



1. Quantités chimiques

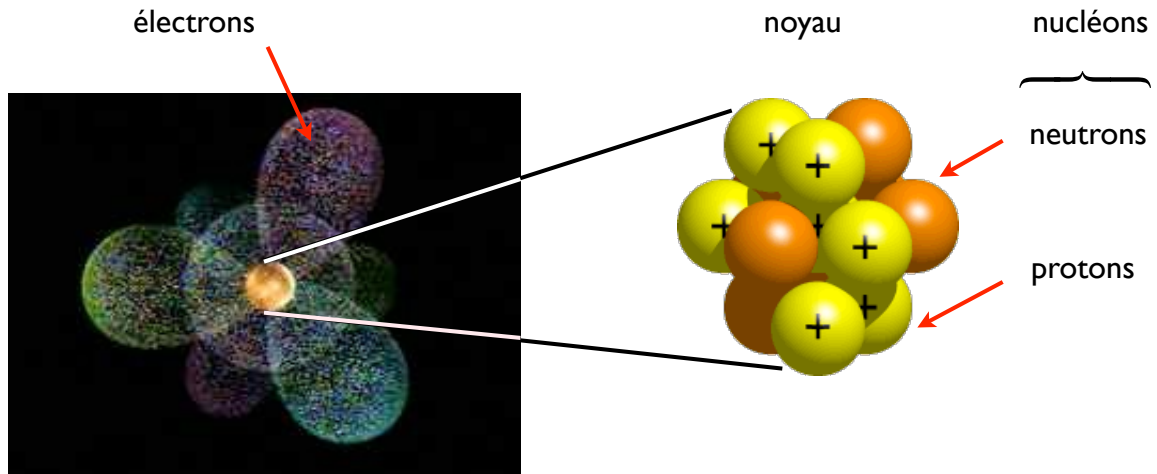
Numéro atomique

Numéro atomique Z = nombre de protons du noyau.

Comme l'atome est globalement de charge nulle, Z est aussi le nombre d'électrons.

Isotopes: Atomes de même numéro atomique différant uniquement par le nombre de neutrons du noyau.

Les propriétés chimiques des isotopes, qui dépendent des électrons, restent identiques.



15

Masse atomique

Particule	Symbole	Charge*	Masse / g
électron	e^-	-1	9.1094×10^{-28}
proton	p	+1	1.6726×10^{-24}
neutron	n	0	1.6749×10^{-24}

* charges données en multiples de la charge élémentaire du proton
 $q_e = 1.6022 \times 10^{-19}$ Coulomb.

La masse des électrons est 1837 fois plus faible que celle des nucléons
 \Rightarrow masse de l'atome $\simeq \Sigma$ masses des nucléons \simeq masse de l'atome ionisé

On définit l'**unité de masse atomique [u.m.a., ou Dalton Da]** (masse atomique relative) comme étant $1/12$ de la masse m_C d'un atome de l'isotope ^{12}C du carbone.

$$m_C = 19.9264 \times 10^{-24} \text{ g} \Rightarrow 1 \text{ u.m.a.} = 1.6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

On remarque que : $6 \times m_p + 6 \times m_n = 20.0850 \times 10^{-24} \text{ g} \Rightarrow$ défaut de masse !?

16

Nombre de masse
 = nombre de nucléons → **A**
 Numéro atomique
 = nombre de protons → **Z**

Symbole de l'élément → **E**

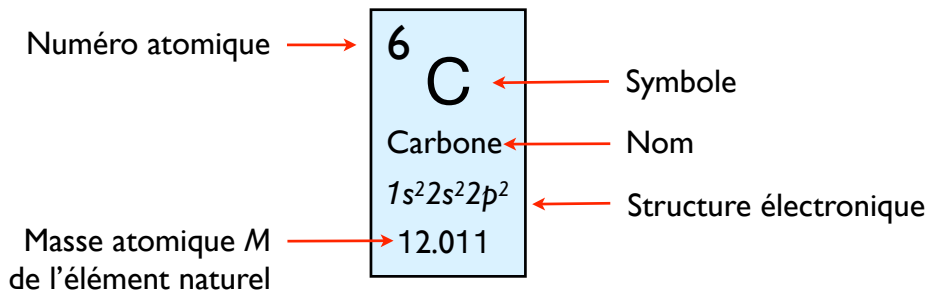
Noyau	Abondance naturelle [% atomique]	Masse [u.m.a.]
^1_1H	99,985	1.00783
^2_1H	0.015	2.0141
$^{12}_6\text{C}$	98,9	12
$^{13}_6\text{C}$	1.1	13.00335
$^{16}_8\text{O}$	99,762	15.99491
$^{17}_8\text{O}$	0,038	16.99913
$^{18}_8\text{O}$	0,2	17.99916

17

Tableau périodique des éléments

1 IA 1 Hydrogène H 1s1 1,008 2,2	2 IIA 3 Lithium Li 1s ² 2s ¹ 6,941 1,0 9,012 2,5	4 IIA 4 Béryllium Be 1s ² 2s ²	5 IIIB 11 Sodium Na (Ne) 3s ¹ 22,990 0,9 24,305 1,3	6 IIIB 12 Magnésium Mg (Ne) 3s ²	7 IIIB 19 Potassium K (Ar) 4s ¹ 39,098 0,8 40,080 1,0	8 IIIB 20 Calcium Ca (Ar) 4s ²	9 IIIB 21 Scandium Sc (Ar) 3d ¹ 4s ²	10 IIIB 22 Titane Ti (Ar) 3d ² 4s ²	11 IIIB 23 Vanadium V (Ar) 3d ³ 4s ²	12 IIIB 24 Chrome Cr (Ar) 3d ⁵ 4s ¹	13 IIIB 25 Manganèse Mn (Ar) 3d ⁵ 4s ²	14 IIIB 26 Fer Fe (Ar) 3d ⁶ 4s ²	15 IIIB 27 Cobalt Co (Ar) 3d ⁷ 4s ²	16 IIIB 28 Nickel Ni (Ar) 3d ⁸ 4s ²	17 IIIB 29 Cuivre Cu (Ar) 3d ¹⁰ 4s ¹	18 IIIB 30 Zinc Zn (Ar) 3d ¹⁰ 4s ²	19 IIIB 31 Gallium Ga (Ar) 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹	20 IIIB 32 Germanium Ge (Ar) 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	21 IIIB 33 Arsenic As (Ar) 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	22 IIIB 34 Sélénium Se (Ar) 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	23 IIIB 35 Brome Br (Ar) 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	24 IIIB 36 Krypton Kr (Ar) 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	25 IIIB 37 Rubidium Rb (Kr) 5s ¹ 85,470 0,8 87,620 1,0	26 IIIB 38 Strontium Sr (Kr) 5s ²	27 IIIB 39 Yttrium Y (Kr) 4d ¹ 5s ²	28 IIIB 40 Zirconium Zr (Kr) 4d ² 5s ²	29 IIIB 41 Niobium Nb (Kr) 4d ⁴ 5s ¹	30 IIIB 42 Molybdène Mo (Kr) 4d ⁵ 5s ¹	31 IIIB 43 Technétium Tc (Kr) 4d ⁵ 5s ²	32 IIIB 44 Ruthénium Ru (Kr) 4d ⁷ 5s ¹	33 IIIB 45 Rhodium Rh (Kr) 4d ⁸ 5s ¹	34 IIIB 46 Palladium Pd (Kr) 4d ¹⁰ 5s ⁰	35 IIIB 47 Argent Ag (Kr) 4d ¹⁰ 5s ¹	36 IIIB 48 Cadmium Cd (Kr) 4d ¹⁰ 5s ²	37 IIIB 49 Indium In (Kr) 4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	38 IIIB 50 Etain Sn (Kr) 4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	39 IIIB 51 Antimoine Sb (Kr) 4d ¹⁰ 5s ² 5p ³	40 IIIB 52 Tellure Te (Kr) 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	41 IIIB 53 Iode I (Kr) 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	42 IIIB 54 Xénon Xe (Kr) 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	43 IIIB 55 Césium Cs (Xe) 6s ¹ 132,905 0,8 137,330 0,9	44 IIIB 56 Baryum Ba (Xe) 6s ²	45 IIIB 57 Francium Fr (Rn) 7s ¹	46 IIIB 58 Radium Ra (Rn) 7s ²	47 IIIB 59 Praseodyme Pr (Xe) 4f ³ 5d ¹ 6s ²	48 IIIB 60 Néodyme Nd (Xe) 4f ⁴ 5d ⁰ 6s ²	49 IIIB 61 Prométhium Pm (Xe) 4f ⁵ 6s ²	50 IIIB 62 Samarium Sm (Xe) 4f ⁶ 6s ²	51 IIIB 63 Europium Eu (Xe) 4f ⁷ 6s ²	52 IIIB 64 Gadolinium Gd (Xe) 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	53 IIIB 65 Terbium Tb (Xe) 4f ⁹ 6s ²	54 IIIB 66 Dysprosium Dy (Xe) 4f ¹⁰ 6s ²	55 IIIB 67 Holmium Ho (Xe) 4f ¹¹ 6s ²	56 IIIB 68 Erbium Er (Xe) 4f ¹² 6s ²	57 IIIB 69 Thulium Tm (Xe) 4f ¹³ 6s ²	58 IIIB 70 Ytterbium Yb (Xe) 4f ¹⁴ 6s ²
--	--	---	--	--	--	--	---	--	---	--	---	---	--	--	---	---	--	--	--	---	--	--	---	---	--	---	---	---	--	---	---	--	---	--	---	--	--	--	--	--	---	--	--	--	--	---	--	--	--	--	---	---	--	---	--	--

18



Masse atomique de l'élément naturel = masse moyenne, exprimée en u.m.a, des isotopes de l'élément dans leur abondance naturelle.

Exemple : Le carbone se trouve dans la nature à raison de 98.90 % sous la forme isotopique ^{12}C , de masse atomique $M = 12.00000$ (par définition), et à 1.10 % sous la forme isotopique ^{13}C ($M = 13.00335$). L'abondance de l'isotope radioactif ^{14}C est négligeable ($1.2 \times 10^{-12} \%$).

La masse atomique moyenne de l'élément naturel est donc de
 $M = 12.00000 \times 0.9890 + 13.00335 \times 0.0110 = 12.01104$

19

Mole

Une **mole** d'atomes d'un élément est définie comme étant la quantité de substance contenant le même nombre d'atomes que 12 g exactement de ^{12}C pur.

Ce nombre est appelé **nombre d'Avogadro** \mathcal{N}_A . Sa valeur, déterminée expérimentalement par Perrin (pour la première fois en 1908), est $\mathcal{N}_A = 6.02204531 \times 10^{23}$.

Masse de 1 mole d'atomes $^{12}\text{C} = \mathcal{N}_A \times$ masse de 1 atome ^{12}C
 $= \mathcal{N}_A \times 12 \text{ u.m.a.} = 12 \text{ g}$.

$1 \text{ u.m.a} = 1 \text{ Da} = (1/\mathcal{N}_A) \text{ g} = (1/6.022 \times 10^{23}) \text{ g}$
 $= 1.6605 \times 10^{-24} \text{ g}$

La masse en grammes d'une mole d'atomes d'un élément est égale à la masse atomique.

Une mole d'atomes était autrefois appelée **atome-gramme**. La masse atomique M a donc pour unité des grammes par mole [$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$] (ou grammes par atome-gramme).



Amedeo Avogadro
(1776-1856)



Jean-Baptiste Perrin
(1870-1942)
Nobel 1926

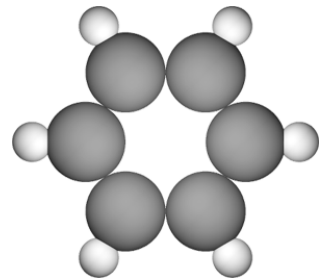
20

La formule chimique d'une molécule indique le nombre d'atomes n_i de chaque élément E_i la composant.

Une molécule contenant plusieurs atomes a évidemment pour masse la somme des masses des atomes qui la composent. On définit la **masse moléculaire (ou masse molaire)** comme étant la somme $M = \sum_i M_i(E_i) \times n_i$ de la masse atomique M_i de chaque élément E_i la composant, multipliée par le nombre n_i d'atomes de cet élément présents dans la molécule.

Une mole du composé contient \mathcal{N}_A molécules. Cette quantité de matière contient donc également $n_i \times \mathcal{N}_A$ atomes de chacun des éléments E_i .

Exemple: Le benzène, de formule C_6H_6 , a une masse molaire $M = 6 \times 12.011 + 6 \times 1.008 = 78.114$ [g·mol⁻¹].
78.114 g de benzène contiennent \mathcal{N}_A molécules.



21

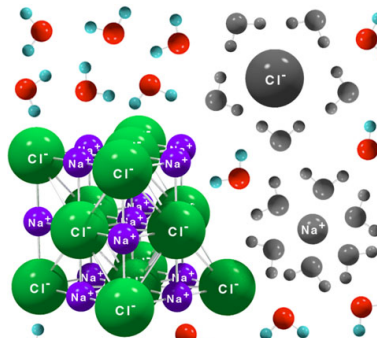
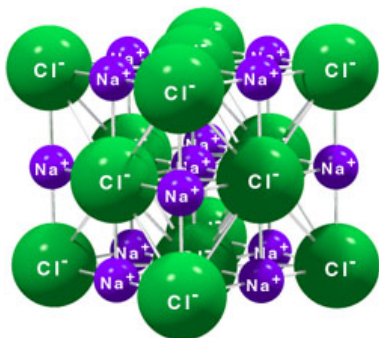
Formules brutes

Dans le cas de composés ioniques ou de certains solides, on ne peut pas donner la formule d'une molécule de composé. Il faut donc se contenter d'une formule indiquant le nombre relatif d'atomes (ou de ions) de chacun des éléments.

Si les indices n_i représentent l'ensemble le plus petit possible de nombres entiers, la formule est appelée **formule brute** ou **formule-unités**.

La masse molaire de tels composés est donc la masse d'une mole de formule brute. Une mole contiendra \mathcal{N}_A formules-unités.

Exemple: Le chlorure de sodium a pour formule brute NaCl. Il est impossible d'isoler une molécule de sel dans le solide ou en solution.



22

Concentration des solutions

Expression chimique des concentrations

1) La **molarité** (ou **concentration molaire**) d'une solution est le rapport du nombre de moles du soluté dans un volume (exprimé en litres) de solution: $c = n / V$

Attention! Le volume n'est généralement pas conservé pendant la dissolution du soluté.

L'unité de molarité est la mole par litre [**mol·L⁻¹**]. On la représente par le symbole **M** : 1 M \equiv 1 mol·L⁻¹. Certains sous-multiples comme mM (10⁻³ M) et μ M (10⁻⁶ M) sont souvent utilisés en pratique.

2) La **molalité** (ou **concentration molale**) c_m d'une solution, dont l'unité est représentée par le symbole m , est le nombre de moles de soluté par kilogramme de solvant: $c_m = n / m_{\text{solvant}}$ [mol·kg⁻¹]. La molalité (c_m [m]) ne peut pas être calculée à partir de la molarité (c [M]), à moins de connaître la masse volumique ρ de la solution.

Cette concentration a l'avantage de ne pas dépendre du volume de la solution et donc de la température et de la pression.

23

Concentration des solutions

Expression chimique des concentrations

3) La **fraction molaire** x_A [-] d'un constituant A d'une solution est le rapport du nombre de moles de ce constituant au nombre total de moles de tous les constituants de la solution : $x_A = n_A / n_{\text{total}}$.

La somme des fractions molaires de tous les constituants d'une solution est 1:

$$\sum_i x_i = \sum_i n_i / n_{\text{total}} = n_{\text{total}} / n_{\text{total}} = 1.$$

Expression physique des concentrations

Les expressions physiques des concentrations emploient la masse des substances plutôt que leurs nombres de moles.

Exemples: a) Masse de soluté par unité de volume de solution [g·L⁻¹]

b) Composition donnée en % en masse de solution : nombre de grammes de soluté pour 100 g de solution

c) Composition donnée en % en masse de solvant : nombre de grammes de soluté pour 100 g de solvant

24