui manque d'électrons pour satisfaire ces règles.**

Molécule	Nom : Eau	Formule brute : $H_2O$
Atomes	H	O
Numéro de colonne	1	6
Nombre de liaisons à former	1	2
Nombre d'électrons restants	$1-1 = 0$ doublets non liants	$6-2 = 4 = 2$ doublets non liants
Formule	$H - \overline{\overline{O}} - H$	
Commentaires	La molécule d'eau possède deux liaisons covalentes simples L'atome d'oxygène porte deux doublets non liants	

Molécule	Nom : Ammoniaque	Formule brute : $NH_3$
Atomes	H	N
Numéro de colonne	1	5
Nombre de liaisons à former	1	3
Nombre d'électrons restants	$1-1 = 0$ doublets non liants	$5-3 = 2 = 1$ doublet non liant
Formule	$H - \overline{\overline{N}} - H$   H	

Commentaires	La molécule d'ammoniac possède trois liaisons covalentes simples L'atome d'azote porte un doublet non liant.
--------------	---

Molécule	Nom : dioxygène	Formule brute : O <sub>2</sub>
Atomes	O	O
Numéro de colonne	6	6
Nombre de liaisons à former	2	2
Nombre d'électrons restants	6-2= 4 = 2 doublets non liants	6-2= 4 = 2 doublets non liants
Formule	$\overline{\text{O}} = \overline{\text{O}}$	
Commentaires	La molécule de dioxygène possède une liaison covalente double Chaque atome d'oxygène porte deux doublets non liants.	

Molécule	Nom : Méthane	Formule brute : CH <sub>4</sub>
Atomes et numéro atomique	H	C
Numéro de colonne	1	4
Nombre de liaisons à former	1	4
Nombre d'électrons restants	1-1 = 0 doublet non liant	4-4 = 0 doublet non liant
Formule	$  \begin{array}{c}  \text{H} \\    \\  \text{H} - \text{C} - \text{H} \\    \\  \text{H}  \end{array}  $	
Commentaires	La molécule d'ammoniac possède trois liaisons covalentes simples L'atome d'azote porte un doublet non liant.	

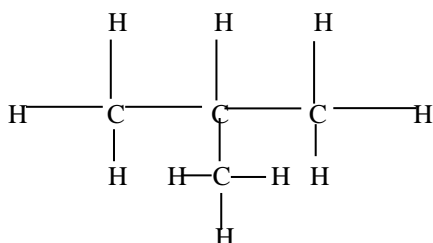
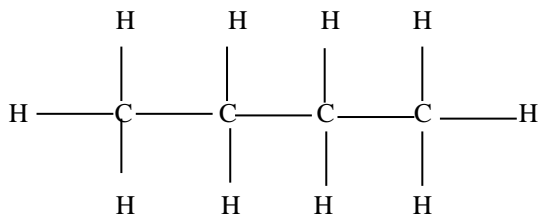
**On retiendra** d'une manière générale qu'un atome d'hydrogène cherchera à avoir autour de lui un doublet d'électrons et que les autres atomes chercheront à avoir quatre doublets d'électrons.

### Notion d'isomérisation de constitution

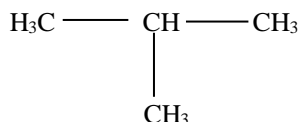
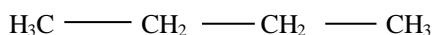
Il arrive souvent qu'à une même formule brute correspondent des formules de Lewis différentes et donc des molécules différentes car elles diffèrent par l'enchaînement des atomes ; ces molécules sont dites isomères de constitution.

**Exemple :** Le composé de formule brute  $C_4H_{10}$

Formules de Lewis possibles :



Lorsque le nombre d'atomes d'hydrogène est important on ne fait pas apparaître toutes les liaisons  $C-H$ . On écrira alors une **formule semi développée** :

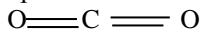


**Exercice :** trouver toutes les molécules répondant à la formule brute  $C_3H_6O$

### Géométrie des molécules

La construction des molécules à l'aide des modèles moléculaires, nous a montré que la formule de Lewis ne rendait pas compte de la géométrie de la molécule. Il faut faire appel à une théorie dite de **Gillespie** selon laquelle ce sont les doublets d'électrons qui cherchant à se positionner le plus loin possibles les uns des autres (parce qu'ils se repoussent mutuellement) vont imposer des angles entre les liaisons. Les doublets non liants occupant plus de place vont exercer une répulsion plus grande que les doublets liants.

**Exemples :** La molécule de dioxyde de carbone est linéaire (angle de  $180^\circ$ ) parce que les doublets d'électrons se trouvant de part et d'autre de l'atome de carbone sont le plus loin possibles les uns des autres



La molécule d'eau  $H-O-H$  aurait été linéaire en l'absence des doublets non liants sur l'atome d'oxygène. La répulsion plus forte qui s'exerce entre ces doublets et les doublets liants impose à la molécule d'eau d'être **coudée**. L'angle entre les deux liaisons  $O-H$  étant de  $105^\circ$ .

Récapitulons dans un tableau les géométries de certaines molécules :

Molécule	Dioxyde de carbone	Eau	Ammoniaque	Méthane
Géométrie	Linéaire Angle $OCO : 180^\circ$	Coudée Angle $HOH : 105^\circ$	Pyramidale Angle $HNH : 107^\circ$	Tétraédrique Angle $HCH : 109.28^\circ$


### Représentation de Cram des molécules

Il s'agit de représenter dans le plan de la feuille des molécules qui ne sont pas planes.

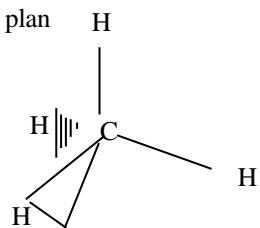
La représentation de Cram repose sur des conventions sur les traits symbolisant les liaisons :

Un trait plein  $\text{-----}$  représente une liaison dans le plan de la feuille

Un trait hachuré  $\text{|||||}$  représente une liaison en arrière de ce plan

Un triangle vide  représente une liaison en avant de ce plan

**Exemple** : molécule de méthane représentation de Cram:



### La classification périodique des éléments : Intérêt et exemples d'utilisation.

La classification périodique des éléments dans sa forme actuelle date de 1869, elle est l'œuvre de Dimitri Mendéléiev. Elle se présente sous forme de lignes (appelées périodes) et de colonnes. Les éléments y sont placés par numéros atomiques croissants et chaque ligne correspond au remplissage d'une couche électronique.

Remarque : On ne travaillera cette année que sur une classification simplifiée à 8 colonnes seulement.

<b>H</b> Z=1 (K) <sup>1</sup>								<b>He</b> Z=2 (K) <sup>2</sup>
<b>Li</b> Z=3 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>1</sup>	<b>Be</b> Z=4 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>2</sup>	<b>B</b> Z=5 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>3</sup>	<b>C</b> Z=6 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>4</sup>	<b>N</b> Z=7 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>5</sup>	<b>O</b> Z=8 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>6</sup>	<b>F</b> Z=9 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>7</sup>	<b>Ne</b> Z=10 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup>	
<b>Na</b> Z=11 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>1</sup>	<b>Mg</b> Z=12 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>2</sup>	<b>Al</b> Z=13 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>3</sup>	<b>Si</b> Z=14 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>4</sup>	<b>P</b> Z=15 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>5</sup>	<b>S</b> Z=16 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>6</sup>	<b>Cl</b> Z=17 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>7</sup>	<b>Ar</b> Z=18 (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>8</sup>	

La première ligne correspond au remplissage de la couche K

La deuxième ligne correspond au remplissage de la couche L

La troisième ligne correspond au remplissage de la couche M

Avec cette classification, **les éléments d'une même colonne** ont même nombre d'électrons externes et présentent donc des propriétés chimiques voisines : On dit qu'ils **forment une famille**.

Les éléments de la colonne 1 constituent la famille des **métaux alcalins** : **Li, Na, K,...** ils ont 1 électron sur leur couche externe et ont donc tendance à le perdre pour satisfaire les règles de stabilité : d'où l'existence des ions Li<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, ...

Les éléments de la colonne 2 constituent la famille des **alcalino-terreux** : **Be, Mg, Ca,...** ils ont 2 électrons sur leur couche externe et ont donc tendance à les perdre pour satisfaire les règles de stabilité : d'où l'existence des ions Be<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, ...

Les éléments de la colonne 6 constituent la famille de **l'oxygène** : **O, S**, ils ont 6 électrons sur leur couche externe et ont donc tendance à en gagner 2 pour donner des ions O<sup>2-</sup>, S<sup>2-</sup>, ... ou bien à former 2 liaisons covalentes pour satisfaire les règles de stabilité.

Les éléments de la colonne 7 constituent la famille des **halogènes** : **F, Cl, Br, I,...** ils ont 7 électrons sur leur couche externe et ont donc tendance à en gagner 1 pour donner des ions F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>... ou bien à former 1 liaisons covalente pour satisfaire les règles de stabilité.

Les éléments de la colonne 8 constituent la famille des **gaz rares** : **He, Ne, Ar, Kr**, ils ont 8 électrons sur leur couche externe et sont donc stables donc inertes chimiquement

**Utilisation de la classification** : Grâce à l'emplacement d'un élément, on peut en déduire ses propriétés chimiques, la formule de ses ions monoatomiques et le nombre de liaisons covalentes qu'il forme.

#### Exemple

## La mole : unité de quantité de matière

Observons des copeaux de cuivre, nous les voyons à l'œil nu. Si nous les mettons sur une balance, la balance nous indique qu'ils ont une masse de quelques grammes. **A notre échelle**, nous avons une **vision macroscopique** de ces copeaux. On peut aujourd'hui observer un morceau de cuivre à l'**échelle des atomes** qui le constituent, nous en avons alors une **vision microscopique**.

La masse d'un atome peut être mesurée avec précision, on sait par exemple qu'un atome de carbone possède une masse de  $1.992 \cdot 10^{-23}$  g.

Un atome de fer possède une masse de  $9.35 \cdot 10^{-23}$  g.

Calculons le nombre d'atomes contenu dans un échantillon de matière.

D'une manière générale la masse  $m$  d'un échantillon de matière est reliée au nombre  $N$  d'atomes qui le constituent par la relation :  $m = N \cdot m_{\text{atome}}$  où  $m_{\text{atome}}$  est la masse d'un atome.

Le nombre d'atomes contenu dans 1,0 g de fer vaut donc  $N = \frac{m}{m_{\text{fer}}} = \frac{1.0}{9.35 \cdot 10^{-23}} = 10^{22}$

$10^{22}$  atomes de fer dans un gramme de fer: ce nombre est :

## fan tas ti que ment grand !!!

c'est plus que le nombre de litres d'eau dans l'océan mondial !!!

Pour éviter d'utiliser des nombres aussi importants, le chimiste a décidé de compter la matière par paquet qu'il appelle mole.

La mole est une unité de quantité de matière et a pour symbole : **mol**

**Ainsi une mole est un paquet de  $N_A = 6.02 \cdot 10^{23}$  objets.**

Pourquoi un nombre aussi précis ?

Ce nombre correspond en fait au nombre d'atomes contenus dans 12.0 g de carbone 12 (isotope  $^{12}_6\text{C}$ ) :

En effet :  $N_A = \frac{m}{m_{\text{carbone}}} = \frac{12.0}{1.992 \cdot 10^{-23}} = 6.02 \cdot 10^{23}$

Ce nombre est appelé **constante d'Avogadro** et s'exprime en **mol<sup>-1</sup>**

C'est une constante car il y aura toujours le même nombre d'objets dans une mole d'objets.

S'agit-il de n'importe quels objets ?

Si on envisage une mole de grains de riz on parle de  $6.02 \cdot 10^{23}$  grains de riz et sachant qu'un grain de riz a une masse de  $5 \cdot 10^{-2}$  g, une mole de grains de riz représente  $6.02 \cdot 10^{23} \times 5 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 3 \cdot 10^{19} \text{ kg}$  c'est à dire 30 milliards de milliards de kg.

On conçoit donc que la mole est une quantité de matière inadaptée aux objets courants ; elle est par contre adaptée aux **entités microscopiques** que sont les atomes, ions, molécules, électrons, protons, etc.

### Exemple

Nous avons vu que dans 1g de fer il y avait  $10^{22}$  atomes. Quelle quantité de matière cela représente-t-il ?

On sait qu'il faut  $6.02 \cdot 10^{23}$  atomes pour avoir une mole d'atomes donc 1.0g de fer représente :

$$- = \dots \text{ mol}$$

D'une manière générale la relation entre le nombre  $N$  d'entités élémentaires et la quantité de matière  $n$  s'écrit :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$n$  s'exprime en mol

$N_A$  s'exprime en mol<sup>-1</sup>

$N$  n'a pas d'unités c'est un nombre d'entités.

## Masses molaires

La masse molaire d'une espèce chimique est la masse d'une mole de cette espèce chimique.

On la note  $M$  et **son unité est le g.mol<sup>-1</sup>**.

Ainsi on parlera de masse molaire atomique : masse d'une mole d'atomes à l'état naturel,

De masse molaire moléculaire : masse d'une mole de molécules.

Les masses molaires atomiques sont données dans la classification périodique des éléments.

### Exemples

La masse molaire atomique du chlore est  $35.5 \text{ g.mol}^{-1}$



La masse molaire atomique de l'hydrogène est  $1.0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Remarque :** Le chlore naturel étant constitué d'isotopes, essentiellement l'isotope  $^{35}\text{Cl}$  (75.77 % en nombre d'atomes) et l'isotope  $^{37}\text{Cl}$  (24.23 % en nombre d'atomes)

La masse molaire atomique du chlore est la masse d'une mole d'atomes de chlore naturel c'est à dire contenant ces isotopes dans les proportions naturelles.

**Calcul de la masse molaire du chlore naturel :**

On sait grâce à des mesures précises qu'un atome de  $^{35}\text{Cl}$  a une masse de  $5.807 \cdot 10^{-23} \text{ g}$  et qu'un atome de  $^{37}\text{Cl}$  a une masse de  $6.138 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ .

Dans une mole d'atomes de chlore naturel, c'est à dire sur  $6.02 \cdot 10^{23}$  atomes, on trouve 75.77 % d'isotope 35 et 25.23% d'isotope 37 ; c'est à dire respectivement :  $6.02 \cdot 10^{23} \times 0.7577 = \dots\dots$  atomes de chlore 35

Et  $6.02 \cdot 10^{23} \times 0.2423 = \dots\dots\dots$  atomes de chlore 37

Comme chaque atome de chlore 35 a une masse de  $5.807 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ , la masse totale des atomes de chlore 35 dans une mole vaut :  $\dots\dots \times \dots\dots = \dots\dots\text{g}$

De même, comme chaque atome de chlore 37 a une masse de  $6.138 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ , la masse totale des atomes de chlore 37 dans une mole vaut :  $\dots\dots \times \dots\dots = \dots\dots\text{g}$

La masse molaire atomique du chlore naturel s'obtient en sommant les contributions précédentes :

$M = \dots\dots + \dots\dots = \dots\dots\dots \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  avec 3 chiffres significatifs.

**Masse molaire moléculaire**

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. Elle s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes constituant la molécule.

**Exemple :** La masse molaire moléculaire de l'eau s'écrit :  $M_{\text{H}_2\text{O}} = 2M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 1.0 + 16.0 = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La masse molaire moléculaire du saccharose s'écrit :

$M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 12M_{\text{C}} + 22M_{\text{H}} + 11M_{\text{O}} = 12 \times 12.0 + 22 \times 1.00 + 16.0 = 342 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La quantité de matière **n** d'un échantillon de matière (solide ou liquide) de masse **m** est reliée à sa masse molaire **M**

par la relation :  $n = \frac{m}{M}$

n s'exprime en mol, m en g et M en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Cas des gaz**

Nous avons vu en TP que pour des solides ou des liquides différents, la même quantité de matière, ne présentait en général ni le même volume ni la même masse.

Les gaz ont un comportement particulier : ils cherchent à occuper tout le volume qui leur est offert ; à température et pression données, **le volume occupé par une mole de gaz est le même pour tous les gaz** quelle que soit leur nature.

C'est la **loi d'Avogadro-Ampère**. Ce volume noté  $V_m$  est appelé volume molaire et s'exprime en  $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$

A  $20^\circ\text{C}$  et sous une pression de 1013 mbar (pression atmosphérique normale), le volume molaire des gaz

Vaut  $V_m = 24.0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

La quantité de matière **n** d'un volume **V** d'un gaz est reliée à son volume molaire  **$V_m$**  par la relation :  $n = \frac{V}{V_m}$

n s'exprime en mol, V en L et  $V_m$  en  $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$

## Les solutions

Une solution est obtenue par **dissolution** d'une espèce chimique appelée **soluté** dans un **solvant**.

Lorsque le solvant est l'eau, on parle de solution aqueuse.

Suivant la quantité de matière dissoute dans un volume donné, la solution est plus ou moins concentrée.

**La concentration molaire C** d'une espèce chimique en solution est égale au rapport de la quantité de matière **n** de cette espèce dans la solution au volume **V** de la solution.

$$C = \frac{n}{V}$$

n s'exprime en mol, V en L et C en mol.L<sup>-1</sup>

### Dilution

Lorsqu'on prélève un volume V d'une solution de concentration C (appelée **solution mère**), la quantité de matière prélevée vaut :  $n = C.V$

si on ajoute alors un volume V<sub>1</sub> d'eau, on dit qu'on procède alors à une **dilution**.

La quantité de matière n'a pas varié mais le volume total de la solution est maintenant  $V' = V + V_1$ .

La nouvelle concentration vaut donc :  $C' = \frac{CV}{V'}$

On a donc  $CV = C'V'$

Si on connaît le volume V' de la solution diluée et sa concentration C', on peut déduire de cette relation le volume V à prélever.

**Exemple** On dispose d'un litre d'une solution 10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup> de sulfate de cuivre, on désire obtenir 100mL d'une solution 5. 10<sup>-4</sup> mol. L<sup>-1</sup>.

Ici  $C = \dots\dots\dots$  mol.L<sup>-1</sup>,  $C' = \dots\dots\dots$  mol.L<sup>-1</sup>,  $V' = \dots\dots\dots$  mL

Le volume de solution mère à prélever vaut donc :  $V = \frac{C'V'}{C} = \dots\dots\dots$  mL

Il suffit ensuite de compléter avec  $\dots\dots\dots$  mL d'eau distillée jusqu'à obtenir le volume désiré 100mL.

## La réaction chimique

### 1) Etude expérimentale

Nous avons vu en TP que lorsqu'on mettais en contact de l'hydrogénocarbonate de sodium  $\text{NaHCO}_3$ , poudre blanche finement broyée, avec de l'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ , il se produisait un dégagement gazeux.

#### Interprétation :

Il y a eu formation d'une nouvelle espèce chimique, gazeuse : le dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$ .

### 2) Notion de transformation chimique

Dans l'expérience précédente, nous avons au départ de l'hydrogénocarbonate de sodium et de l'acide éthanoïque : ce sont les **réactifs**, nous avons obtenu du dioxyde de carbone et autre chose car vous savez que les éléments se conservent, en fait on obtient de l'eau et de l'éthanoate de sodium : ce sont les **produits** de la réaction.

Nous sommes passés de réactifs à produits, nous dirons qu'il y a eu **transformation chimique**.

Il y a transformation chimique chaque fois qu'une nouvelle espèce chimique se forme ou qu'une espèce chimique disparaît.

L'ensemble des espèces chimiques avec leurs caractéristiques mises en jeu au cours de la transformation s'appelle le **système chimique**.

### 3) Système chimique

#### Définitions

Le système chimique sera caractérisé par la nature des espèces chimiques qui le constituent et par des caractéristiques physiques comme la température et la pression.

On définira l'**état initial (EI)** du système : état du système avant la transformation chimique et son **état final (EF)** : état du système après la transformation chimique.

La transformation chimique est le passage de l'un à l'autre :

Etat initial	Transformation chimique	Etat final
Hydrogénocarbonate de sodium : solide Acide éthanoïque : solution Température : $25^\circ\text{C} = 298.15 \text{ K}$ Pression 1013 mbar (pression atmosphérique normale)	$\longrightarrow$	Dioxyde de carbone : gazeux éthanoate de sodium : solution Eau Pression 1190 mbar Température : $25^\circ\text{C} = 298.15 \text{ K}$

### 4) La réaction chimique et son équation chimique

#### a) Représentation symbolique de la réaction chimique

La réaction chimique sera représentée symboliquement par une équation de réaction. On écrira dans le membre de gauche les réactifs et dans le membre de droite les produits.

Réactifs et produits sont écrits avec leurs symboles chimiques. Entre les deux, une flèche pour indiquer le sens de l'évolution du système chimique.

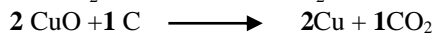
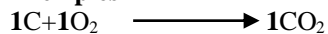
**Exemple** :  $\text{NaHCO}_3 + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{ONa} + \text{H}_2\text{O}$

#### b) Lois de conservation: nombres stoechiométriques

Au cours de la réaction nous savons que les éléments chimiques se conservent, ceci doit donc se traduire par des nombres identiques de chacun des éléments à gauche et à droite de la flèche (1<sup>ère</sup> loi de conservation)

Les nombres permettant d'arriver à ce résultat s'appellent les nombres stoechiométriques, ils sont à placer devant les formules chimiques des réactifs et des produits ; lorsqu'ils sont tous placés, on dira que la stoechiométrie de chaque élément est ajustée.

#### Exemples



Remarque: si l'équation chimique fait apparaître des charges électriques (ions, électrons), il faut qu'il y en ait le même nombre à gauche et à droite de la flèche (2<sup>ème</sup> loi de conservation).

#### c) Signification microscopique et macroscopique de l'équation chimique

A l'échelle microscopique, elle aura une signification en terme d'atomes et de molécules.

**Exemple** : Dans l'équation précédente on dira : 1 atome de carbone réagit avec 1 molécule de dioxygène pour donner 1 molécule de dioxyde de carbone.

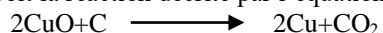
A l'échelle macroscopique elle signifie : 1 mol de carbone réagit avec 1 mol de dioxygène pour donner 1 mol de dioxyde de carbone.

Grâce à cette signification macroscopique, nous sommes en mesure de déterminer des quantités de réactif ou de produits.

## Notion d'avancement d'une réaction

### Exemple

Soit la réaction décrite par l'équation chimique :



Au cours de la réaction, les réactifs disparaissent et les produits apparaissent. Chaque fois qu'il disparaît 1 mol de carbone, il disparaît **en même temps** 2 mol d'oxyde de cuivre et il apparaît 2 mol de cuivre et 1 mol de dioxyde de carbone.

Ainsi lorsque x mol de carbone auront disparu, elle auront nécessairement consommé 2x mol d'oxyde de cuivre et dans le même temps 2x mol de cuivre sont apparu ainsi que x mol de dioxyde de carbone.

La grandeur x s'appelle **l'avancement de la réaction** ; c'est une quantité de matière.

Au cours du temps, les quantités de matière des réactifs diminuent et les quantités de matière des produits augmentent.

**Autrement dit x augmente.** La réaction s'arrête lorsque l'un des réactif a complètement disparu empêchant ainsi la réaction de se poursuivre, on l'appelle pour cette raison le **réactif limitant** (l'autre réactif est appelé pour la même raison **réactif en excès**). x ne peut alors plus augmenter, il atteint donc sa valeur maximale notée  $x_{\max}$  : c'est l'état final.

Quel est le réactif qui disparaît en premier ?

La quantité de matière d'oxyde de cuivre vaut :  $n_{\text{CuO}} = 1 - 2x$ , elle s'annule lorsque  $1 - 2x = 0$  c'est à dire lorsque  $1 = 2x$   
Ou encore  $x = 0.5$  mol.

La quantité de matière de carbone vaut :  $n_{\text{C}} = 2 - x$ , elle s'annule lorsque  $2 - x = 0$  c'est à dire lorsque  $x = 2$  mol

L'avancement x augmente au cours du temps ; dès qu'il atteint la valeur  $x = 0.5$  mol, la quantité de matière d'oxyde de cuivre s'annule, l'oxyde de cuivre est donc le réactif qui disparaît en premier : c'est le réactif limitant.

La réaction ne peut plus se poursuivre : c'est l'état final, l'avancement atteint sa valeur maximale  $x_{\max} = 0.5$  mol

Equation chimique	2CuO	+	C	→	2Cu	+	CO <sub>2</sub>
<b>Etat initial:</b> Quantité de matière (mol)	1		2		0		0
<b>Etat intermédiaire:</b> Quantité de matière (mol)	1-2x		2-x		2x		x
<b>Etat final:</b> Quantité de matière (mol)	$1 - 2x_{\max} = 1 - 2 \cdot (0.5) = 0$		$2 - x_{\max} = 2 - 0.5 = 1.5$		$2x_{\max} = 2 \cdot (0.5) = 1$		$x_{\max} = 1$

Les quantités de matière initiales des réactifs sont choisies par l'expérimentateur.

### Exercice.

remplir le tableau descriptif suivant :

Equation chimique	2CuO	+	C	→	2Cu	+	CO <sub>2</sub>
<b>Etat initial:</b> Quantité de matière (mol)	6		3		0		0
<b>Etat intermédiaire:</b> Quantité de matière (mol)							
<b>Etat final:</b> Quantité de matière (mol)							