

[I - Mesurer en chimie.](#)

[II - Quantité de matière d'un solide ou d'un liquide.](#)

[III - Quantité de matière d'un gaz.](#)

[IV - Applications.](#)

[Correction des exercices](#)

Jeudi 19 Octobre	Jeudi 9 Novembre
Exercice 3 page 22	Exercice 2 page 38
Exercice 7 page 23	Exercice 8 page 39
Exercice 8 page 23	Exercice 12 page 39
Livre de Chimie	Exercice 21 page 41

Pour aller plus loin :

Mots clés :

la mesure en chimie ; quantité de matière d'un solide ;
quantité de matière d'un liquide ; quantité de matière d'un
gaz ; densité ; masse volumique ; titre massique ;
concentration molaire volumique ; masse molaire ; soluté
; solvant ; ...

Moteur de Recherche sur le site

Rechercher



I- Mesurer en chimie.

1)- Rappels de seconde :

a)- Structure de la matière.

- La matière est formée à partir d'atomes.

- Un atome est constitué d'un noyau chargé positivement et d'électrons chargés négativement.

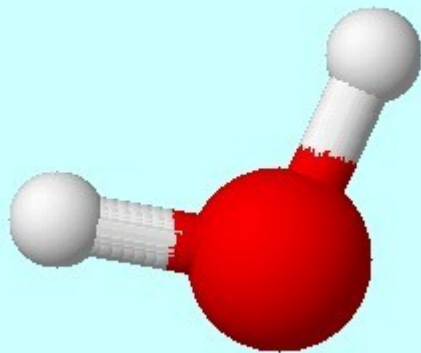
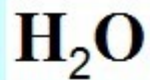
Un atome de symbole **X**, de numéro atomique **Z** et de nombre de masse **A** possède :

- **Z** protons,

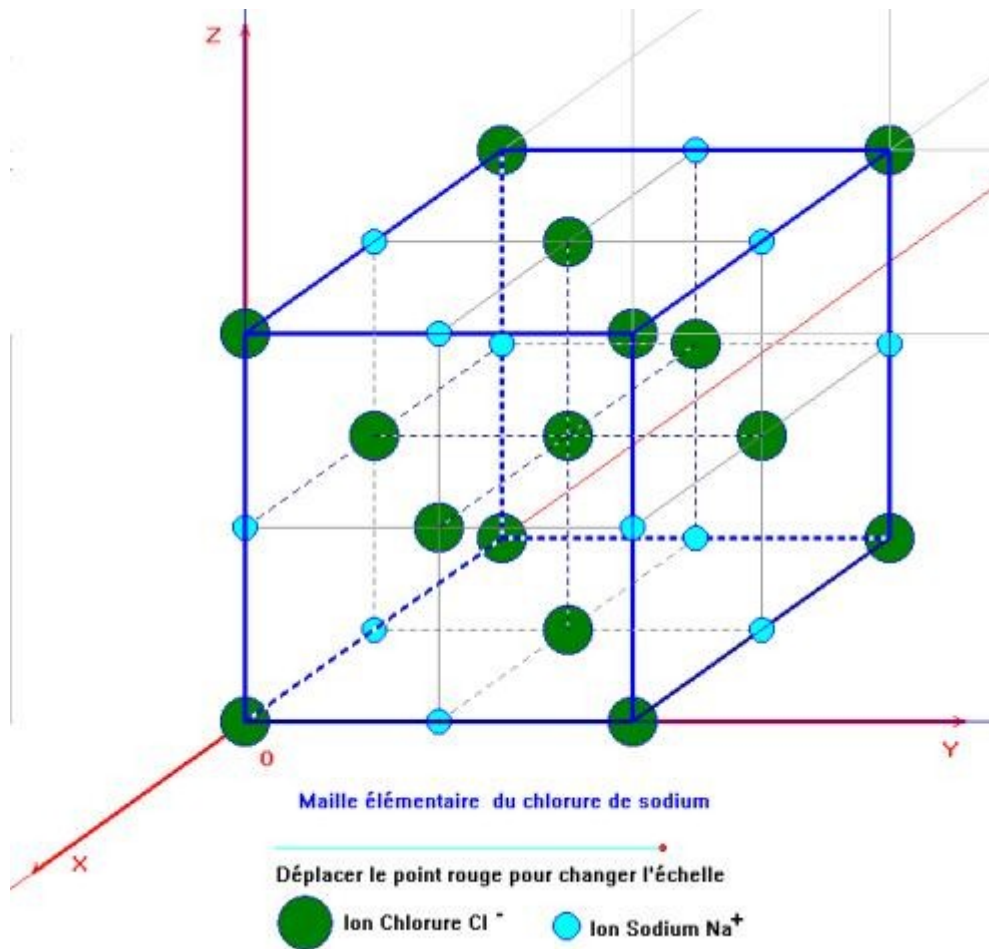
- (A - Z) neutrons
- et Z électrons.

- Les atomes peuvent former des édifices plus ou moins complexes.
- Ils peuvent former des [molécules](#) dans lesquelles les atomes forment des liaisons covalentes.

Molécule d'eau



- Ils peuvent former aussi des réseaux cristallins : métal assemblage compact et ordonné d'atomes identiques ou le [cristal ionique](#) assemblage compact et ordonné d'ions.



b)- Grandeurs permettant de décrire un système chimique.

- **Une mole** d'atomes, de molécules ou d'ions est la quantité de matière d'un système contenant $6,02 \times 10^{23}$ atomes, molécules ou ions.

- Le nombre d'AVOGADRO :
- On note : N_A atomes de carbone 12.
- On doit à Jean Perrin la première détermination de N_A en 1923.
- Le nombre N_A a été appelé constante d'Avogadro, en hommage à Avogadro, célèbre chimiste et physicien italien (1776 – 1856).
- Le nombre N_A représente le nombre d'entités élémentaires par mol, on l'exprime en mol^{-1} .
- Des mesures récentes indiquent qu'il y a $6,022137 \times 10^{23}$ atomes de carbone 12 dans 12,00 g de carbone 12.
- On arrondit cette valeur. On écrit :
- $N_A = 6,022137 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Conséquence : une mole, est un paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques identiques.
- **La masse molaire** d'une espèce chimique est la masse d'une mole de cette espèce chimique.
- On symbolise la masse molaire par **M**. La masse molaire s'exprime en g / mol.
- **La masse molaire atomique** est la masse d'une mole d'atomes de l'espèce considérée.
- Masse molaire atomique de l'élément carbone : **M(C)** = 12,0 g / mol.
- Masse molaire atomique de l'élément oxygène : **M(O)** = 16,0 g / mol.
- Masse molaire atomique de l'élément cuivre : **M(Cu)** = 63,5 g / mol.

- Masse molaire atomique de l'élément cuivre : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g / mol}$.
- Dans la nature, il y a 75 % de l'isotope 35 et 25 % de l'isotope 37.
- **La masse molaire moléculaire** est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée.
- La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.
- **Exemples :**
 - Déterminer la masse molaire moléculaire des espèces chimiques suivantes : H_2O ; Cl_2 ; H_2SO_4 et NH_3 .
 - Masse molaire de la molécule d'eau :
 - $M(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{O}) + 2 M(\text{H})$
 - $M(\text{H}_2\text{O}) \approx 1 \times 16,0 + 2 \times 1,0$
 - $M(\text{H}_2\text{O}) \approx 18 \text{ g / mol}$
 - Masse molaire du dichlore :
 - $M(\text{Cl}_2) = 2 M(\text{Cl})$
 - $M(\text{Cl}_2) \approx 2 \times 35,5$
 - $M(\text{Cl}_2) \approx 71,0 \text{ g / mol}$
 - Masse molaire de l'acide sulfurique :

- $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 M(\text{O})$
- $M(\text{H}_2\text{SO}_4) \approx 2 \times 1,0 + 1 \times 32,1 + 4 \times 16,0$
- $M(\text{H}_2\text{SO}_4) \approx 98 \text{ g / mol}$
- Masse molaire de l'ammoniac :
- $M(\text{NH}_3) = M(\text{N}) + 3 M(\text{H})$
- $M(\text{NH}_3) \approx 1 \times 14,0 + 3 \times 1,0$
- $M(\text{NH}_3) \approx 17 \text{ g / mol}$
- **La masse molaire ionique** est la masse d'une mole d'ions de l'espèce considérée.
- On peut négliger la masse des électrons devant la masse du noyau d'un atome.
- La masse molaire d'un ion monoatomique est pratiquement égale à celle de l'atome correspondant.
- **Exemples :**
- $M(\text{Na}^+) \approx M(\text{Na})$
- $M(\text{Cl}^-) \approx M(\text{Cl})$

Elément chimique :			
Nom	Phosphore	Oxygène	Soufre
Symbole	P	O	S
Masse molaire g / mol	31,0	16,0	32,1

- Pour déterminer la masse molaire d'un ion polyatomique, on fait comme pour les molécules.

- Masse molaire de l'ion phosphate : PO_4^{3-} :

- $M(\text{PO}_4^{3-}) \approx M(\text{P}) + 4 M(\text{O})$

- $M(\text{PO}_4^{3-}) \approx 1 \times 31,0 + 4 \times 16,0$

- $M(\text{PO}_4^{3-}) \approx 95,0 \text{ g / mol}$

- Masse molaire de l'ion sulfate : SO_4^{2-}

- $M(\text{SO}_4^{2-}) \approx M(\text{S}) + 4 M(\text{O})$

- $M(\text{SO}_4^{2-}) \approx 1 \times 32,1 + 4 \times 16,0$

- $M(\text{SO}_4^{2-}) \approx 96,1 \text{ g / mol}$

2)- Les solutions aqueuses.

- Lorsqu'on dissout une espèce chimique dans un liquide on obtient une solution.

- L'espèce chimique dissoute est appelée le **soluté**.

- Le liquide dans lequel on dissout l'espèce chimique est appelé le **solvant**.

- Si le solvant utilisé est l'eau, on obtient une solution aqueuse.

- Une solution est un liquide homogène contenant plusieurs constituants.
- L'espèce chimique mise en solution peut être constituée de :
 - Molécules (solide moléculaire, liquide ou gaz)
 - Ou d'ions (solides ioniques).
- Le soluté est ionique si la solution obtenue est formée d'ions parmi des molécules d'eau.
- C'est le cas de la solution aqueuse de sulfate de cuivre II.
- La solution contient des ions cuivre II et des ions sulfate.
- Lors de la réalisation de la solution avec le cristal ionique, le soluté réagit avec l'eau.
- Le soluté est moléculaire si la solution obtenue contient des molécules de soluté (soluté moléculaire) et des molécules d'eau.
- Lors de la réalisation de la solution, le soluté ne réagit pas avec l'eau.
- C'est le cas de la solution de saccharose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) et de celle du diiode.
- La solution de saccharose contient des molécules de saccharose et celle de diiode contient des molécules de diiode et bien sûr des molécules de solvant : l'eau.

3)- Pourquoi mesurer en chimie ?

- Quelques étiquettes :



**EVIAN EST UNE EAU MINÉRALE NATURELLE,
RECONNUE FAVORABLE À LA SANTÉ
PAR L'ACADÉMIE NATIONALE DE MÉDECINE.**

La minéralisation constante et équilibrée de
l'eau minérale naturelle d'Evian présente
les caractéristiques suivantes (en mg/l):

Calcium	78	Bicarbonates	357
Magnésium	24	Sulfates	10
Sodium	5	Chlorures	4,5
Potassium	1	Nitrates	3,8
Silice	13,5		

Résidu sec à 180°C: 309mg/l - pH : 7,2
Source Cachat - S.A.E.M.E. 74500 Evian

**L'eau d'Evian est recommandée
pour l'alimentation du bébé.**

VALEURS NUTRITIONNELLES MOYENNES		de N
Énergie kcal kJ		19
Protéines en (g)		
Glucides (g)		8
Lipides (g)		
Calcium (mg)		1
Magnésium (mg)		1
Vitamine E (mg)		
Vitamine C (mg)		
Vitamine B1 (mg)		
Niacine PP (mg)		1
Vitamine B6 (mg)		
Vitamine B9 (µg)		1
Vitamine B5 (mg)		1

Lait stérilisé U.H.T. den	
Valeurs Nutritionnelles Moyenne	
(Conformément au décret N°93-11)	
Valeur Energétique	190
Protéines	
Glucides	
Lipides	
Calcium	
* Soit 15% des Apports Journali	

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

- Pour **informer** le consommateur, le fabricant indique sur l'emballage la composition du produit.
- Il indique la nature et la masse des espèces qu'il contient.
- Pour **surveiller** la qualité et la fraîcheur d'un lait, on peut mesurer sa densité, son pH.
- De l'air que l'on respire à l'eau que l'on boit, tout est mesuré.
- On réalise des **analyses** de sang pour dépister certaines maladies, pour connaître les quantités de matière de sucre, de cholestérol, de fer, de magnésium, etc.
- Cela permet d'établir un diagnostic et de donner un traitement.
- On analyse l'air que l'on respire ;
- Pour lutter contre la pollution de l'air, il faut contrôler le taux de monoxyde de carbone et le taux de dioxyde de carbone présents dans les gaz d'échappement des voitures.
- On demande aux automobilistes de rouler plus lentement lorsque le taux d'ozone dépasse $360 \mu\text{g par m}^3$ d'air dans la basse atmosphère.
- On analyse l'eau que l'on boit : Une eau est potable si sa teneur en nitrate est inférieure à $50 \mu\text{g}$ par litre.
- La **surveillance** et la **protection** de l'environnement, le **contrôle de la qualité** des produits agroalimentaires nécessitent des mesures nombreuses et variées :
 - Mesure de la concentration massique, de la densité, du **pH**, ...

II- Quantité de matière d'un solide ou d'un liquide.



1)- Quantité de matière et masse..

- La quantité de matière d'une espèce chimique ne se mesure pas, elle se détermine grâce à d'autres grandeurs physiques qui elles se mesurent.

- Relation :

$\mathbf{m_A = n_A \cdot M(A) \quad (1)}$ ou $\mathbf{n_A = \frac{m_A}{M(A)} \quad (1)'}$	▶ $\mathbf{n_A}$: Quantité de matière de l'espèce chimique considérée A en mol ▶ $\mathbf{M(A)}$: Masse molaire de l'espèce chimique considérée en g / mol ▶ $\mathbf{m_A}$: Masse de l'espèce chimique considérée en g
--	--



Applications 1 : Calculer la quantité de matière $\mathbf{n_1}$ d'eau contenue dans un litre d'eau.

- On donne : la masse de un litre d'eau est $\mathbf{m_1 = 1,00 \text{ kg}}$.

- L'eau a une structure moléculaire de formule $\mathbf{H_2O}$.

- Masse molaire de la molécule d'eau :

$$\mathbf{M(H_2O) = 2 M(O) + M(H)}$$

$$\mathbf{M(H_2O) \approx 2 \times 16,0 + 1 \times 1,0}$$

$$\mathbf{M(H_2O) \approx 18 \text{ g / mol}}$$

- Quantité de matière contenue dans un litre d'eau :

$$n_1 = \frac{m_1}{M(H_2O)}$$

$$n_1 = \frac{1000}{18}$$

$$n_1 \approx 56 \text{ mol}$$

 **Application 2 :** On pèse un morceau de sucre à l'aide d'une balance électronique.

- La pesée donne une masse $m_s = 5,95 \text{ g}$.
- Déterminer la quantité de matière n_s de saccharose que contient ce morceau de sucre ?
- Masse molaire du saccharose : $M_s = M(C_{12}H_{22}O_{11}) \approx 342 \text{ g/mol}$
- Quantité de matière de saccharose :

$$n_s = \frac{m_s}{M(C_{12}H_{22}O_{11})} \Rightarrow n_s \approx \frac{5,95}{342}$$

$$n_s \approx 17,4 \text{ mmol}$$

$$n_s \approx 1,74 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

- Conclusion : En pratique, pour déterminer la valeur de la quantité de matière d'une espèce solide ou liquide, on peut utiliser la pesée.
- Par contre la pesée d'un échantillon gazeux est très délicate.

- Elle est rarement utilisée pour la détermination de la quantité de matière d'un échantillon gazeux.

2)- Quantité de matière et volume.

a)- La masse volumique.

- Relation :

$\rho = \frac{m}{V} \quad (2)$	▶ m : Masse de l'échantillon considéré en g ▶ V : Volume occupé par l'échantillon en m³ ▶ ρ : Masse volumique de l'échantillon en kg / m³
--------------------------------	--

- Remarque : on exprime aussi les masses volumiques en g / cm³ ou g / mL

- Rappel : 1 m³ = 10³ dm³ = 10⁶ cm³ = 10³ L

b)- Densité d'un liquide.

- C'est une grandeur très utilisée en chimie.

- La densité d'un liquide par rapport à l'eau est égale au rapport entre la masse d'un volume **V** du liquide et la masse d'un même volume d'eau.

$$d = \frac{\text{Masse d'un volume } V \text{ du liquide}}{\text{Masse d'un volume } V \text{ d'eau}}$$

Masse d'un même volume V d'eau

- Relation : on écrit :

$d = \frac{m_{\text{liq}}}{m_{\text{eau}}}$	(3)	► La densité est un nombre qui s'exprime sans unité.
---	-----	--

- Remarque : Connaissant la masse volumique du liquide, on peut utiliser la relation suivante

- $m_{\text{liq}} = \mu_{\text{liq}} \cdot V$ (4)

- De même pour le volume V d'eau : $m_{\text{eau}} = \mu_{\text{eau}} \cdot V$

- On déduit la relation suivante :

$d = \frac{m_{\text{liq}}}{m_{\text{eau}}} = \frac{\mu_{\text{liq}} \cdot V}{\mu_{\text{eau}} \cdot V}$ $d = \frac{\mu_{\text{liq}}}{\mu_{\text{eau}}} \quad (4)$	(4)	► La densité est un nombre qui s'exprime sans unité.
---	-----	--

- La masse volumique de l'eau :

μ_{eau}	1,0 kg / dm ³
	1,0 g / cm ³

c)- Relation entre le volume et la quantité de matière d'un échantillon.

- Considérons un échantillon de liquide (exemple : alcool absolu : éthanol)

- Le volume de l'échantillon : **V**

- La masse volumique de l'échantillon **μ**

- La masse molaire de l'échantillon **M**

- La quantité de matière de l'échantillon est donnée par la relation :

- $\mathbf{n = \frac{m}{M}}$ avec $\mathbf{m = \mu \cdot V}$

- On en déduit la relation suivante :

$\mathbf{n = \frac{\mu \cdot V}{M}}$	(5)	► μ : Masse volumique de l'échantillon en kg / m³ ► V : Volume occupé par l'échantillon en m³ ► M : Masse molaire de l'espèce chimique considérée en g / mol
--------------------------------------	-----	---

- **Attention aux unités** : La masse molaire s'exprime en g / mol. Il faut que les unités de masse et de volume soient cohérentes.
- Il faut exprimer la masse volumique en g / L si le volume est exprimé en L ou en g / mL si le volume est exprimé en mL.



Application 3 : L'hexane est un liquide incolore formé de molécule de formule C_6H_{14} et dont la masse volumique est $\mu = 660 \text{ g / L}$.

- Déterminer la valeur du volume nécessaire, que l'on doit prélever, pour obtenir 0,10 mol d'hexane.
- Réponse :
- Volume nécessaire :
- La relation (5) permet d'écrire :

$$n = \frac{\mu \cdot V}{M} \Rightarrow V = \frac{n \cdot M}{\mu}$$

- Masse molaire de l'hexane :
- $M = 6 M(\text{C}) + 14 M(\text{H})$
- $M \gg 86,0 \text{ g / mol}$

$$V = \frac{n \cdot M}{\mu}$$

$$V = \frac{0,10 \times 86,0}{660}$$

$$V \approx 1,3 \times 10^{-2} \text{ L}$$

$$V \approx 13 \text{ mL}$$

Application 4 : "à voir"

3)- Quantité de matière et concentration.

a)- La concentration molaire (volumique).

- La concentration molaire d'une espèce chimique en solution est la quantité de matière de soluté présente dans un litre de solution.

- Relation :

$C = \frac{n}{V}$	(6)	► n : la quantité de matière de soluté en mol. ► V ; le volume de la solution en L ► C : la concentration molaire en soluté de la solution aqueuse en mol / L
-------------------	-----	---

- Remarque : Cas d'une solution qui contient des molécules de soluté **X** .

- Il y a deux façons de noter la concentration :
- Soit C_x ou $[X]$.
- Exemple pour une solution aqueuse de diiode de concentration 0,020 mol / L, on peut écrire :
- $C(I_2) \approx 0,020 \text{ mol / L}$ ou $[I_2] \approx 0,020 \text{ mol / L}$
- Cas d'une solution ionique. Exemple : Une solution aqueuse de sulfate de cuivre II.
- $C(CuSO_4) \approx 0,020 \text{ mol / L}$ ou $[SO_4^{2-}] \approx 0,020 \text{ mol / L}$ et $[Cu^{2+}] \approx 0,020 \text{ mol / L}$
- Mais l'écriture : $[CuSO_4] \approx 0,020 \text{ mol / L}$ n'a pas de sens.

b)- Relation entre concentration et quantité de matière.

- Relation :

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = C \cdot V \quad (6')$$

- **Application :**

- On souhaite préparer un volume $V = 250,0 \text{ mL}$ d'une solution de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ de concentration molaire $C = 1,20 \times 10^{-2} \text{ mol / L}$.
- Déterminer la valeur de la masse m_s de saccharose à peser.
- Masse molaire du saccharose : $M_s = M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ g / mol}$

- Il faut utiliser la relation (1) liant la masse, la quantité de matière et la masse molaire :

- $m_s = n_s \cdot M(S)$ (1)

- Il faut utiliser la relation liant (6) la concentration, la quantité de matière et le volume :

- $C(s) = \frac{n_s}{V}$ (6)

- En combinant ces deux relations, on écrit :

- $m_s = C_s \cdot M(S) \cdot V$

- Application numérique : **attention aux unités** : il faut que les unités de volume soient cohérentes.

- $m_s = C_s \cdot M(S) \cdot V$

- $m_s \approx 1,20 \times 10^{-2} \times 250,0 \times 10^{-3} \times 342$

- $m_s \approx 1,03 \text{ g}$

- Le résultat : 1,026. on arrondit et on garde 3 chiffres significatifs (comme la donnée qui en comporte le moins)

c)- Concentration massique. (Rappel de 5^{ième})

- On parle aussi de teneur massique ou de titre massique.

- La concentration massique d'une espèce moléculaire **A** d'une solution est définie par la relation suivante :

$t(A) = C_m(A) = \frac{m(A)}{V}$	(7)	► m(A) : Masse de l'espèce moléculaire A dissoute en g ► V : Volume de la solution en L ► t(A) : Titre massique ou concentration massique en g / L
----------------------------------	-----	---

Application 5 :

- Déterminer le titre massique de la concentration en saccharose de l'application précédente.
- Titre massique en saccharose de la solution :

$$t(s) = C_m(s) = \frac{m(s)}{V} \approx \frac{1,03}{250,0 \times 10^{-3}}$$

$$t(s) \approx 4,12 \text{ g/L}$$

- Pour aller plus loin : déterminer la relation liant la concentration molaire et la concentration massique.

$$t(A) = C_m(A) = \frac{m(A)}{V} \quad \text{avec } m_A = n_A \cdot M(A)$$

$$t(A) = C_m(A) = \frac{m(A)}{V} = \frac{n_A \cdot M(A)}{V} = \frac{n_A}{V} \cdot M(A)$$

$$\text{- On tire : } t(A) = C_m(A) = C(A) \cdot M(A) \quad (9)$$

- On peut refaire l'application précédente en utilisant cette relation :

$$- \rho \text{ (s)} = C_m(S) = C_s \cdot M(S)$$

$$- \rho \text{ (s)} \approx 1,20 \times 10^{-2} \times 342$$

$$- \rho \text{ (s)} \approx 4,10 \text{ g / L}$$

III- Quantité de matière d'un gaz.

1)- Rappels.

a)- Propriétés des gaz

- Les gaz sont expansibles (ils occupent tout le volume offert). Ils sont compressibles.

- Tous les gaz ont une structure moléculaire.

- À l'état gazeux règne le chaos moléculaire.

- Les molécules se déplacent dans toutes les directions de façon désordonnée.

- Pour déterminer la quantité de matière d'un échantillon de gaz, il faut connaître sa température, son volume et sa pression.

b)- Pression d'un gaz.

- Par définition, la pression d'un gaz est donnée par la relation suivante :

$$p = \frac{F}{S} \quad (8) \quad \blacktriangleright \quad F : \text{Force pressante en newton N}$$

S	▶ S : Aire de la surface plane en m^2 ▶ p : Pression en pascal Pa
----------	--

- Unité légale de pression.
 - Par définition, l'unité légale de pression est le Pascal de symbole **Pa**.
 - C'est la pression exercée par une force pressante de 1 N sur une surface plane de 1 m^2 .
 - On emploie couramment d'autres unités :
 - Le bar (bar) : $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$
 - L'hectopascal : $1 \text{ hPa} = 10^2 \text{ Pa} = 1 \text{ mbar}$
- c)- La température absolue.
- L'agitation des molécules constituant un gaz, sous faible pression caractérise son état thermique.
 - L'agitation des molécules qui constituent un gaz est liée à une grandeur macroscopique : la température absolue du gaz, notée **T**.
 - L'unité de température absolue est le Kelvin : symbole K.
 - La température absolue étant liée à l'agitation des molécules d'un gaz, on ne peut pas refroidir indéfiniment un gaz.
 - Lorsque la température diminue, l'agitation thermique diminue aussi.

- Lorsque les molécules sont immobiles, il n'y a plus d'agitation thermique et on ne peut plus refroidir : c'est le zéro absolu.
- En l'absence de toute agitation thermique la température $T = 0 \text{ K}$. C'est le zéro absolu où toutes les particules sont immobiles.
- Au zéro absolu, la température absolue est nulle, la pression est nulle et il n'y a plus d'agitation thermique.
- La température absolue est une grandeur obligatoirement positive.
- Relation : l'échelle de **température Celsius** (température notée θ) se déduit de la **température absolue** (température notée T) par la relation :
 - $T (\text{K}) = \theta ^\circ \text{C} + 273,15$
 - On peut utiliser la relation approchée :
 - $T (\text{K}) \approx \theta ^\circ \text{C} + 273$

2)- Équation d'état du gaz parfait.

- Les quatre paramètres pression p , volume V , température absolue T et quantité de matière n sont liés par une relation appelée :
- Équation d'état du gaz parfait.

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$	(9)	▶ p : Pression en pascal (Pa) ▶ V : Volume en mètre cube (m^3) ▶ n : Quantité de matière (mol) ▶ T : Température en kelvin (K)
---------------------------------	-------	---

- **R** est la constante du gaz parfait : $R \approx 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
- On appelle gaz parfait, le gaz pour lequel la relation précédente est vérifiée.
- Condition d'utilisation de l'équation d'état.
- Le gaz parfait est un modèle.
- Pour un gaz réel, $p \cdot V \approx n \cdot R \cdot T$ si la pression est faible et si la température n'est pas trop basse.
- Dans les conditions habituelles de température et de pression, l'air (mélange de gaz) se comporte comme un gaz parfait.
- Cette relation permet de déterminer la quantité de matière d'un échantillon de gaz connaissant sa température son volume et sa pression.
- Application : Soit un flacon de volume $V = 1,1 \text{ L}$ rempli de dichlore sous la pression $p = 1013 \text{ hPa}$ à la température $\theta = 20,0^\circ \text{C}$.
- Calculer la quantité de matière n de dichlore présente dans le flacon.
- Il faut exprimer la pression p en Pa : $p = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$
- Il faut utiliser la température absolue T : $T (\text{K}) \approx \theta^\circ \text{C} + 273$
- $T \approx 20 + 273$
- $T \approx 293 \text{ K}$

- Quantité de matière de dichlore :

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} \approx \frac{1,013 \times 10^5 \times 1,1 \times 10^{-3}}{8,31 \times 293}$$

$$n \approx 4,58 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

- $n \approx 4,6 \times 10^{-2} \text{ mol}$

3)- Volume molaire d'un gaz.

a)- Définition.

- Le volume molaire V_m est le volume d'une mole du gaz parfait . Il s'exprime en mol / L.

- Calculer le volume molaire du gaz parfait dans les conditions normales de température et de pression.

- **C.N.T.P** : $\theta = 0,00 \text{ }^\circ\text{C}$ et $p = 1013 \text{ hPa}$.

- Le volume molaire V_m est le volume d'une mole du gaz parfait : $n = 1$ et d'après l'équation état d'un gaz parfait :

$$V_m = \frac{R \cdot T}{p}$$

$$V_m \approx \frac{8,31 \times 273,15}{1,013 \times 10^5}$$

$$V_m \approx 2,24 \times 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$V_m \approx 22,4 \text{ L}$$

$$V_m = \frac{R \cdot T}{p}$$

- Remarque : la formule $V_m = \frac{R \cdot T}{p}$ montre que le volume molaire du gaz parfait dépend de la température et de la pression.
- La plupart des gaz sous des pressions inférieures à quelques bars se comportent comme un gaz parfait.
- Leur volume molaire est égal à celui du gaz parfait. C'est la Loi d'Avogadro – Ampère.



Application 6 :

- Calculer le volume molaire du gaz parfait dans les conditions standard définies par : $p = 1,00 \text{ bar}$ et $\theta = 20,0^\circ \text{ C}$.
- Volume molaire d'un gaz dans les conditions standard.

$$V_m = \frac{R \cdot T}{p}$$

$$V_m \approx \frac{8,31 \times 293,15}{1,00 \times 10^5}$$

$$V_m \approx 2,44 \times 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$V_m \approx 24,4 \text{ L}$$

b)- Relation entre le volume molaire et la quantité de matière.

- Les relations :

$$m_A = n_A \cdot M(A) \quad (1) \quad \text{ou} \quad n_A = \frac{m_A}{M(A)} \quad (1)'$$

- sont valables pour les solides, les liquides et les gaz.

- Il est plus facile de mesurer le volume d'un gaz que sa masse.

- Relation :

$V = n \cdot V_m \quad \text{ou} \quad n = \frac{V}{V_m}$	(10)	► n : Quantité de matière de l'espèce chimique gazeuse en mol ► V_m : Volume molaire de l'espèce chimique considérée en L ► V : Volume de l'espèce chimique gazeuse en L
---	------	--



Application 7 :

- Au cours d'une expérience, on recueille un volume $V = 24 \text{ mL}$ de dioxyde de carbone.
- On donne le volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m = 22 \text{ L / mol}$
- Calculer la quantité de matière n de dioxyde de carbone recueilli.
- quantité de matière n de dioxyde de carbone recueilli.

$$n = \frac{V}{V_m} \approx \frac{24 \times 10^{-3}}{22}$$
$$n \approx 1,1 \times 10^{-3} \text{ mol}$$