

Module	Volume horaire	contenus	Connaissances et savoir –faire exigibles	Exemples d'activités	Moyens didactiques	Diagnosticque
La mesure en chimie	5H	I. Importance de la mesure des quantités de matière dans la vie courante.	❖ Choisir le matériel de laboratoire en fonction d'un objectif et l'utiliser correctement.	❖ À partir d'une expérience, établir un bilan de matière.	❖ Manuel de l'élève	Diagnosticque Formative Exercices de synthèse
		II. Comment mesurer en Chimie?	❖ Savoir utiliser une documentation pour connaître les dangers des « produits » utilisés, pour identifier sur l'étiquette d'un flacon les phrases de risque et de sécurité et déduire la conduite à tenir en cas d'accident.	❖ Réinvestir les acquis concernant l'emploi du matériel de laboratoire et les précautions d'utilisation concernant les «produits».	❖ Seringue graduée en millilitres	
		III. Détermination de la quantité de matière d'un corps solide ou liquide.			❖ Manomètre ou pressiomètre	
		IV. Mesure de la quantité de matière d'un gaz			❖ Piston	
		1- La détermination de la quantité de matière à partir du volume molaire	❖ Connaître l'importance des mesures en chimie	❖ Activité : Mise en évidence da la loi de Boyle-Mariotte PV=cte	❖ Ballon Chauffante	
		2-Equation d'état des gaz parfaits .	❖connaître les relations entre le nombre de moles, la masse et le volume. Savoir déterminer la quantité de matière d'une espèce chimique à l'état solide ou liquide	❖ Activité : Etudier les variations de pression et de température d'un gaz $\frac{P}{T} = cte$	❖ Chauffe ballon thermomètre support	
		a- Activité : Mise en évidence da la loi de Boyle-Mariotte PV=cte				
		b- Activité : Etudier les variations de pression et de température d'un gaz $\frac{P}{T} = cte$	❖ Connaître l'équation des gaz parfaits : P. V = n. R. T et l'utiliser pour déterminer une quantité de matière, connaissant les autres facteurs (P, V et T).			

I. Importance de la mesure des quantités de matière dans la vie courante.

Pourquoi mesurer en Chimie?

1- Mesurer pour informer:

Exemple :

- ❖ la présence des ions hydrogénocarbonates (HCO_3^-) dans les eaux minérales pour que les personnes qui ont des problèmes de tensions fassent attention.
- ❖ 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 exprimée en mg/L (ou mg.L^{-1}). Cette grandeur est appelée concentration massique ou teneur massique noté C_m

2- Mesurer pour protéger et surveiller:

- Pour surveiller et protéger notre environnement, le contrôle de la qualité du produit agro-alimentaire, de l'air, etc. nécessitent des mesures nombreuses et variées (ex: concentration massique, pH, densité, etc.).
- ex: la qualité du lait, la potabilité d'une eau.

3- Mesurer pour agir:

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

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

II. Comment mesurer en Chimie?

1- Mesures approximatives ou précises:

- ❖ Une mesure ne nécessitant pas d'une grande précision peut être réalisée avec un matériel simple (alcootest, papier pH)
- ❖ Une mesure précise nécessite un matériel plus élaboré (ex: pH-mètre.....).

2- 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.
ex: 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

III. Détermination de la quantité de matière d'un corps solide ou liquide.

III.1- la quantité de matière et la notion de mole:

- Pour dénombrer les entités élémentaires (atomes, ions, molécules...) les chimistes et les biologistes utilisent une unité adaptée appelée quantité de matière et qui s'exprime en moles.
- Une mole est la quantité de matière d'un système contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ entités élémentaires. .
Ce nombre est appelé « constante d'Avogadro » et est noté N_A . $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

La quantité de matière n d'un échantillon X est le rapport du nombre d'élément N qu'il contient sur le nombre d'Avogadro N_A : $n(X) = \frac{N}{N_A}$ unité dans (SI) mol

III.2- Les grandeurs physiques liées aux quantités de matière

■ Plusieurs formules sont utiles pour calculer une quantité de matière d'un échantillon X :

Pour un solide	Pour une espèce dissoute en solution	Pour un liquide
$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$	$n(X) = C \cdot V_S = \frac{C_m}{M_X} \cdot V_S$	$n(X) = \frac{\rho_X \cdot V_X}{M(X)} = \frac{d \cdot \rho_e \cdot V_X}{M_X}$
✓ n, la quantité de matière, s'exprime en moles (mol) . ✓ m, la masse, s'exprime en grammes (g) . ✓ M, la masse molaire, s'exprime en grammes par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).	✓ C, la concentration, s'exprime en moles par litre ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) . ✓ V_S, le volume s'exprime en litres (L). ✓ $C_m = \frac{m_X}{V_S} = C \cdot M_X$ Concentration massique s'exprime en g/mol.	✓ ρ, la masse volumique, s'exprime en grammes par litre ($\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$) ; ✓ V_X, le volume du liquide, s'exprime en litres (L) ; ✓ M, la masse molaire, s'exprime en grammes par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$). ✓ $d = \frac{\rho_X}{\rho_{\text{eau}}}$ densité de X. ✓ ρ_e, masse volumique de l'eau $\rho_e = 1 \text{ g cm}^{-3}$

Exemples :

Exemple 1: Calculer la quantité de matière dans un morceau de sucre de $m = 6,0 \text{ g}$ sachant que ce sucre est du saccharose, de formule $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ et de masse molaire $M = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$\text{Rp : } n = 6,0/342 = 0,175 \text{ mol} = 1,8 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

Exemple 2: Calculer la quantité de matière de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ contenue dans $V = 250 \text{ mL}$ de solution de concentration $C = 0,154 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$\text{Rp : } n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 0,154 \times 0,250 = 3,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

IV. Mesure de la quantité de matière d'un gaz :

IV. 1- La détermination de la quantité de matière à partir du volume molaire

a) Le volume molaire

• Définition :

Le volume molaire d'un gaz (V_m) est le volume occupé par une mole de ce gaz dans des conditions données (dépend de la pression P et de la température T) .

- Pour des conditions usuelles ($\theta = 20^\circ\text{C}$ et $P = 1 \text{ bar}$), le volume molaire est $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Pour des conditions normales ($\theta = 0^\circ\text{C}$ et $P = 1 \text{ bar}$), le volume molaire vaut $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- **Remarque :** Le volume molaire ne dépend pas de la nature du gaz mais uniquement de la pression et de la température. Tous les gaz ont le même volume dans les mêmes conditions de températures et de pression.

b) Détermination de la quantité de matière d'un gaz:

Connaissant le volume V d'un échantillon de gaz, à température et pression connues, on peut calculer la quantité de matière n contenue dans cet échantillon à partir du volume molaire V_m des gaz dans les mêmes conditions de température et de pression : $n(X) = \frac{V_X}{V_m}$

Exemple : Déterminer la quantité de matière de dioxygène contenue dans un volume de $V = 25,0 \text{ mL}$, mesuré dans des conditions de température et de pression pour lesquelles le volume molaire gazeux est $V_m = 23,2 \text{ L.mol}^{-1}$
 Rp : $n = 1,08 \text{ mmol}$

IV. 2-Equation d'état des gaz parfaits Equation d'état des gaz parfaits:

a) Le modèle du gaz parfait

Les scientifiques ont construit un modèle simplifié des gaz appelé gaz parfait en faisant deux hypothèses :

- ✓ Les molécules sont assimilées à des points matériels (on néglige leur volume propre devant le volume occupé par le gaz.)
- ✓ On néglige toutes les interactions entre les molécules autres que celle ayant lieu au moment des chocs.

Il n'existe pas de gaz parfait, mais certains gaz se comportent comme des gaz parfaits

b) Loi de Boyle-Mariotte

Expérience : Une quantité d'air est enfermée dans une seringue graduée en millilitres. Cette seringue est reliée à l'aide d'un tube à dégagement à un manomètre ou pressiomètre. En déplaçant le piston de la seringue, on modifie le volume de l'air enfermé, c'est à dire qu'on le comprime ou on le détend.



Exploitation :

- 1) Quelle est l'unité (nom et symbole) de la pression ?
- 2) A quoi correspond hPa indiqué sur le manomètre ?
- 3) Que vaut la pression dans le piston de la seringue lorsqu'il est au repos (ni compression, ni détente) ?
 Rappel : $P_{\text{atm}} = 1013 \text{ hPa}$.
- 4) Remplir le tableau suivant sans échauffer l'air emprisonné (le piston doit être bougé doucement) :

V(en ml)	27,6	32,6	37,6	42,6	47,6	52,6	57,6	62,6	67,6
P(en bar)	1,610	1,338	1,148	1,007	0,890	0,805	0,732	0,673	0,618
PV(en Pa.m ³)	44,436	43,619	43,052	42,898	42,364	42,343	42,163	42,130	41,777

- 5) A partir du tableau de mesures, indiquer comment évolue la pression de l'air?
- 6) Est-ce que V est proportionnel à P ? à $1/P$? Justifier.

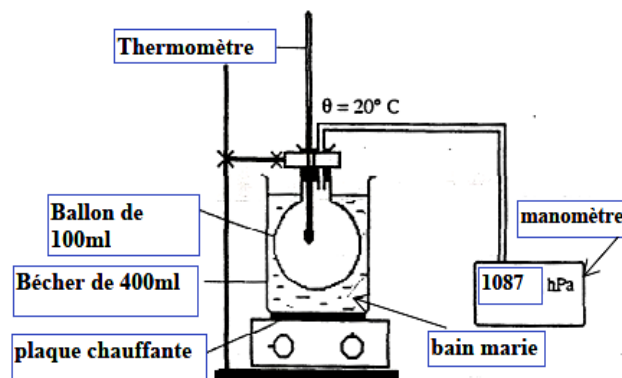
Énoncé plus précis de la loi de Boyle-Mariotte :

Pour une température et une quantité de matière données, le produit $P \times V$ du gaz est constant. $PV = Cte$

c) Echelle absolue de la température :

Expérience :

Une quantité d'air est enfermée dans un erlenmeyer en verre. Cet erlenmeyer est immergé dans l'eau d'un ballon. Un manomètre permet de mesurer la pression de l'air à l'intérieur de l'erlenmeyer et un thermomètre permet de mesurer la température de l'eau du ballon.

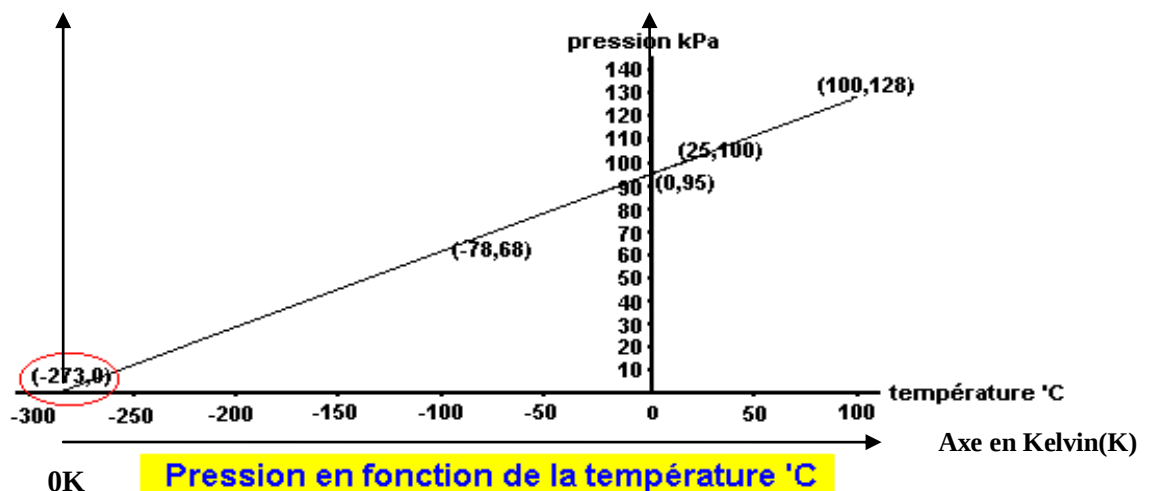


Mesures : On relève la température et la pression initiale puis on met le chauffe ballon en fonctionnement afin de réaliser les mesures nécessaires pour compléter le tableau.

Température $\theta(^{\circ}\text{C})$	20	25	30	35	40	45	50	55
Pression $p (\times 10^5 \text{ Pa})$	1,000	1,027	1,036	1,051	1,070	1,085	1,100	1,120

Exploitation des mesures :

- 1) Sur la feuille de papier millimétrée représenter la courbe de $P = f(\theta)$. (échelle : de -300 à +100 en abscisse et de 0 à 1500 hPa en ordonnée)
- 2) Quel type de courbe obtient-on ? Qu'est-ce que cela signifie ?
- 3) A quelle température la pression devient-elle nulle si l'évolution température-pression évolue de la même façon aux basses températures ? Prolonger alors la courbe obtenue et noter A ce point sur le graphique précédent.
- 4) Pourquoi parle-t-on de zéro absolu ?
- 5) Si l'on considère la courbe obtenue précédemment dans le nouveau repère, quelle est l'équation de la droite (il s'agit de la relation pression-température à volume constant appelée loi de Charles) ?

**Réponse:**

- 1) Voir schéma
- 2) La courbe de $P = f(\theta)$ est une droite qui ne coupe pas (0,0) donc $P = f(\theta)$ est une fonction affine
- 3) En prolongeant la courbe jusqu'à ce qu'elle se coupe avec l'axe de la température centésimale, on constate que la pression s'annule (théoriquement) lorsque la température est -273°C . La température -273°C correspond à l'origine de l'échelle de température absolue c'est-à-dire zéro kelvin. ($0\text{K} = -273,15^{\circ}\text{C}$) et ($273,15^{\circ}\text{C} = 0\text{K}$)
 $\Rightarrow$ La relation entre la température absolue et la température **$T(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273$**
- 4) La pression s'annule pour une température « limite » correspondant à l'absence d'agitation moléculaire, le zéro absolu.
- 5) Dans le nouveau repère l'équation de la droite s'écrit : $P = a T$ (c'est la loi de Charles).

Conclusion :

On a $\frac{P}{T} = cte$ et comme le volume est constant on peut écrire que $\frac{PV}{T} = cte$

c) Équation d'état des gaz parfaits

L'équation d'état des gaz parfaits est une relation entre la pression P , le volume V , et la température T d'un gaz pour une quantité de matière n :

$$P.V = n.R.T \quad \left\{ \begin{array}{l} P \text{ est la pression en pascal (Pa)} \\ V \text{ le volume du gaz en (m}^3\text{)} \\ n \text{ la quantité de matière en (mol)} \\ T \text{ la température en kelvin (K): } T(k) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273,15 \\ R \text{ la constante des gaz parfaits à pour valeur } R = 8,314 \text{ Pa.m}^3.\text{mol}^{-1}.\text{K}^{-1} \end{array} \right.$$

Donc Connaissant la température, la pression et le volume d'un gaz, on peut donc à l'aide de cette équation déterminer la quantité de matière correspondante : $n = \frac{P.V}{R.T}$

Applications:

App 1 : Calcul de volume molaire V_m dans les conditions normales de température et de pression (CNTP)

($\theta = 0^{\circ}$, $P = 1013 \text{ hPa}$).

Corrigé :

Le volume molaire est le volume occupé par une mole de gaz parfait dans les conditions normales de température et de pression ($\theta = 0^{\circ}\text{C}$, $P = 1013 \text{ hPa}$)

On a d'après L'équation d'état des gaz parfaits $P.V = n.R.T$

$$\Rightarrow V = \frac{n.R.T}{P}$$

Donc pour 1 mol de gaz parfait on a $V = V_m = \frac{1.R.T}{P}$

$$\Rightarrow V_m = \frac{R(\theta(^{\circ}\text{C})+273,15)}{P} = \frac{8,314 \times 273,15}{101300} = 22,4 \text{ l.mol}^{-1}$$

App 2 : Déterminer La quantité de matière contenue dans 24 mL de dioxyde de carbone mesurés sous la pression de 1015 hPa et à la température de 20°C est :

Rp : $n = 1,0.\text{mmol}$