



1. Quantités chimiques

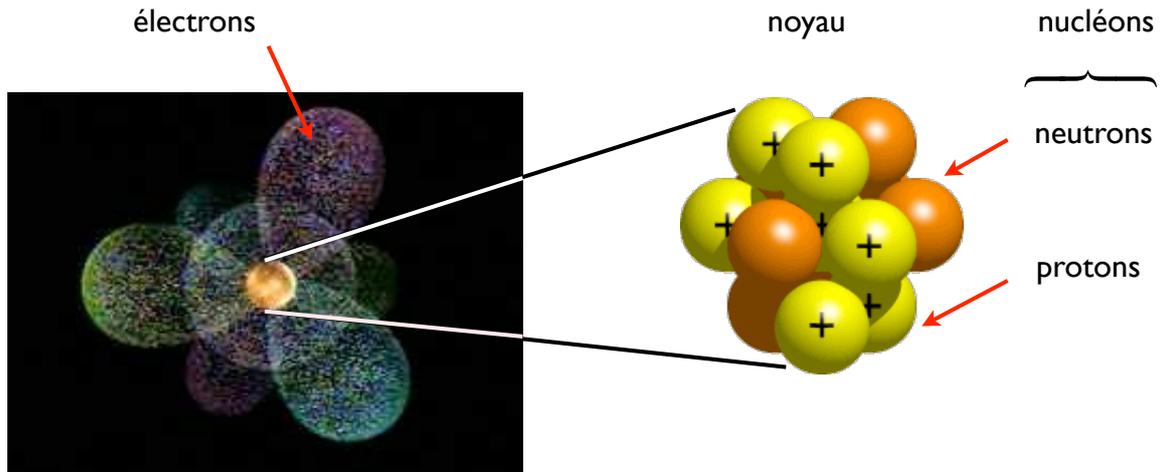
Numéro atomique

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.

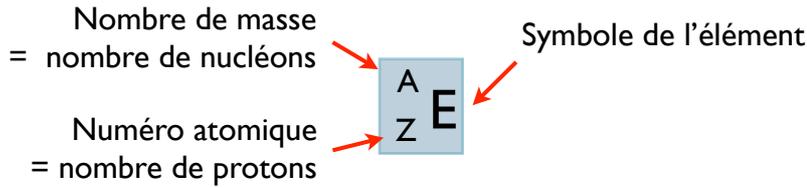
La masse des électrons est 1837 fois plus faible que celle des nucléons
 \Rightarrow masse de l'atome $\approx \Sigma$ masses des nucléons \approx masse de l'atome ionisé

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



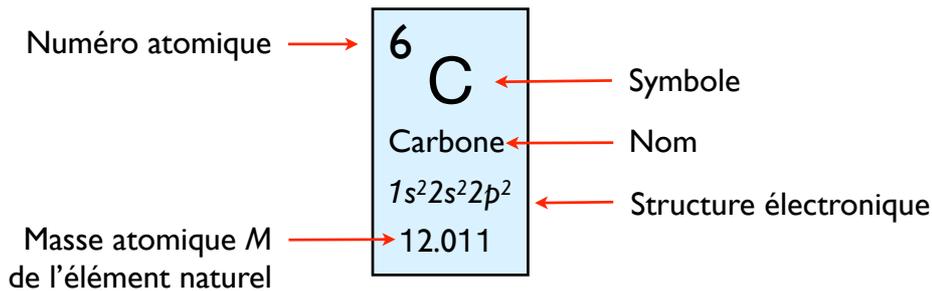
Noyau	Abondance naturelle [% atomique]	Masse [u.m.a.]
^1_1H	99,985	1.00783
^2_1H	0.015	2.0141
$^{12}_6\text{C}$	98,9	12
$^{13}_6\text{C}$	1.1	13.00335
$^{16}_8\text{O}$	99,762	15.99491
$^{17}_8\text{O}$	0,038	16.99913
$^{18}_8\text{O}$	0,2	17.99916

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

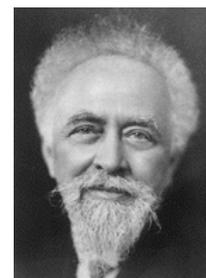
$1 \text{ u.m.a} = 1 \text{ Da} = (1/\mathcal{N}_A) \text{ g} = (1/6.022 \times 10^{23}) \text{ g}$
 $= 1.6605 \times 10^{-24} \text{ g}$

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

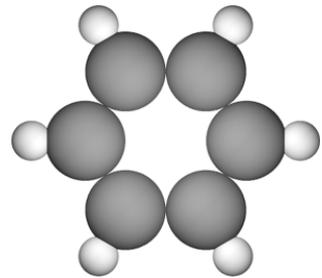
20

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

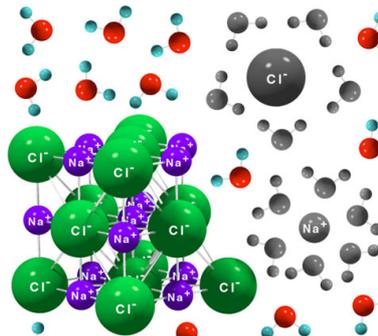
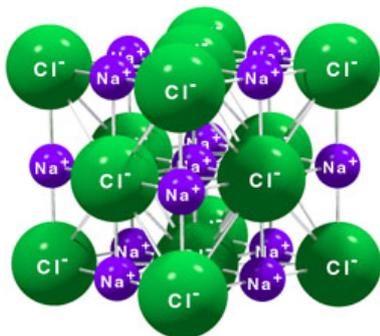
Formules brutes

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