

Elements naturels

numéro atomique

symbole

nom

structure électronique

masse molaire g mol^{-1} de l'élément naturel

masse mol. moyenne des isotopes $\times$ abondance nat.

6
C
Carbon
$1s^2 2s^2 2p^2$
12.011

Exemple

Carbon :

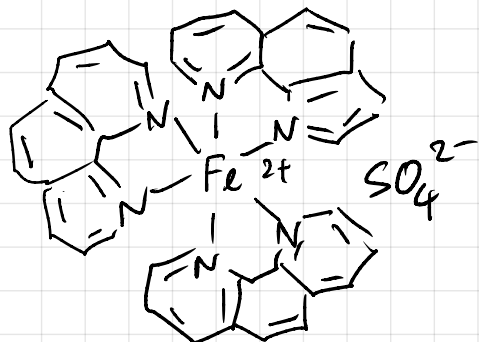
isotope	masse mol	abondance
^{12}C	12,000 g mol^{-1}	98.9%
^{13}C	13.00355 g mol^{-1}	1.1%
negligable ^{14}C	14.00324 g mol^{-1}	$1.2 \cdot 10^{-12}\%$

masse mol. moyenne : $M = 12 \text{ g mol}^{-1} \cdot 0.989 + 13.00355 \text{ g mol}^{-1} \cdot 0.011$
 $= \underline{12.0114 \text{ g mol}^{-1}}$

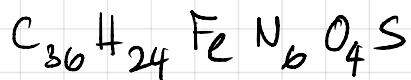
Formule moléculaire

- éléments E_i
- nombre des atomes n_i
d'un composant

Exemple Ferrioin



formule moléculaire



Ordre : C, H, alphabétique

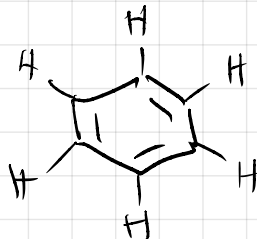
masse molaire :

$$M = \sum M_i(E_i) \times n_i$$

une mole de composant

$\rightarrow N_A$ molécules

Exemple :



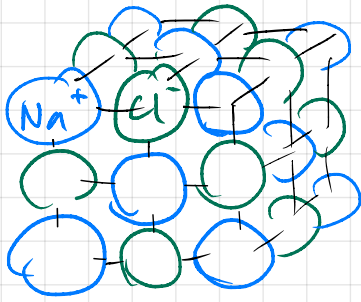
benzene C_6H_6

$$\begin{aligned} M &= 6 \times 12,011 \text{ g mol}^{-1} \\ &+ 6 \times 1,008 \text{ g mol}^{-1} \\ &= \underline{78,114 \text{ g mol}^{-1}} \end{aligned}$$

$\rightarrow 78,114 \text{ g de benzene : } \underline{N_A \text{ molécules}}$

Formule brute

pour composés ioniques, eg. NaCl

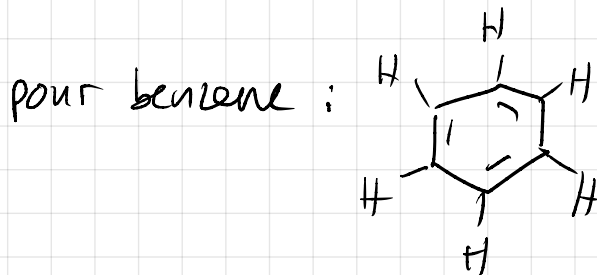


molécule isolée n'existe pas

→ cristal

formule brute NaCl

→ nombre relatif d'atomes



formule brute : CH

pas très informatif

Concentration des solutions

1) Molarité ou concentration molaire

nombre de moles du soluté dans un volume de solvant

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

c : concentration
n : no. moles soluté
V : Volume (après dissolution)

Attention : le volume change !

Unité : $[\text{mol L}^{-1}] = \text{M}$

sous-unités

$$\text{mM} = 10^{-3} \text{ M}$$

$$\mu\text{M} = 10^{-6} \text{ M}$$

etc.

2) Molalité ou concentration molale

nombre des moles du soluté par kg de solvant

$$c_m = n / m_{\text{solvant}}$$

unité : $[\text{mol kg}^{-1}] = \text{m}$

molalité $\longleftrightarrow$ molarité : $\underbrace{\rho}_{\text{masse volumique / densité}}$ du solvant nécessaire

Molalité indep. du temp. ou pression

3) Fraction molaire

nombre des moles de A par rapport les autres molécules

$$x_A = n_A / n_{\text{tot}}$$

$$\sum x_i = \sum n_i / n_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} / n_{\text{tot}} = \underline{1}$$

adimensionnel

$\rightarrow$ définition chimique

4) Expression physique de conc.

masse des mol. eg. solution de NaCl dans g/l

transformation dans [M] avec masse molaire $\leftarrow$

Exemple 1.1

$$K : 26,57\% \quad Cr : 35,36\% \quad O : 38,07\%$$

pour 100g du sel:

E	m[g]	M[g mol ⁻¹]	$n = \frac{m}{M}$ [mol]	$\frac{n(E)}{n(K)}$	$\times 2$
K	26.57g	39.1	0.680	1	2
Cr	35.36g	52.0	0.680	1	2
O	38.07g	16.0	2.379	3.5	7

→ formule brute $K_2Cr_2O_7$

Exemple 1.2

$$m_{tot} = 1.632g \quad m(CO_2) = 3.168g \quad m(H_2O) = 1.152g$$

$$\begin{aligned} \underline{C}: n(C) &= n(CO_2) = m(CO_2)/M(CO_2) \\ &= \frac{3.168g}{44.01g\text{mol}^{-1}} = \underline{0.072\text{mol}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \underline{H}: n(H) &= 2 \cdot n(H_2O) = 2 \cdot m(H_2O)/M(H_2O) \\ &= \frac{1.152g}{18.02g\text{mol}^{-1}} = \underline{0.128\text{mol}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \underline{O}: n(O) &= m_{tot} - m(C) - m(H) \\ &= m_{tot} - n(C) \cdot M(C) - n(H) \cdot M(H) \\ &= 1.632g - 0.072 \cdot 12.01 - 0.128 \cdot 1.01 = \underline{0.638g} \end{aligned}$$

$$n(O) = m(O) / M(O) = 0.632 \text{ g} / 16 \text{ g mol}^{-1}$$

$$= \underline{0.040 \text{ mol}}$$

E	$n(E) \text{ [mol]}$	$n(E) / n(O)$	$\times 5$
C	0.072	1.8	9
H	0.128	3.2	16
O	0.040	1.0	5

→ formule brute $C_9H_{16}O_5$

Elements naturels

6	C	numérique
Carbon		symbole
$1s^2 2s^2 2p^2$		structure électronique
12.011		masse molaire $g\ mol^{-1}$

masse moyenne des isotopes $\times$ abondance naturel

Exemple

Carbon

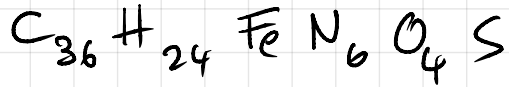
Isotopes	masse mol.	abondance
^{12}C	$12,000\ g\ mol^{-1}$	98.9%
^{13}C	$13,00355\ g\ mol^{-1}$	1.1%
^{14}C négligeable	$14,0032\ g\ mol^{-1}$	$1.2 \cdot 10^{-12}\%$

$$\begin{aligned}\text{masse molaire moyenne : } M &= 12\ g\ mol^{-1} \cdot 0.989 \\ &+ 13\ g\ mol^{-1} \cdot 0.11 \\ &= \underline{\underline{12.0114\ g\ mol^{-1}}}\end{aligned}$$

Formule moléculaire

- éléments E_i
- nombre des atomes n_i
d'un composé chimique

formule mol.

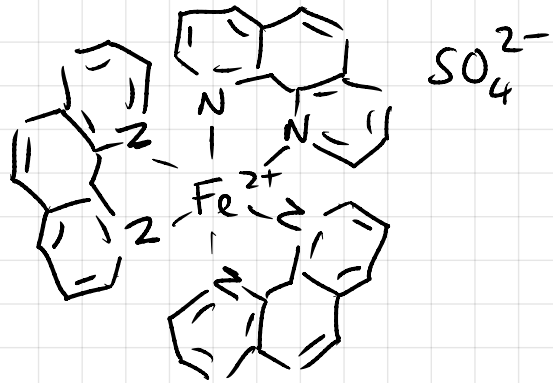


Ferroïne

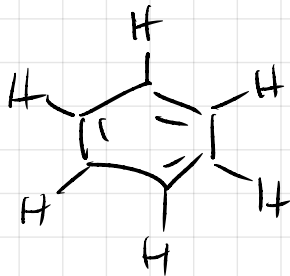
masse molaire

$$M = \sum M_i(E_i) \times n_i$$

→ une mole de composé
 N_A molécules



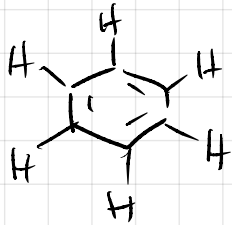
Exemple



benzene C_6H_6

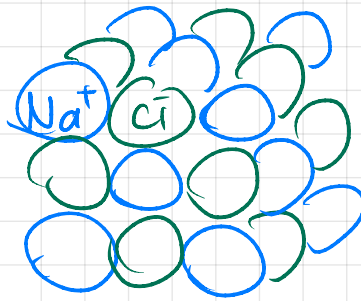
$$\begin{aligned} M &= 6 \times 12.011 \text{ g mol}^{-1} \\ &+ 6 \times 1.0079 \text{ g mol}^{-1} \\ &= \underline{78.114 \text{ g mol}^{-1}} \end{aligned}$$

Formule brute



benzène

C₆H₆



NaCl

→ formule brute
nombre relative

Concentration des solutions

1) Molarité ou concentration molaire

nombre de moles du soluté dans un volume de solvant

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

concentration

nombre des moles soluté

volume

Attention: le volume peut changer

unité: $[\text{mol L}^{-1}] = \text{M}$ sans unités

mM = 10^{-3} M

→ $\mu\text{M} = 10^{-6} \text{ M}$

nM

...

2) Molalité ou concentration molaire

nombre des moles de soluté par kg de solvant

Molalité est indep. de T.

molalité $\leftrightarrow$ molarité : ρ du solvant
masse volumique
densité

3) fraction molaire

nombre des mols de A

par rapport les autres molécules.

$$x_A = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}}$$

$$\sum x_i = \sum \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} = \frac{n_{\text{tot}}}{n_{\text{tot}}} = 1$$

→ définition moléculaire / chimique

4) Expressions physiques de conc.

masses de mol.

solution de NaCl → g/l

transparant dans
[M] avec masse molaire

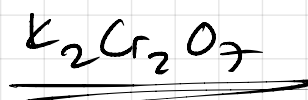
Exemple 1.1

K : 26.57%. Cr: 35.36%. O: 38.07%.

On considère 100g du sel

E	m[%]	M[g mol ⁻¹]	$n = \frac{m}{M}$ [mol]	$\frac{n(E)}{n(K)} \times 2$
K	26.57	39.1	0.68	1.0
Cr	35.36	52.0	0.68	1.0
O	38.07	16.0	2.379	3.5

⇒ formule brute



Example 1.2

$$m_{\text{tot}} = 1.632 \text{ g}$$

$$m(\text{CO}_2) = 3.168 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1.152 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} \underline{\text{C}}: \quad n(\text{C}) &= n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{3.168 \text{ g}}{44.01 \text{ g mol}^{-1}} \\ &= \underline{0.072 \text{ mol}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \underline{\text{H}}: \quad n(\text{H}) &= 2 \cdot n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = 2 \cdot \frac{1.152 \text{ g}}{18.02 \text{ g mol}^{-1}} \\ &= \underline{0.128 \text{ mol}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \underline{\text{O}}: \quad m(\text{O}) &= m_{\text{tot}} - m(\text{C}) - m(\text{H}) \\ &= m_{\text{tot}} - n(\text{C}) \cdot M(\text{C}) - n(\text{H}) \cdot M(\text{H}) \\ &= 1.632 \text{ g} - 0.072 \cdot 12.01 - 0.128 \cdot 1.01 \\ &= \underline{0.638 \text{ g}} \end{aligned}$$

$$n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{0.638 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} = \underline{0.04 \text{ mol}}$$

E	$n(E) \text{ [mol]}$	$\frac{n(E)}{n(\text{O})}$	$\times 10$	12
C	0.072	1.8	18	9
H	0.128	3.2	32	16
O	0.040	1	10	5

→ formule brute $\text{C}_9 \text{H}_{16} \text{O}_5$