

Première Partie :
La mesure en
chimie

Unité 1 - 2
5 H

Les grandeurs physiques liées aux quantités de matière

المقادير الفيزيائية المرتبطة بكميات المادة

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ
اللَّهُمَّ حَلِّيْلِيْمَ وَرَسَّا (لَهُ وَرَسَّا)

1^{er} Bac Sciences
Chimie

I – Nécessité de la mesure en chimie :

1 – Activité :

Depuis que Lavoisier a analysé l'air en 1779, il y a eu des développements majeurs dans le **domaine de la mesure en chimie**.

Etiquette d'un produit : L'étiquette d'un produit

alimentaire comporte de multiples informations sur ce produit (La liste des ingrédients, La quantité nette, La date de consommation,)

Analyse de sang : Une analyse de sang comporte un certain nombre de **mesures de concentration** effectuées pour **contrôler** l'état de santé du patient.

TraITEMENT DES EAUX DE PISCINE : Afin d'éviter la croissance d'algues (الطحالب) et la prolifération (انتشار) de microbes et ne pas altérer la santé du nageur, le pH et la teneur en chlore doivent être ajustés à des valeurs précises.

Niveau de pollution de l'air : En cas de **pic de pollution**, les personnes fragiles doivent être **protégées** contre les **effets nocifs** d'une pollution urbaine ou **industrielle**. Le **niveau de pollution de l'air** est défini après des **mesures précises** de différents aérosols chimiques.

a- Pourquoi **mesurons**-nous dans nos **vies quotidiennes** ?

On mesure en chimie pour **informer**, pour **surveiller**, pour **protéger** et pour **agir**.

2 – Résumé :

On peut résumés les **raisons de mesure en chimie** comme suivant :

⊕ **Pour informer le consommateur** : le **fabricant** indique sur l'emballage les **ingrédients** de ce produit. Il indique la **nature** et la **masse** (ou la **concentration**) des **espèces** qu'il contient.

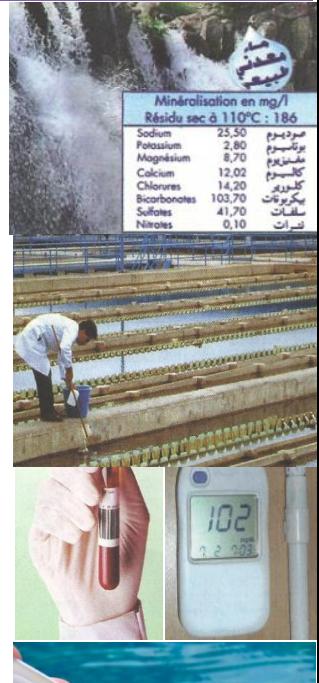
⊕ **Pour surveiller et protéger** : La **surveillance** et la **protection** de l'**environnement**, et le **contrôle de la qualité** de l'**alimentation** et de l'**agriculture**, nécessitent de **nombreuses mesures** différentes (**concentration, pH, densité** ...).

Pour surveiller la **qualité** et la **fraîcheur** d'un lait, le **pH** doit être $6,5 \leq pH \leq 6,7$.

Pour l'**eau potable** (صالح للشرب), il ne doit pas dépasser 50 mg. L^{-1} d'**ions nitrate** NO_3^- .

⊕ **Pour agir** : Les **mesures** effectuées lors de l'**analyse** d'une **espèce donnée** permettent le choix du **traitement approprié** pour corriger les **déséquilibres**.

On réalise des **analyses de sang** pour dépister certaines **maladies**, pour connaître les **quantités de matière** de **sucré**, de **cholestérol**, de **fer**, de **magnésium**,



Les techniques de mesure en chimie sont nombreuses et variées, notamment :

- Mesures approximatives et mesures précises.
- Mesures continues et mesures d'échantillonnage.
- Mesures destructives et mesures non destructives.

II – Détermination de la quantité de matière d'un corps solide ou liquide :

Les chimistes ont défini une unité de mesure appelée **mole** pour exprimer facilement le **nombre de particules** (atomes - molécules - ions ...) présentes dans un échantillon d'une substance.

La mole est la quantité de matière d'un système contenant un **nombre d'entités élémentaires** (atomes, molécules, ions, électrons ...) égal au **nombre d'atomes** dans les **12,00 g** de carbone $^{12}_6C$ c-à-d le **nombre d'Avogadro** des particules $N = 6,02 \cdot 10^{23}$.

Pour un échantillon donné d'une substance, contenant N **nombre des particules** X , la **quantité de matière** de cet échantillon est : $mol \leftarrow n(X) = \frac{N}{N_A}$

avec $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} mol^{-1}$ la **constante d'Avogadro**

1 – La quantité de matière et la masse :

La **quantité de matière** $n(X)$ d'un échantillon de **masse** $m(X)$ composé par une espèce chimique X de **masse molaire** $M(X)$ est : $mol \leftarrow n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \xrightarrow{\rightarrow g} \xrightarrow{\rightarrow g.mol^{-1}}$

La **masse molaire atomique** $M(X)$ de l'élément chimique X est la **masse** d'**une mole** de cet élément X sous sa forme **atomique**.

La **masse molaire moléculaire** d'un **corps pur** est la **masse** d'**une mole** des molécules de ce corps, et la **somme des masses molaires atomiques** de tous les atomes formant **cette molécule**.

Exemple : La **masse molaire de la molécule d'eau** H_2O :

$$M(H_2O) = 2 \cdot M(H) + 1 \cdot M(O) = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18 g.mol^{-1}$$

La **masse molaire d'éthanol** C_2H_6O :

$$M(C_2H_6O) = 2 \cdot M(C) + 6 \cdot M(H) + 1 \cdot M(O) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 1 \times 16 = 46 g.mol^{-1}$$

La **masse molaire du glucose** $C_6H_{12}O_6$:

$$M(C_6H_{12}O_6) = 6M(C) + 12M(H) + 6M(O) = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180 g.mol^{-1}$$

2 – La quantité de matière et le volume :

2-1- La masse volumique et la densité :

La **masse volumique** ρ d'une espèce chimique X est égale au **quotient** d'un échantillon de **masse** de cette espèce chimique X par le **volume** qu'il occupe.

$$kg.m^{-3} \leftarrow \rho = \frac{m}{V} \longrightarrow kg \longrightarrow m^3$$

La **densité** d d'un **corps solide ou liquide** est le rapport de sa **masse volumique** à la **masse volumique** d'un corps pris comme **référence** (l'eau). $d = \frac{\rho}{\rho_e} = \frac{m}{m_e}$.

2-2- La relation entre la quantité de matière et le volume :

On définit la **quantité de matière** $n(X)$ d'une espèce chimique X de **volume** V , de **masse molaire** $M(X)$, de **masse volumique** ρ et de **densité** d , par la relation suivante : $n(X) = \frac{m}{M(X)} = \frac{\rho \cdot V}{M(X)} = \frac{d \cdot \rho_e \cdot V}{M(X)}$

3 – La quantité de matière et la concentration molaire :

La **concentration molaire** C d'une **espèce chimique** dans une **solution insaturée** (ou **concentration molaire d'un soluté** X) est la **quantité de matière** du soluté X dans un **litre de solvant** : $C = \frac{n(X)}{V}$ exprimée en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Remarque : La **concentration massique** C_m d'une **espèce chimique** X dans une **solution** est le rapport de **sa masse** $m(X)$ sur le **volume** V de la **solution** : $C_m(X) = \frac{m(X)}{V}$ exprimée en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. alors $C(X) = \frac{C_m(X)}{M(X)}$ et $n(X) = \frac{m}{M(X)} = C(X) \cdot V = \frac{C_m \cdot V}{M(X)}$

III – Détermination de la quantité de matière d'un gaz :

1 – Les variables d'état du gaz :

L'**état du gaz** est caractérisé par **quatre grandeurs physiques macroscopiques** : **pression** P , **volume** V , **température** T et **quantité de matière** n . Ces variables sont appelées **variables d'état** et qui ne sont pas **indépendantes** :

- Plus le **volume** V est **faible** plus la **pression** P est **grande** lorsque $T = n = \text{Cte}$.
- Plus la **température** T est **élevée** plus la **pression** P est **élevée** lorsque $V = n = \text{Cte}$.
- Plus la **température** T est **élevée** plus le **volume** V est **élevé** lorsque $P = n = \text{Cte}$.
- Plus **n** est **élevée**, plus la **pression** P est **élevée**, lorsque $T = n = \text{Cte}$.

2 – La Loi de Boyle – Mariotte :

A température constante et pour une **quantité de gaz** donnée, le **produit** de la **pression** P et le **volume** V occupé par ce gaz **restent constants**. $P \cdot V = \text{Cte}$

3 – L'équation d'état des gaz parfaits :

Le **gaz parfait** est un **gaz typique** qui subit exactement la **loi de Boyle-Mariotte** et la **loi d'Avogadro-Ampère**.

Les expériences ont montré que les **variables d'état** d'un gaz sont liées entre eux par la relation suivante : $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$. Ce que l'on appelle l'**équation d'état des gaz parfaits** où R est la **constante des gaz parfaits** avec $R = 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

et La **température absolue** T est exprimée par l'unité **kelvin K**.

Où : $T(K) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273,15$. La **température** $T = 0\text{K}$ est appelée **zéro absolu**.

4 – La relation entre la quantité de matière et le volume :

La **quantité de matière** $n(X)$ d'un échantillon de **gaz** de **volume** $V(X)$ composé par une **espèce chimique** X dans des **conditions données** de température et de pression

est : $\text{mol} \leftarrow n(X) = \frac{V(X)}{V_m} \xrightarrow[V_m \rightarrow L \cdot \text{mol}^{-1}]{} \text{Loi d'Avogadro-Ampère :}$

À une **température** et une **pression** données, tous les **gaz** ont le même **volume molaire**.

Le **volume molaire** V_m d'un **gaz** est le **volume occupé** par **une mole** de ce **gaz** dans des **conditions de pression** et de **température** données.

- Dans les **conditions normales** ($\theta = 0^{\circ}\text{C}$) et ($P = 1\text{atm}$) : $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Dans les **conditions ordinaires** ($\theta = 20^{\circ}\text{C}$) et ($P = 1\text{atm}$) : $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

La **densité de gaz**, pour l'**air**, est définie comme le rapport de la **masse** m du **volume** V de ce **gaz** sur la **masse** m_a du **même volume** d'**air**, dans les **mêmes conditions de température** et de **pression**.

$$d = \frac{m}{m_a} = \frac{M}{29}$$