

Première Partie :
La mesure en
chimie

Unité 1 - 2
5 H

Les grandeurs physiques liées
aux quantités de matière

المقادير الفيزيائية المرتبطة بكميات المادة



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 résumer 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 $50 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ 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 sucre, 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 $^{12}_6\text{C}$ c-à-d le nombre d'Avogadro des particules $N = 6,02.10^{23}$.

Pour un échantillon donné d'une substance, contenant N nombre des particules X ,

la quantité de matière de cet échantillon est : $\text{mol} \leftarrow n(X) = \frac{N}{N_A}$

avec $N_A = 6,02.10^{23} \text{mol}^{-1}$ 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 : $\text{mol} \leftarrow n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \xrightarrow{\text{g}} \xrightarrow{\text{g.mol}^{-1}}$

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 :

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2.M(\text{H}) + 1.M(\text{O}) = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18 \text{ g.mol}^{-1}$$

La masse molaire d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$:

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2.M(\text{C}) + 6.M(\text{H}) + 1.M(\text{O}) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 1 \times 16 = 46 \text{ g.mol}^{-1}$$

La masse molaire du glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$:

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6M(\text{C}) + 12M(\text{H}) + 6M(\text{O}) = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180 \text{ g.mol}^{-1}$$

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.

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

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

$$\text{suivante : } n(X) = \frac{m}{M(X)} = \frac{\rho.V}{M(X)} = \frac{d.\rho_e.V}{M(X)}$$

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 $T = V = \text{Cte}$.

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** $T = 0K$ 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 : $\text{mol} \leftarrow n(X) = \frac{V(X)}{V_m} \xrightarrow{\rightarrow L} L \cdot \text{mol}^{-1}$ **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**. $d = \frac{m}{m_a} = \frac{M}{29}$