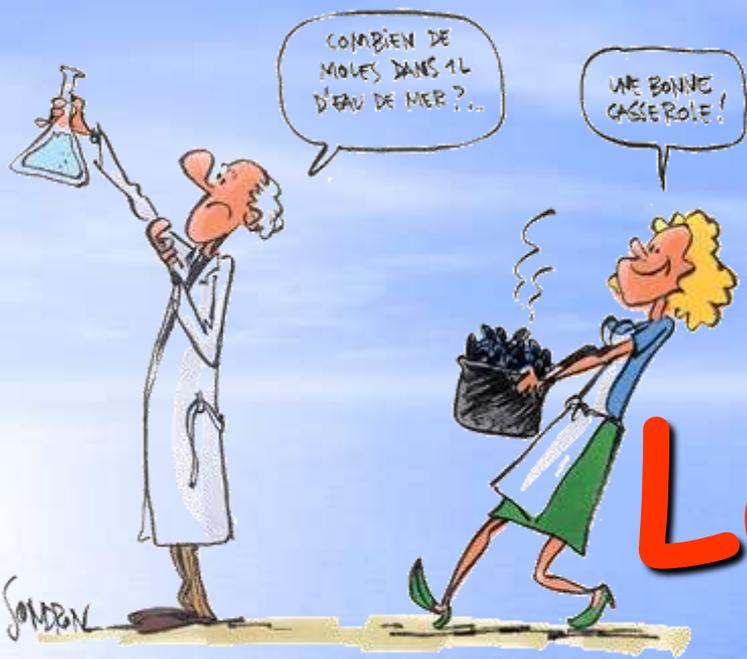




**Thème 3: la
pratique du
sport**



**Thème 3: la
pratique du
sport**



PS1

La mole et la concentration molaire.



Amedeo di Quaregna e Ceretta, comte Avogadro, chimiste et physicien italien (Turin 1776 - *id.* 1856)

$$\mathcal{N} = 6,023 \cdot 10^{23}$$

seconde

Seconde

I) La mole.

Un échantillon de matière contient un très grand nombre d'atomes.

Par exemple, six grammes d'aluminium contiennent environ $1,34 \times 10^{23}$ atomes

Pour éviter l'utilisation de grands nombres, on a créé une unité de mesure, la mole.

Symbole:
« mol »

seconde



Une mole d'atomes
contient
 $6,022 \times 10^{23}$ atomes.

Ce nombre est
appelé constante
d'Avogadro, son
symbole est N_A



$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

La mole est la quantité
de matière d'un
système

Calcul d'une quantité de matière:

*On pèse le clou en fer.
Sa masse est $m=12,46g$.*

Calcul du nombre d'atomes de fer contenus dans le clou.

la masse d'un atome de fer est pratiquement égale à celle de son noyau.

La masse d'un atome de fer est donc:

A=Nombre de nucléons



$m_{Fe} = A \cdot m_n$	\Leftrightarrow	$m_{Fe} = 56 \times 1,67 \cdot 10^{-27}$
	\Leftrightarrow	$m_{Fe} = 9,35 \cdot 10^{-26} \text{kg.}$

Le nombre d'atomes de fer contenu dans le clou est:



$$n_{\text{atomes}} = \frac{m}{m_{\text{Fe}}} \Leftrightarrow n_{\text{atomes}} = \frac{12,46 \cdot 10^{-3}}{9,35 \cdot 10^{-26}}$$

$$n_{\text{atomes}} = 1,33 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

La quantité de matière
 n_{Fe} de fer contenue dans le
clou est:

$$n_{\text{Fe}} = \frac{n_{\text{atomes}}}{N_{\text{A}}} \Leftrightarrow n_{\text{Fe}} = \frac{1,33 \times 10^{23}}{6,022 \times 10^{23}}$$

$$n_{\text{Fe}} = 0,221 \text{ mol}$$

II) Quantité de matière et masse.

a) La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes de l'espèce.

Carbon 12.01
C
6

Dans la classification périodique, on donne les masses molaires atomiques des éléments chimiques en tenant compte des proportions naturelles de ses isotopes.



Exemples

- Masse molaire atomique de l'élément carbone:

$$M(\text{C}) = 12,0 \text{ g / mol.}$$

- Masse molaire atomique de l'élément oxygène:

$$M(\text{O}) = 16,0 \text{ g / mol.}$$

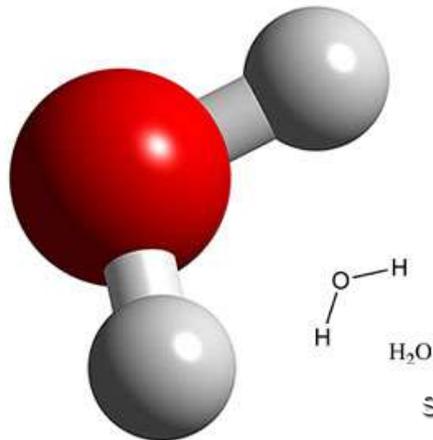
b) La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée..

La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

Exemple.

Masse molaire de la molécule d'eau :

- $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 M(\text{H}) + M(\text{O})$
- $M(\text{H}_2\text{O}) \approx 2 \times 1,01 + 1 \times 16,0$
- $M(\text{H}_2\text{O}) \approx 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$



seconde

c) Masse molaire et quantité de matière.

Lorsqu'on connaît la masse m (en g) d'un échantillon de masse molaire M (en $g.mol^{-1}$), on peut calculer la quantité de matière n (en mol) par la relation :

$$n = m/M$$

Exemple:

Calculer la quantité de matière contenue dans 28,0 g de fer métal.



$$n_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M(\text{Fe})}$$
$$n_{\text{Fe}} \approx \frac{28,0}{55,8}$$
$$n_{\text{Fe}} \approx 0,502 \text{ mol}$$

III) Cas des liquides.

a) Cas des liquides purs.

La quantité n (en mol) d'entités dans un échantillon de masse m (en g) constitué d'une espèce de masse volumique ρ (en g.L^{-1}) et de masse molaire M (en g.mol^{-1}) est:

$$n = m/M$$
$$= \rho \times V / M$$

Exemples

échantillon: 1L d'eau
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g / mol.}$
 $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ g.L}^{-1}$

$$n = 1000 \times 1 / 18$$
$$= 55,6 \text{ mol}$$

b) Cas des solutions.

*La concentration molaire d'un soluté est égale à la quantité de matière de soluté dissous par litre de solution. Elle s'exprime en **mol.L⁻¹***

$$C = n/V$$

mol.L⁻¹

seconde

mol

Exemple

Préparation d'une solution de fructose par dissolution de 15g dans un volume de 500mL d'eau.

$$M(\text{fructose}) = 180 \text{ g.mol}^{-1}.$$

Quelle est la concentration molaire C de cette boisson?

La quantité de matière est:

$$n = m/M \rightarrow n = 15/180 = 8.3 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{D'où } C = n/V \rightarrow C = 8.3 \times 10^{-2} / 0.500 = 0.17 \text{ mol}$$



c) Concentration massique des solutions.

La concentration massique C_m d'un soluté est égale à la masse de soluté dissous par litre de solution.

Elle s'exprime en g.L^{-1}

$$C_m = m/V$$

g.L^{-1}

seconde

g

on en déduit la relation entre les concentrations molaire et massique:

M étant la masse molaire du soluté

$$C_m = C \times M$$

g.mol⁻¹

g.L⁻¹

mol.L⁻¹

The background of the slide is a composite image. The upper portion features a close-up of numerous water droplets on a surface, rendered in various shades of blue. The lower portion shows a 3D ball-and-stick molecular model of water, with red spheres representing oxygen atoms and white spheres representing hydrogen atoms, all set against a light blue background.

FIN

PPS 1