

1- Rappel La quantité de matière

1-1- Définition

La quantité de matière, notée n , est la grandeur utilisée pour spécifier un nombre d'entités microscopiques (atomes, molécules, ions, etc.). Son unité est la mole (mol).

1-2- La constante d'Avogadro

Une mole est la quantité de matière d'un système contenant N_A entités élémentaires (atomes, molécules, ions ...) $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

1-3- Relation entre quantité de matière et constante d'Avogadro

Si $N(x)$ désigne le nombre d'entités x d'un échantillon donné d'un corps pur, et si $n(x)$ désigne la quantité de matière d'entités X du même échantillon, on obtient la relation : $n(x) = \frac{N(x)}{N_A}$

Remarques :

Certaines grandeurs physiques comme la masse, le volume, ou la pression se mesurent directement grâce à un appareil de mesure. Or aucun appareil ne mesure directement la quantité de matière. Pour déterminer une quantité de matière, il est donc nécessaire de connaître des relations entre la quantité de matière et les autres grandeurs mesurables.

2 – Comment déterminer la quantité de matière d'une espèce chimique solide ou liquide ?

2-1- Par la pesée de masse

A l'aide d'une balance, on peut mesurer la masse notée m_A d'un échantillon d'une espèce chimique A. Comment relier la masse et la quantité de matière ?

2-1-1- Rappel de la définition de la masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire représente la masse d'une mole de molécules. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments constituant la molécule. Unité : g.mol^{-1} . Elle est notée M .

2-1-2- Rappel de la relation entre masse et quantité de matière

Soit une espèce chimique de masse molaire M dont on pèse une masse m , la quantité de matière n est :

$$n(x) = \frac{m(x)}{M(x)} \quad \text{avec : } n \text{ en mol ; } m \text{ en g et } M \text{ en g/mol}$$

2-2- Par mesure de volume

2-2- 1- Rappel de la définition de la masse volumique

La masse volumique ρ d'un liquide x est la masse de l'unité de volume de ce liquide : $\rho(x) = \frac{m(x)}{V(x)}$

2-2- 2- Relation entre volume et quantité de matière

À partir des relations suivantes : $n(x) = \frac{m(x)}{M(x)}$ et $\rho(x) = \frac{m(x)}{V(x)}$

on en déduit la relation qui détermine la quantité de matière d'un volume : $n(x) = \frac{\rho(x) \cdot V(x)}{M(x)}$

avec $\rho(x)$ en g.cm^{-3} , $M(x)$ en g.mol^{-1} , $V(x)$ en cm^3 et $n(x)$ en mol

Remarque

La masse volumique d'un liquide est liée à sa densité par la relation $\rho(x) = d \cdot \rho_0$, où ρ_0 est la masse volumique de l'eau : $\rho_0 = 10^3 \text{ g . L}^{-1}$.

3 – Comment déterminer la quantité de matière d'une espèce chimique gazeuse ?

3-1-Par la pesée de masse

Si on connaît la masse $m(x)$ de l'échantillon gazeux d'une espèce chimique notée x , on utilise la formule vues au paragraphe (2- 1) : $n(x) = \frac{m(x)}{M(x)}$

Remarque

Cependant, la pesée d'un gaz étant délicate à réaliser, cette méthode est peu utilisée pour déterminer la quantité de matière n de l'espèce gazeuse.

3-2-En utilisant l'équation des gaz parfaits

3-2-1- Loi de Boyle-Mariotte :

A température constante T, pour une quantité de matière n(x) donnée de gaz x , le produit de la pression P du gaz par son volume V reste constant : $P \cdot V = \text{Constante}$

P : pression du gaz en Pascal (Pa)

V : volume du gaz en mètre cube (m^3)

3-2-2- Equation d'état du gaz parfait

Tous les gaz ont, à faible pression, un comportement identique à celui d'un **gaz idéal** appelé **gaz parfait**, leurs quatre grandeurs caractéristiques P, V, T et n(x) sont liées par une relation appelée **équation d'état du gaz parfait** : $P \cdot V = n(x) \cdot R \cdot T$

avec :

➤ P : pression du gaz en Pa

➤ V : volume du gaz en m^3

➤ T : température absolue du gaz en degré Kelvin (K)

➤ n : quantité de matière du gaz en mole (mol)

➤ R : constante des gaz parfaits ($R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}\text{.mol}^{-1}$)

3-2-3- Conversion des degrés celsius au Kelvin :

La température absolue T en degré Kelvin (K) est la grandeur macroscopique qui caractérise l'agitation moléculaire du gaz. La température usuelle θ en degré Celsius ($^\circ\text{C}$) et la température absolue T sont liées par la relation suivante : $T(K) = \theta(^\circ\text{C}) + 273,15$

3-3-En utilisant le volume molaire

3-3-1- Définition

On définit le Volume Molaire d'un gaz V_m (Volume occupé par une mole de gaz dans des conditions de température et de pression données).

On définit les Condition Normale de Température et de Pression (CNTP):

$\theta_0 = 0 \text{ } ^\circ\text{C} \Rightarrow T_0 = 273,15 \text{ K}$; $P_0 = 1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$; $n(x) = 1 \text{ mol}$

dans ces conditions $V_m = \frac{1 \cdot R \cdot T_0}{P_0} = 22,414 \text{ L.mol}^{-1} \sim 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

3-3-2- Volume et quantité de matière

La quantité de matière n(x) présente dans un volume V(x) de gaz est : $n(x) = \frac{V(x)}{V_m}$

avec : n(x) en mol , V_m volume molaire en L.mol^{-1} et V en L

4 – Comment déterminer la quantité de matière d'une espèce chimique en solution ?

4-1- Définition d'une solution

une solution aqueuse est un mélange homogène obtenu en dissolvant une substance (solide liquide ou gazeuse) dans de l'eau.

4-2- En utilisant la concentration molaire

La concentration molaire d'une espèce x dans une solution est la quantité de matière de x présente dans 1L de solution.

La concentration molaire d'une espèce x se note C(x) et s'exprime en mol/L. Pour trouver la quantité de matière, on utilise La relation est : $n(x) = C(x) \cdot V$

avec : n(x) quantité de matière en mol , C(x) en mol/L et V volume de solution en L

4-3- En utilisant la concentration massique

La **concentration massique** est la masse du soluté x contenu dans une unité de volume de solution.

- On parle aussi de teneur massique ou de titre massique donne par la relation $C_m(x) = \frac{m(x)}{V}$

L'unité la plus couramment utilisée dans ce cas est le g/L.

$n(x) = \frac{m(x)}{M(x)}$ avec $m(x) = C_m(x) \cdot V$

Pour trouver la quantité de matière, on utilise $n(x) = \frac{C_m(x) \cdot V}{M(x)}$