

# Constitution de la matière

Jean-Michel Hautbois

6 février 2006

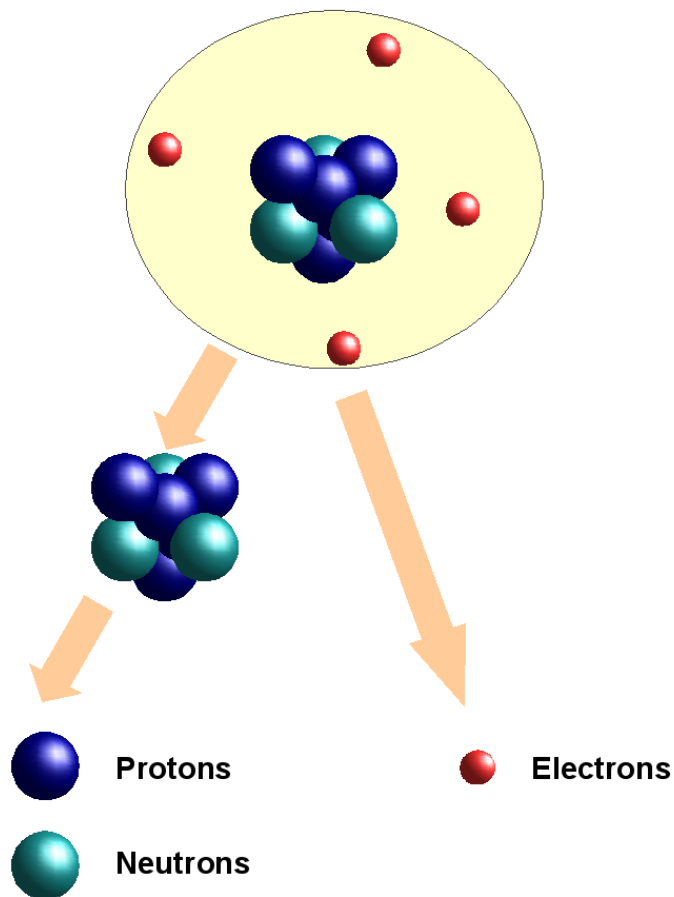
## Table des matières

<b>1</b>	<b>Le modèle de l'atome</b>	<b>3</b>
1.1	La structure de l'atome . . . . .	3
1.2	La composition de l'atome . . . . .	4
<b>2</b>	<b>Les éléments chimiques</b>	<b>4</b>
2.1	Les isotopes . . . . .	4
2.2	Les ions . . . . .	5
2.2.1	Les ions monoatomiques . . . . .	5
2.2.2	Les composés ioniques . . . . .	5
<b>3</b>	<b>Les règles du duet et de l'octet</b>	<b>5</b>
<b>4</b>	<b>Les molécules</b>	<b>6</b>
4.1	Modèle de Lewis . . . . .	6
4.2	Les isomères . . . . .	7
4.3	La géométrie des molécules . . . . .	8
<b>5</b>	<b>La classification périodique des éléments</b>	<b>8</b>
<b>6</b>	<b>La réaction chimique</b>	<b>9</b>
6.1	La quantité de matière . . . . .	9
6.2	Transformation chimique . . . . .	10
<b>7</b>	<b>Les solutions</b>	<b>11</b>
<b>8</b>	<b>Références</b>	<b>11</b>
<b>9</b>	<b>Annexe : Tableau périodique des éléments</b>	<b>12</b>

# 1 Le modèle de l'atome

## 1.1 La structure de l'atome

Un atome est constitué d'un **noyau** sphérique central autour duquel tournent des **électrons**. Le noyau est constitué de particules nommées **nucléons** et qui sont de deux types : les **protons** et les **neutrons**. Le nombre de protons et d'électrons est toujours le même dans un atome. Ceci rend l'atome **électriquement neutre**.



Le neutron est, et son nom permet de le retenir facilement, électriquement neutre. Cela signifie qu'il n'a pas de charge électrique, contrairement aux

protons ou aux électrons. La charge **élémentaire** est notée  $e$  et a pour valeur  $1,6 \cdot 10^{-19}C$ . Le C signifie **Coulomb**. Le proton a une charge  $+e$  alors que l'électron a une charge  $-e$ . Chacune de ces particules a une masse. Celle du proton et celle du neutron sont presque identiques, et sont environ 2000 fois plus grandes que celle de l'électron.

## 1.2 La composition de l'atome

Le **numéro atomique** est le nombre de protons contenus dans le noyau. Il est noté  $Z$  et est aussi appelé nombre de charge. Le nombre de nucléons (protons+neutrons) est noté  $A$ . Le nombre de neutrons d'un atome est donc égal à  $A - Z$ .

### Exemple :

Un atome de sodium a pour numéro atomique  $Z=11$  et son nombre de nucléons est  $A=23$ . Le noyau est donc constitué de 11 protons et  $A - Z = 23 - 11 = 12$  neutrons.

Pour représenter un atome, on utilise son symbole chimique, X dans le cas général, et on note :  ${}^A_ZX$

Le nombre d'électrons est, rappelons-le, le même que le nombre de protons dans un atome électriquement neutre, c'est à dire  $Z$ .

## 2 Les éléments chimiques

### 2.1 Les isotopes

**Définition :** Deux atomes, ayant le même numéro atomique  $Z$ , mais des nombres de nucléons  $A$  différents sont appelés **isotopes**.

L'exemple le plus connu est le carbone 14. En effet, il est utilisé dans le processus de datation du même nom. Cette technique permet de dater des matières organiques de quelques centaines à 50000 ans environ. Le carbone 14, noté  ${}^{14}_6C$  est un isotope du carbone le plus répandu, dit carbone 12, noté  ${}^{12}_6C$ . Le principe de la datation est simple, il est en effet fondé sur la *demi-vie* de l'atome. Celle-ci représente le temps au bout duquel l'atome perd la moitié de son activité. Le carbone 14 a une demi-vie de 5730 ans, il perd donc la moitié de son activité au bout de 5730 ans, puis encore la moitié de l'activité restante 5730 ans plus tard, etc. Connaissant son activité initiale, et en mesurant son activité sur la matière organique à dater, on peut connaître son âge.

## 2.2 Les ions

### 2.2.1 Les ions monoatomiques

Un ion monoatomique est formé par un atome qui a perdu (ou gagné) un ou plusieurs électrons. L'ion  $\text{Cu}^{2+}$  est un atome de cuivre qui a perdu deux électrons. L'ion  $\text{Cl}^-$  est un atome de chlore qui a gagné un électron. Les gains (ou pertes) d'électron sont régis par les règles du duet et de l'octet, qui sont rappelées au chapitre 3.

Dans un ion, le nombre de protons est différent du nombre d'électrons. Un ion possède donc une **charge électrique** indiquée en haut, à droite du symbole. Un ion positif (qui a gagné des électrons) est un **cation** et un ion négatif (qui a perdu des électrons) un **anion**. Afin de calculer la valeur de cette charge, il suffit de regarder l'indication sur l'ion. S'il a perdu 2 électrons, il a une charge  $^{2+}$  qui a pour valeur  $2 \cdot e = 2 * 1,6 \cdot 10^{-19} = 3,2 \cdot 10^{-19} C$ .

### 2.2.2 Les composés ioniques

Un composé ionique est constitué d'ions positifs et négatifs, et est électriquement neutre, car il y a autant de charges positives que de charges négatives. Par exemple, l'oxyde de cuivre II,  $\text{CuO}$  est formé d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  et d'ions  $\text{O}^{2-}$ . L'oxyde de cuivre I,  $\text{Cu}_2\text{O}$  est constitué de deux ions  $\text{Cu}^+$  et un ion  $\text{O}^{2-}$ . Il y a donc autant de charges positives ( $2*1$ ) que de charges négatives ( $1*2$ ).

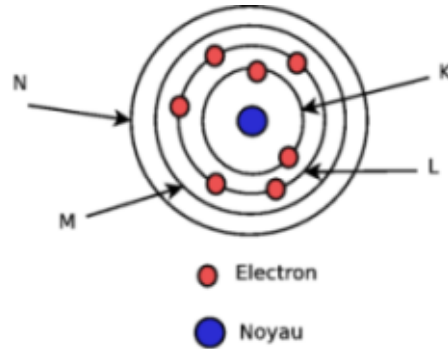
## 3 Les règles du duet et de l'octet

Un atome, en dehors du noyau est composé de couches électroniques qui contiennent chacune un nombre donné d'électrons. Les couches électroniques sont symbolisées par des lettres. Successivement, en partant de la plus proche du noyau :

- la première couche est la couche K,
- ensuite vient la couche L,
- puis la couche M,
- et enfin la couche N.

La couche K (commune à tous les éléments chimiques) possède jusqu'à deux électrons. La couche L possède jusqu'à huit électrons et la couche M jusqu'à 18. Le nombre de couches d'un atome dépend donc du nombre d'électrons de cet atome. Ainsi, un atome d'hydrogène, qui possède un seul électron, n'a que la couche K qui est partiellement remplie. Pour un atome d'hélium, qui a deux électrons, ceux-ci sont répartis dans la couche K qui est entièrement remplie. On dit alors qu'elle est **saturée**. Par conséquent, l'atome de lithium, qui a trois électrons, a une couche K remplie, et une couche L qui contient le troisième électron. Ce modèle est un peu plus complet que le modèle

de Rutherford, qui dit simplement que les électrons tournent autour du noyau. L'idée de la présence de couches électroniques, correspondant à des niveaux d'énergie, vient du danois Niels Bohr. C'est encore aujourd'hui le modèle utilisé pour la représentation des atomes. La figure suivante montre un atome avec deux atomes sur sa couche K (qui est donc pleine) et 5 atomes sur sa couche L. Je n'en ai pas mis plus pour ne pas surcharger le schéma.



Donner la structure électronique est simplement donner le nombre d'électrons sur chaque couche. Par exemple, le sodium a un numéro atomique  $Z=11$ . Il possède donc 11 électrons, à placer sur les couches. Il a la structure  $(K)^2(L)^8(M)^1$  car  $2+8+1=11$ . Certains éléments, les gaz nobles, sont très stables, ce qui signifie qu'ils ne participent que rarement à des réactions chimiques. Ils restent sous forme atomique. Tous les autres éléments sont instables (plus ou moins) et ils cherchent à adopter la structure électronique du gaz noble le plus proche.

**Règle du duet :** Les éléments de numéro atomique proche de celui de l'hélium adoptent sa structure électronique :  $(K)^2$ . Ils ont alors deux électrons (un duet) sur leur couche externe.

**Règle de l'octet :** Les autres éléments, de numéros atomiques inférieurs à 18, adoptent la structure électronique du néon ou de l'argon. Ils portent donc 8 électrons (un octet) sur leur couche externe.

## 4 Les molécules

### 4.1 Modèle de Lewis

Une molécule est une association d'atomes électriquement neutre. Dans une molécule, les atomes se relient par leurs électrons. Chaque atome de la molécule s'entoure des électrons requis pour respecter la règle de l'octet (ou du duet pour l'hydrogène).

Lorsque deux atomes mettent en commun deux électrons, ils se lient et cette liaison est appelée **liaison covalente**. Le nombre de liaisons formées

par un atome est égal au nombre d'électrons qu'il doit gagner pour obéir à la règle de l'octet. Lorsqu'une liaison covalente existe entre deux atomes, on représente les atomes par leur symbole et on les lie par un tiret. La molécule d'hydrogène est constituée de deux atomes d'hydrogène. Chacun doit gagner un électron, il y a donc une liaison covalente entre les deux atomes :



Lorsqu'il y a, entre deux atomes, plus d'une liaison covalente, on parle de liaison double (deux liaisons) ou triple (trois liaisons). On représente les atomes avec, entre eux, deux ou trois barres.  $O = O$  pour deux atomes d'oxygène qui ont chacun deux électrons à mettre en commun.

$N \equiv N$  pour deux atomes d'azote qui ont chacun trois électrons à mettre en commun.

**Formules** Une molécule peut être représentée de trois façons :

- Par sa formule brute. La molécule  $H_2O$  en est un exemple
- Par sa forme développée où toutes les liaisons apparaissent.



- Par sa forme semi-développée, où les liaisons concernant les atomes d'hydrogène ne sont pas représentées. Par exemple, le butane,  $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$ . Un bon exercice peut être de retrouver la formule développée du butane, à partir de sa forme semi-développée.

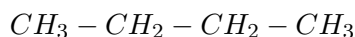
Il faut noter que la molécule  $H_2O$  représentée dans sa forme développée a des barres au-dessus et en-dessous de l'atome d'oxygène. Ceci provient du modèle de Lewis. En effet, il y a des doublets liants et non liants. Le premier est celui qui lie deux électrons de deux atomes différents, le second représente deux électrons de la couche externe de l'atome qui n'interviendront pas dans les liaisons covalentes.

## 4.2 Les isomères

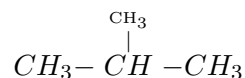
Si l'on écrit les formes développées (ou semi-développées) des molécules, on s'aperçoit que, en respectant la règle du duet ou de l'octet, il existe plusieurs solutions. Si deux molécules ont la même formule brute, mais des formes développées différentes, on dit que ce sont des **isomères de constitution**.

Le butane et le méthylpropane sont un exemple de deux isomères de formule brute  $C_4H_{10}$ .

Butane :

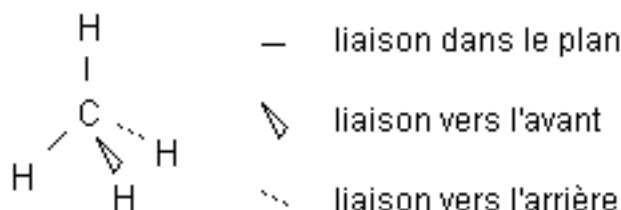


Méthylpropane :

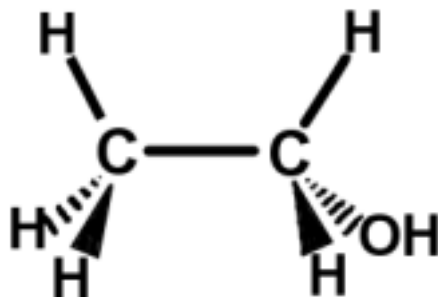


### 4.3 La géométrie des molécules

La répartition dans l'espace d'une molécule peut être connue. Il existe des modèles moléculaires plus ou moins complexes qui permettent de construire des images en trois dimensions des molécules. Pour pouvoir respecter cette géométrie sur une feuille, les chimistes utilisent le plus souvent la représentation de **Cram**.



Les doublets non liants ne sont pas représentés. Par exemple, la molécule d'éthanol  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$  se représente :



## 5 La classification périodique des éléments

Ce tableau a été élaboré par Mendeleïev. Il a depuis été un peu modifié, ne serait-ce que par les connaissances acquises depuis (il a proposé sa classification en 1869). Aujourd'hui, 112 éléments sont connus avec certitude, et ils sont rangés par numéros atomiques  $Z$  croissants. Il y a 7 lignes, appelées périodes, et 18 colonnes (numérotées en chiffres romains). Deux catégories sont distinguées : les métaux et les non-métaux. La première ligne correspond au remplissage de la couche K (2 éléments), la seconde au remplissage de la couche L (8 éléments), etc. Si l'on excepte la dernière colonne, les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe.



**Les familles d'éléments** Les éléments d'une même famille (qui ont des propriétés chimiques voisines) sont placés dans la même colonne.

- La famille des alcalins contient tous les éléments de la première colonne, sauf l'hydrogène. On retrouve certains de ces éléments dans les piles (dites alcalines).
- Les éléments de la XVII<sup>ème</sup> colonne appartiennent tous à la famille des halogènes.
- Les éléments de la dernière colonne appartiennent tous à la famille des gaz nobles.

## 6 La réaction chimique

Un système chimique est décrit par son état. Celui-ci permet de préciser :

- La nature et la quantité de matière des espèces présentes,
- L'état physique du système :
  - solide (s),
  - liquide (l),
  - gazeux (g)

Si une espèce est présente en solution, on l'appellera soluté et, en solution aqueuse on notera (aq),

- La température du système notée T,
- La pression du système notée P.

### 6.1 La quantité de matière

Différente de la masse (exprimée en kilogrammes), la quantité de matière permet de compter les éléments et s'exprime en **mole**. En utilisant une constante nommée constante d'Avogadro (ou nombre d'Avogadro), notée  $N_A$ , il est possible de calculer la quantité de matière d'un système :

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

Où  $n$  est le nombre de moles,  $N$  le nombre d'atomes et  $N_A$  la constante d'Avogadro de valeur  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ . Cette constante représente, historiquement, le nombre de molécules dans 12g de carbone 12. Autrement dit, 12g de carbone 12 contiennent  $N_A$  molécules, soit environ  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécules.

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Notée  $M$  elle s'exprime en  $g \cdot mol^{-1}$ . Il est très facile de la connaître, car c'est le nombre de nucléons ( $A$ ) qui la détermine. Par définition 1mole de carbone, qui a 12 nucléons ( $A=12$ ), pèse 12g. Sa masse molaire est donc de  $12g \cdot mol^{-1}$ .

La masse molaire d'une molécule est égale à la somme des masses molaires de chacun des atomes qui la composent. La molécule  $H_2O$  par exemple, a une masse molaire moléculaire  $M(H_2O) = 2 * M(H) + 1 * M(O) = 2 * 1 + 1 * 16 = 18g \cdot mol^{-1}$ .

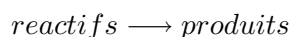
Tout ceci permet alors de trouver, juste en le pesant, la quantité de matière d'un échantillon :

$$n = \frac{m}{M}$$

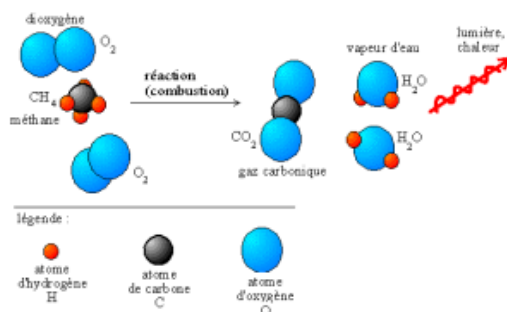
où  $n$  est la quantité de matière en  $mol$ ,  $m$  est la masse de l'échantillon en  $g$  et  $M$  la masse molaire de l'échantillon en  $g \cdot mol^{-1}$ .

## 6.2 Transformation chimique

Lorsqu'un système évolue d'un état initial (noté E.I.) vers un état final (noté E.F.), on dit qu'il y a une **transformation chimique**. Les produits présents à l'E.I. sont les **réactifs** et ceux **formés** au cours de la réaction sont appelés **produits**. Une réaction est notée sous la forme d'une équation :

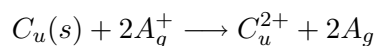


La figure suivante présente la combustion du méthane (principal composant du gaz naturel) :



Au cours d'une transformation chimique, il y a **conservation des éléments** et **conservation de la charge électrique**. Les nombres utilisés dans une équation chimique pour indiquer les proportions suivant lesquelles les réactifs sont consommés et les produits sont formés sont appelés **nombres stœchiométriques**.

**Exemple** Soient deux réactifs :  $C_u(s)$  et  $A_g^+(aq)$ , et deux produits :  $C_u^{2+}(aq)$  et  $A_g(s)$ . La loi de conservation de la charge dit qu'il faut 2 moles d' $A_g^+$  pour obtenir une mole de  $C_u^{2+}$ . Par conséquent, la conservation des éléments impose qu'il y ait aussi deux moles d' $A_g(s)$ . On construit donc l'équation :



L'équation est dite **équilibrée**.

## 7 Les solutions

Une solution est obtenue par dissolution d'une espèce chimique (le soluté) dans un solvant. Le soluté peut être liquide, solide ou gazeux et est en petite quantité par rapport au solvant.

La concentration molaire d'une solution, notée  $C$  est le rapport entre la quantité de matière  $n$  de soluté et le volume de la solution  $V$ .

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

$n$  en  $mol$ ,  $V$  en  $L$  et  $C$  en  $mol \cdot L^{-1}$ . La concentration d'une espèce chimique  $X$  est notée  $[X]$ .

Si l'on dilue une solution (nommée solution mère) de concentration  $C$  et de volume  $V$ , la solution obtenue (appelée solution fille) aura une concentration différente  $C'$  et un volume différent  $V'$ . Celui-ci sera plus grand que le volume  $V$  (on ajoute un solvant) et la concentration  $C'$  sera plus faible que celle de la solution mère, car il y a conservation de la quantité de matière. On peut écrire la relation :

$$C \cdot V = C' \cdot V'$$

Cette relation est importante, car elle permet, à partir d'une solution de concentration connue, d'obtenir une solution de concentration plus faible. La photo suivante montre la dilution d'un jus de grenadine, la concentration de grenadine diminue quand on va vers la droite, ce qui se traduit par une couleur de plus en plus pâle.



## 8 Références

- Wikipédia, l'encyclopédie libre et gratuite  
<http://fr.wikipedia.org/wiki/Portail:Chimie>
- Physique-Chimie 2<sup>nde</sup> Ed. Belin

## 9 Annexe : Tableau périodique des éléments

Groupe →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
↓ Période																			
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	* La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	** Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo	
			* Lanthanides	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
			** Actinides	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	
				Métaux alcalins	Métaux alcalino-terreux	Lanthanide	Actinides	Métaux de transition											
				Métaux pauvres	Métalloïdes	Non-métaux	Halogènes	Gaz rares											

### Dans des conditions normales de pression et de température :

- Les éléments dont le numéro atomique est **rouge** sont gazeux ;
- Les éléments dont le numéro atomique est **bleu** sont liquides ;
- Les éléments dont le numéro atomique est **noir** sont solides.

### Dans la nature :

- Les éléments avec une bordure continue noire peuvent être trouvés naturellement sur Terre, sous la forme d'un ou plusieurs isotopes stables.
- Les éléments avec une bordure en tirets épais noirs apparaissent naturellement lors de la désintégration d'autres éléments chimiques, mais n'ont pas d'isotopes plus anciens que la Terre.
- Les éléments avec une bordure en pointillés fins bleus sont artificiels (éléments synthétiques).
- Les éléments sans bordure n'ont pas encore été découverts.