

Matière :
Physique Chimie

Niveau :
1 Bac Ex & SM

LES GRANDEURS PHYSIQUES LIEES AUX QUANTITES DE MATIERE



I- Intérêt de la mesure en chimie

Depuis que Lavoisier a analysé l'air en 1779, le domaine de la mesure en chimie a connu des avancées énormes.

On peut limiter les intérêts de la mesure en chimie dans les points suivants :

- Mesurer pour
- Mesurer pour et
- Mesurer pour

Etiquette A			
Méniralisation moyenne en mg/L			
Calcium	89,2	Chlorures	29,2
Magnésium	4,1	Sulfates	32,9
Sodium	17,5	Bicarbonates	214
Potassium	3,3	Fluor	0,1
Etiquette B			
Méniralisation moyenne en mg/L			
Calcium	98,9	Chlorures	28,3
Magnésium	8,6	Sulfates	53,7
Sodium	17,5	Bicarbonates	239
Potassium	2,9	Fluor	0,2

1) Pourquoi mesurer en chimie ?

● Mesurer pour informer :

Pour informer le consommateur, le fabricant indique sur l'emballage la composition du produit alimentaire : la nature et la masse des espèces qu'il contient.

La composition est obtenue par une analyse quantitative. La composition est exprimé en mg/L (ou $\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$). Cette grandeur est appelée **concentration** ou **massique**.

● Mesurer pour protéger et surveiller :

Pour et notre environnement, le contrôle de la qualité du produit agro-alimentaire, de l'air, etc. nécessitent des mesures nombreuses grandeurs comme : concentration massique, pH, densité, etc.....).

Exemple : la qualité du lait, la potabilité d'une eau.....

● Mesurer pour agir :

Les mesures effectuées lors d'analyses permettent de mettre en œuvre des traitements pour les valeurs situées en dehors des normes.

Exemple : contrôler l'état de santé, les eaux de piscine, la pollution, ...

2) Comment mesurer en Chimie ?

● Mesures approximatives ou précises :

Une mesure ne nécessitant pas une grande peut être réalisé avec un matériel (alcootest, papier pH) tant dis que une mesure nécessite un matériel plus (ex : alcootest, pH-mètre).



● Mesures en continu ou par prélèvements :

Une mesure en continu permet de suivre en temps réel l'évolution d'une grandeur, elle nécessite l'utilisation d'un capteur adapté.

Exemple : le système télémétrique permet de contrôler la pollution de l'air.

Pour avoir un résultat ponctuel, il faut effectuer un prélèvement dont le contenu sera analysé ultérieurement en laboratoire.

II- Détermination de la quantité de matière d'un solide ou d'un liquide

1) La constante d'Avogadro N_a : -

Ce nombre $6,02.10^{23}$ est aussi appelé **constante d'Avogadro** que l'on note N_a ($N_a = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$) On

$$n(X) = \frac{\dots\dots\dots}{\dots\dots\dots}$$

1) A partir de la masse d'un produit (Solide, Liquide ou Gaz):

$$n(X) = \frac{\dots\dots\dots}{\dots\dots\dots}$$

$n(X)$: Quantité de matière de l'espèce chimique X (mol).

$m(X)$: Masse de l'espèce chimique X (g).

$M(X)$: Masse molaire de l'espèce chimique X ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)



2) A partir du volume d'un liquide :

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{\dots\dots\dots}{\dots\dots\dots}$$

$\rho(X)$: masse volumique de l'espèce chimique X (g/L).

$V(X)$: volume de l'espèce chimique X (L).

Quantité de matière ou Nbre de mole

en solution	Solide & Liquide	Gaz
	$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$ <p>$m(X)$: masse de X en g $M(X)$: masse molaire en g/mol</p>	$m(X) = \varphi(X) \cdot V(X)$
<p>Masse volumique : $\varphi(X) = \frac{m(X)}{V(X)}$</p> <p>$1\text{cm}^3 = 1\text{ml} = 10^{-3}\ell$ $1\text{dm}^3 = 1\ell = 10^{-3}\text{m}^3$</p>	 <p style="text-align: right;">DELAHI Mohamed</p>	

3) A partir du volume d'un gaz :

$$n(X) = \frac{\dots\dots\dots}{\dots\dots\dots}$$

n(X) : Quantité de matière de l'espèce chimique X (mol).

V(X) : volume du gaz X (L).

V_m : volume molaire (L.mol⁻¹)

Définition : Le volume molaire d'un gaz (V_m) est le volume occupé par une mole de ce gaz dans des conditions données (il dépend uniquement de la pression et de la température) :

- ❑ Pour des conditions usuelles (T=20°C et P=1 bar) ce volume est voisin de 24 L.mol⁻¹
- ❑ Pour des conditions normales de température et de pression (CNTP) (T= 0°C et P=1 bar) ce volume est voisin de 22,4 L.mol⁻¹

Pour les gaz parfait :

n(X) : Quantité de matière de l'espèce chimique X (mol).

V(X) : volume du gaz X (m³).

P : pression du gaz (Pa)

T : température en K°

R : constante des gaz parfait (R = 8,31 SI)

$$\dots\dots\dots = \dots\dots\dots$$

Quantité de matière ou Nbre de mole

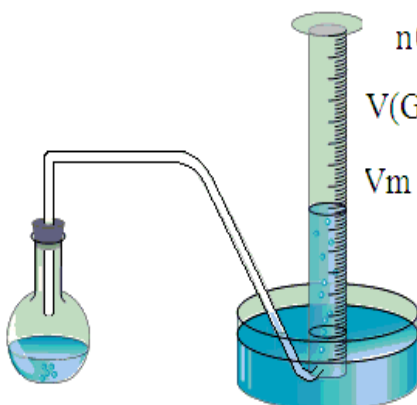


DELAHI Mohamed

equation des gaz parfait

p.V=n.R.T

- p** : pression du gaz en Pa
- V** : volume du gaz en m³
- n** : nombre de mole en mol
- T** : temperature en K
- R** : constante des gaz parfait



$$n(X) = \frac{V(G)}{V_m}$$

V(G) : volume du gaz en L
V_m : volume molaire en L/mol

1cm³ = 1ml = 10⁻³ℓ

1dm³ = 1ℓ = 10⁻³m³



Les relations fondamentales de la chimie

→ La mole est l'unité de la **quantité de matière**. Une mole correspond à $6,02 \cdot 10^{23}$ entités chimiques (atomes, molécule, ions)

La constante d'Avogadro représente le nombre d'entités chimiques dans une mole $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

→ La **quantité de matière**, notée "n", d'un nombre N d'entités chimiques est :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Elle s'exprime en *mol*

→ Comment déterminer la quantité de matière d'un composé chimique A dans n'importe quelle situation ?

