

On souhaite très souvent connaître de façon quantitative la **composition d'un corps**.
 Les espèces chimiques sont parfois en grand nombre.
 Même dans le cas d'un corps pur, l'échantillon contient un très (trop) grand nombre d'exemplaire.
 Il est impossible d'effectuer un dénombrement unité par unité.

La mesure de quantités de matières ne peut pas se faire directement.

La quantité de matière s'exprime en **mole**.
 La mole correspond à un nombre **$6,02 \cdot 10^{23}$** entités.
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ est appelée **constante d'Avogadro**.

On utilise donc d'autres grandeurs observables et mesurables. (masse, volume, pression, concentration...)

A partir de la masse d'un échantillon:

Soit un échantillon constitué par des espèces chimiques identiques A de masse molaire (moléculaire ou ionique) M (A).

La **quantité de matière** n de l'échantillon de masse m est :

$$n = \frac{m}{M(A)}$$

n en mol
 m en g
 M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

A partir du volume d'un échantillon (Liquides et solides)

Soit un échantillon constitué par des espèces chimiques identiques, de masse volumique ρ .

La masse volumique de l'espèce chimique A est caractéristique de l'espèce A.

Elle est définie par

$$\rho = \frac{m}{V}$$

ρ en $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$
 m en g
 V en cm^{-3}

La **quantité de matière** n de l'échantillon de volume V est :

$$n = \frac{\rho \cdot V}{M(A)}$$

n en mol
 ρ en $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$
 m en g
 M (A) en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

A partir du volume d'un échantillon (Gaz)

Soit un échantillon de gaz assimilé à un gaz parfait constitué par des espèces chimiques identiques, de volume V .

Soit V_m le volume molaire dans les mêmes conditions que V .

La **quantité de matière** de l'échantillon n est

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

V en L
 V_m en $L \cdot mol^{-1}$

Rappel : $V_m = 24 L \cdot mol^{-1}$ pour $P=1 atm$ et $T=25^\circ C$

On si les température et les pression sont différentes de celle ci on utilise **la loi des gaz parfaits**.

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

V en m^3
 P en Pa (pascal)
 T en K (kelvin)
 $R = 8,31 Pa \cdot m^3 \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

A partir des concentrations molaire et massique. (espèce en solution)

Une solution est constituée d'un **solvant** (espèces très majoritaires) et de **solutés** (espèces chimiques très minoritaires dissoutes).

Lorsque le solvant est l'eau, on parle de **solution aqueuse**.

Pour connaître la quantité de matière en solutés, on utilise les notions de concentrations molaire et massique du soluté.

Lorsque les solutions sont homogènes ces grandeurs sont caractéristiques de la solution.

La **concentration molaire** d'un soluté A, C_A , obtenu en dissolvant une quantité de matière n_A du soluté A dans un volume V est :

$$C_A = \frac{n_A}{V}$$

C_A en $mol \cdot L^{-1}$
 V en L
 n_A en mol

d'où

$$n_A = C_A \cdot V$$

ou encore

La **concentration massique** (ou titre massique) d'un soluté A, t_A , obtenu en dissolvant une masse m_A du soluté A (masse molaire M_A) dans un volume V est :

$$t_A = \frac{m_A}{V}$$

T_A en $g \cdot L^{-1}$
 $M(A)$ en $g \cdot mol^{-1}$
 V en L
 m_A en g

d'où

$$n_A = \frac{t_A \cdot V}{M(A)}$$

Carats d'or ou de diamant ?

La plus grosse pépite d'or jamais découverte (1869)

« *Welcome Stranger* » pesait plus de 65,2 kg.

Quelle quantité de matière cela représente-t-il ?

On considèrera que la pépite était essentiellement composée d'or.

Calculer le nombre d'atomes d'or contenus dans la pépite .

En fait une pépite ne comporte en moyenne que 20 carats d'or, les autres atomes étant le plus souvent des atomes de cuivre et d'argent.

Calculer alors le nombre supposé de ces autres atomes.

Nota : l'or pur correspond à 24 carats.

Le diamant est un assemblage particulier d'atomes de carbone ; le graphite des mines de crayon en est un autre.

En 1905, on a découvert en Afrique du sud le plus gros diamant brut, « Cullinan ». Sa masse était de 3106 carats.

Nota 1 carat = 0,2 g.

Calculer la quantité de matière de carbone dans ce diamant.

Calculer le nombre d'atomes de carbone dans ce diamant.

De l'eau

Chacun sait que la masse d'un litre d'eau est de 1,00 kg.

En déduire la masse volumique de l'eau en g.cm^{-3} ; en kg.m^{-3} .

Quelle est la quantité de matière d'eau dans un litre d'eau ?

Combien de molécules d'eau y a t'il a dans un litre d'eau ?

De l'oxygène

Une bouteille « d'oxygène » utilisée dans les hopitaux contient du dioxygène. Le volume de cette bouteille en acier est de 25 L. La pression est la température à l'intérieur de la bouteille valent respectivement 120 atm (1 atm = 1013 hPa) et 21°C.

Quelle quantité de matière en dioxygène ce volume représente t-il ?

On laisse échapper de la bouteille 800g de dioxygène.

En supposant la température inchangée, calculer la pression dans la bouteille.

Eau sucrée

Pour préparer de l'eau sucrée, on dissout une masse $m = 3.42$ g de sucre raffiné (saccharose : $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) dans un demi litre d'eau. (solution S)

Calculer la concentration molaire c du saccharose en solution.

On ajoute dans la solution S un volume $v = 250$ mL d'eau.

Quelle est alors la concentration molaire c' de cette nouvelle solution ?

Quelle volume V' de cette solution faut t'il alors prélever pour obtenir 100mL d'une solution sucrée de concentration $c'' = 1.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

***** FIN******

