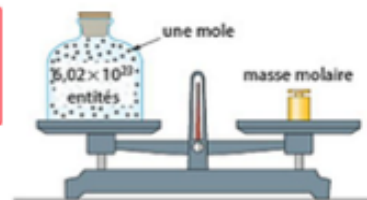


I. Calculer une quantité de matière pour les solides et les liquides

A- Masse molaire

1) Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément, pris à l'état naturel.
Elle se note M et son unité est le gramme par mole (symbole : $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$).



Une mole d'oxygène contient (par définition) $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'oxygène.

Un atome d'oxygène pèse $2,66 \times 10^{-23}$ g.

Par conséquent, une mole d'oxygène pèse :

$M(\text{O}) = 6,02 \times 10^{23} \times 2,66 \times 10^{-23} = 16,0$ g. C'est la masse molaire de l'oxygène.

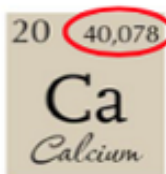
La masse molaire est liée à la masse de l'entité $m_{\text{entité}}$ qui compose cette espèce chimique et à la constante d'Avogadro N_A :

$$M = m_{\text{entité}} \times N_A$$

M : masse molaire de l'espèce en gramme par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

$m_{\text{entité}}$: masse de l'entité en gramme (g)

N_A = $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

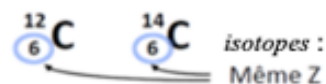


Pour ne pas revenir à chaque fois à l'échelle microscopique pour calculer des masses molaires atomiques, celles-ci sont répertoriées dans la classification périodique.

Exemples des masses molaires courantes :

Elément chimique	Masse molaire
Hydrogène	$M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Carbone	$M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Azote	$M(\text{N}) = 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Oxygène	$M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Chlore	$M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La masse molaire atomique d'un élément tient compte de l'abondance naturelle des différents isotopes qui constituent l'élément.

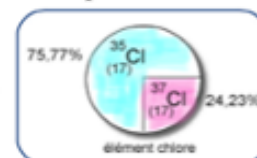


Exemple : L'élément chlore se trouve dans la nature essentiellement sous la forme de deux isotopes :

- 75,77 % de chlore 35 avec $M(^{35}_{17}\text{Cl}) = 35,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- 24,23 % de chlore 37 avec $M(^{37}_{17}\text{Cl}) = 37,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La masse molaire de l'élément chlore est une moyenne des masses molaires de ses deux isotopes.

$$M(\text{Cl}) = \frac{75,77}{100} \times 35,0 + \frac{24,23}{100} \times 37,0 = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$



2) Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une espèce est la masse d'une mole de ses molécules.
Elle se calcule en additionnant les masses molaires des atomes qui constituent la molécule.

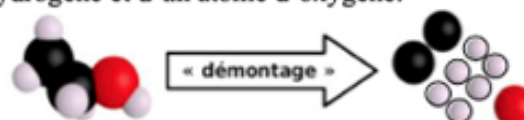
Exemple : masse molaire de l'éthanol de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

L'éthanol est composé de 2 atomes de carbone, de 6 atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.

La masse molaire de l'éthanol se calcule ainsi :

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{O})$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 1 \times 16,0 = 46,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$



Exercices : Calculer la masse molaire moléculaire des espèces suivantes :

- dioxyde de carbone : $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- butane : $M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \times M(\text{C}) + 10 \times M(\text{H}) = 4 \times 12,0 + 10 \times 1,0 = 58,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- acide nitrique : $M(\text{HNO}_3) = M(\text{H}) + M(\text{N}) + 3 \times M(\text{O}) = 1,0 + 14,0 + 3 \times 16,0 = 63,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Remarque : Dans le cas d'un ion, la masse des électrons perdus ou gagnés est négligeable par rapport à la masse de l'atome. La masse molaire d'un ion est considérée comme égale à celle de l'atome (ou des atomes) qui le constitue(nt).

Exemples : $M(\text{Cu}^{2+}) = M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M(\text{SO}_4^{2-}) = M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 32,1 + 4 \times 16,0 = 96,1 \text{ g.mol}^{-1}$

B- Calculer une quantité de matière pour les solides et les liquides.

Vidéo : déterminer une quantité de matière

<https://youtu.be/RaO9a7nlbMk>



La quantité de matière est indispensable au chimiste. Or, il n'existe pas d'appareil de laboratoire permettant une mesure **directe** de sa valeur. Il faut donc la calculer à partir d'une autre mesure réalisable.

1) Calcul à partir de la masse (pour tous les états)

La quantité de matière n d'une espèce chimique de masse m et de masse molaire M est donnée par la relation :

$$n = \frac{m}{M}$$

n : quantité de matière en mole (mol)
 m : masse en gramme (g)
 M : masse molaire en gramme par mole (g.mol^{-1})

Exercices :

a) Calculer la quantité de matière contenue dans 22,5 g d'aspirine de masse molaire : $M = 180,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Quantité de matière d'aspirine : $n = \frac{m}{M} = \frac{22,5}{180,0} = \underline{0,125 \text{ mol}}$

b) Calculer la quantité de matière contenue dans 1,8 g de vanilline de formule $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3$.

• **Masse molaire de la vanilline :**

$$M(\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3) = 8 \times M(\text{C}) + 8 \times M(\text{H}) + 3 \times M(\text{O}) = 8 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 3 \times 16,0 = \underline{152,0 \text{ g.mol}^{-1}}$$

• **Quantité de matière de vanilline :** $n = \frac{m}{M} = \frac{1,8}{152,0} = 0,012 \text{ mol} = \underline{1,2 \times 10^{-2} \text{ mol}}$

c) Calculer la masse correspondant à $1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de linalol, de formule $\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}$.

• **Masse molaire du linalol :**

$$M(\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}) = 10 \times M(\text{C}) + 18 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 10 \times 12,0 + 18 \times 1,0 + 16,0 = \underline{154,0 \text{ g.mol}^{-1}}$$

• **Masse de linalol :** $m = n \times M = 1,5 \times 10^{-2} \times 154,0 = \underline{2,3 \text{ g}}$

2) Calcul à partir du volume (pour les liquides purs)

Pour un liquide pur, il est plus facile de mesurer son volume que de peser sa masse.

Dans ce cas, on utilise la masse volumique ρ du liquide qui se calcule par l'expression : $\rho = \frac{m}{V}$.

La masse d'un liquide est alors : $m = \rho \times V$. En remplaçant dans la formule précédente, on obtient :

$$n = \frac{\rho \times V}{M}$$

n : quantité de matière en mole (mol)
 ρ : masse volumique en gramme par millilitre (g.mL^{-1})
 V : volume du corps pur liquide en millilitre (mL)
 M : masse molaire en gramme par mole (g.mol^{-1})

Exercice : L'éthanol est un liquide de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ et de masse volumique $\rho = 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$. Calculer la quantité de matière contenue dans un volume de 500 mL d'éthanol.

• **Masse molaire de l'éthanol :**

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = \underline{46,0 \text{ g.mol}^{-1}}$$

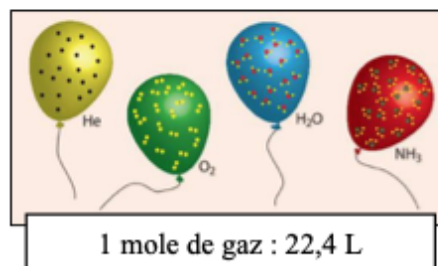
• **Quantité de matière d'éthanol :** $n = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{0,79 \times 500}{46,0} = \underline{8,6 \text{ mol}}$

II. Calculer une quantité de matière pour les gaz

1) Volume molaire d'un gaz

Dans les mêmes conditions de température et de pression, une mole de gaz occupe un volume précis qui ne dépend pas de la nature du gaz. Il s'agit du volume molaire du gaz.

Cela signifie que, à température et pression fixées, TOUS les gaz ont le même volume molaire !



Le volume molaire est le volume occupé par une mole de gaz, pour une température et une pression données. Il se note V_m et se mesure en $L \cdot mol^{-1}$. Sa valeur est la même pour tous les gaz.

Le volume molaire ne dépend que de la température et de la pression, il est le même pour tous les gaz.

- Dans les « conditions normales de température et de pression », CNTP en abrégé :
 $T = 0^\circ C$ et $P = 1,013 \text{ bar}$, le volume molaire vaut $V_m = 22,4 L \cdot mol^{-1}$.
- Pour $T = 25^\circ C$ et $P = 1,013 \text{ bar}$, $V_m = 24,5 L \cdot mol^{-1}$. S'il fait plus chaud, le gaz prend plus de place.
- Pour $T = 25^\circ C$ et $P = 2,026 \text{ bar}$, $V_m = 12,2 L \cdot mol^{-1}$. Si la pression augmente, le gaz prend moins de place.

2) Calcul de la quantité de matière d'un gaz

La quantité de matière n d'un gaz de volume V est donnée par la relation :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

n : quantité de matière en mole (mol)
 V : volume du gaz en litre (L)
 V_m : volume molaire en litre par mole ($L \cdot mol^{-1}$)

Exercices : On prendra comme volume molaire $V_m = 22,4 L \cdot mol^{-1}$, dans les conditions normales.

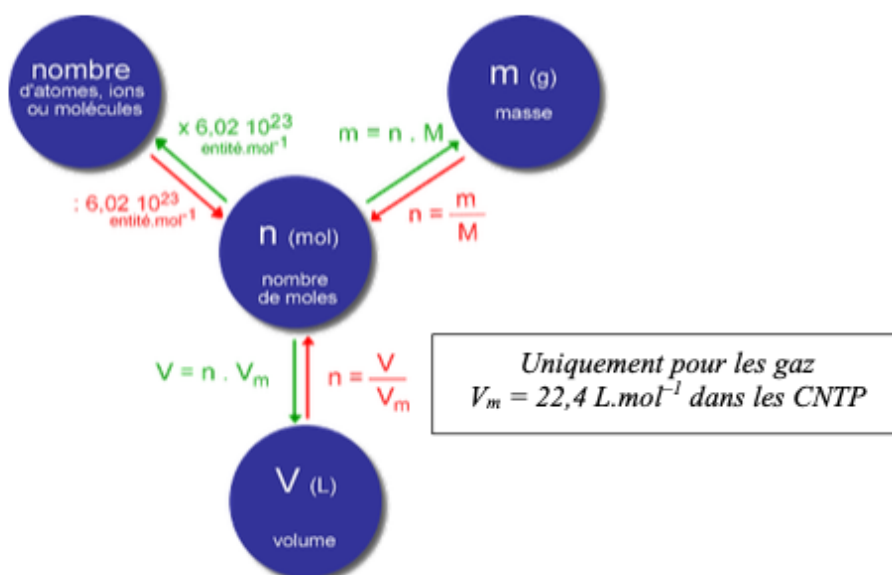
a) Calculer la quantité de matière de 40 L de méthane gazeux.

Quantité de matière de méthane : $n = \frac{V}{V_m} = \frac{40}{22,4} = 1,8 \text{ mol}$

b) Calculer le volume de $4,8 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de dioxyde de carbone.

Volume de dioxyde de carbone : $V = n \times V_m = 4,8 \times 10^{-2} \times 22,4 = 1,1 L$.

Pour résumer :



III. Calculer une quantité de matière à partir d'une concentration

La concentration d'un soluté en solution s'exprime en utilisant :

- soit la concentration en masse c_m :

La concentration en masse d'un soluté est la masse de soluté dissous par litre de solution. Elle se note c_m et se mesure en g.L^{-1} .

$$c_m = \frac{m}{V}$$

c_m : concentration en masse en gramme par litre (g.L^{-1})
 m : masse de soluté en gramme (g)
 V : volume de la solution en litre (L)

- soit la concentration en quantité de matière c (parfois appelée concentration tout court) :

La concentration en quantité de matière d'un soluté est la quantité de matière de soluté dissous par litre de solution. Elle se note c et se mesure en mol.L^{-1} .

$$c = \frac{n}{V}$$

c : concentration en quantité de matière en mole par litre (mol.L^{-1})
 n : quantité de matière de soluté en mole (mol)
 V : volume de la solution en litre (L)

Les deux concentrations sont liées par la relation :

$$c_m = c \times M$$

M : masse molaire du soluté en g.mol^{-1}

En effet : $c_m = \frac{m}{V}$ Or : $m = M \times n$ Donc : $c_m = \frac{M \times n}{V} = \frac{n}{V} \times M = c \times M$

Exercices :

- a) On dissout 3,0 g de poudre de permanganate de potassium dans 150 mL d'eau. Calculer la concentration en masse de permanganate de potassium de la solution obtenue.

$$c_m = \frac{m}{V} = \frac{3,0}{150 \times 10^{-3}} = \underline{20 \text{ g.L}^{-1}}.$$

- b) On dissout 0,50 mol de saccharose pour obtenir une solution de 200 mL. Calculer la concentration en quantité de matière de saccharose.

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,50}{200 \times 10^{-3}} = \underline{2,5 \text{ mol.L}^{-1}}.$$

- c) Après un effort, on prépare une boisson de concentration en masse de glucose de $18,0 \text{ g.L}^{-1}$. Calculer la concentration en quantité de matière c de cette solution ($M_{\text{glucose}} = 180,0 \text{ g.mol}^{-1}$)

$$c = \frac{c_m}{M} = \frac{18,0}{180,0} = \underline{0,100 \text{ mol.L}^{-1}}$$

IV. Spectrophotométrie UV-visible

Vidéo : Dosage par étalonnage
<https://youtu.be/p9kEDxtKcFM>

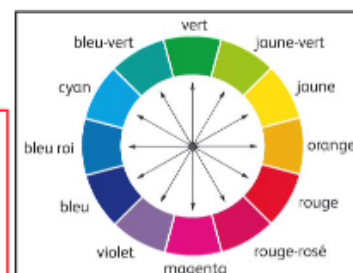


Quand une solution colorée est traversée par de la lumière blanche, elle se comporte comme un **filtre coloré** qui transmet certaines radiations et en absorbe d'autres.

Par exemple, une solution magenta de permanganate de potassium laisse passer les radiations magenta (bleue et rouge) et absorbe les radiations vertes, complémentaires du magenta.



Dans le cercle chromatique, les couleurs complémentaires sont diamétralement opposées.



La couleur d'une solution est celle qui est complémentaire de la couleur des radiations absorbées.

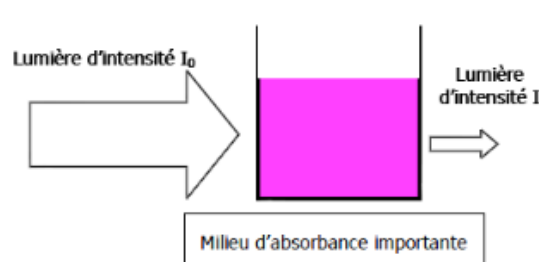
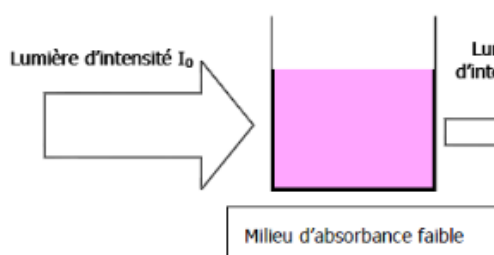
Autrement dit, les radiations principalement absorbées par une solution sont celles dont la couleur est complémentaire de la couleur de la solution.

Exemple : une solution de bleu de méthylène absorbe principalement les radiations jaunes, couleur complémentaire du bleu de la solution.

2) Absorbance d'une solution

Pour être plus précis, on définit l'absorbance mesurant la capacité d'un milieu à absorber une radiation de longueur d'onde λ qui le traverse.

Plus une solution est concentrée, plus elle semble foncée, plus son absorbance est grande. Si la solution est transparente, alors la lumière n'est pas absorbée et son absorbance est nulle.



L'absorbance, notée A , est une grandeur positive et sans unité. Elle est mesurée par un appareil appelé spectrophotomètre.

Le **spectrophotomètre** envoie une radiation de longueur d'onde λ et d'intensité I_0 données et la compare avec l'intensité lumineuse I sortant d'une solution. Il calcule et affiche l'absorbance A .



Remarque : l'absorbance d'une solution dépend principalement de la nature de la solution, de sa concentration et de la longueur d'onde λ de la lumière traversant la solution.

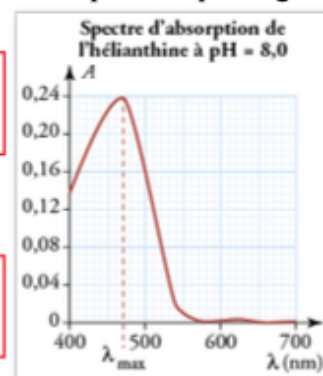
3) Spectre d'absorption d'une solution

En plaçant une solution dans la cuve du spectrophotomètre, on peut mesurer son absorbance pour chaque longueur d'onde de la lumière visible (entre 400 nm et 800 nm).

On obtient le graphique appelé « spectre d'absorption » représentant l'absorbance A de la solution en fonction de la longueur d'onde λ .

On constate que l'absorbance passe par un maximum $A_{\max}$ pour une valeur précise de longueur d'onde notée $\lambda_{\max}$.

La longueur d'onde $\lambda_{\max}$ correspond à la couleur la plus absorbée, qui est complémentaire de la couleur de la solution.



4) Loi de Beer-Lambert

D'après la loi de Beer-Lambert, l'absorbance de la solution (pour une longueur d'onde donnée) est proportionnelle à la concentration de cette solution.

Par exemple, plus la quantité de sirop de menthe dans de l'eau augmente, **plus sa concentration est grande**, plus la boisson est vert foncé, **plus son absorbance est grande**.

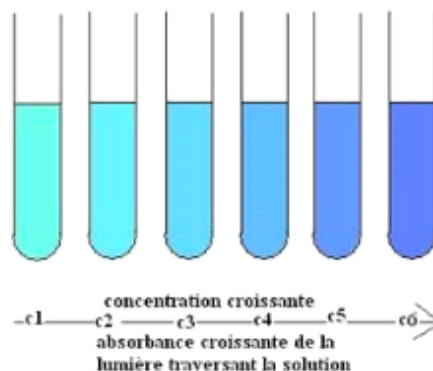
Elle se note donc :

$$A = k \times c$$

Avec A : absorbance (sans unité) ;

k : constante (en $L \cdot mol^{-1}$) ;

c : concentration en quantité de matière (en $mol \cdot L^{-1}$).



La constante k s'exprime en fonction de la longueur ℓ de la cuve et d'une autre constante notée ϵ (lettre « epsilon » dans l'alphabet grec) :

$$A = \epsilon \times \ell \times c$$

ou $A = \epsilon \ell c$

Avec A : absorbance (sans unité) ;

ℓ : longueur de la cuve (en cm) ;

c : concentration en quantité de matière (en $mol \cdot L^{-1}$).

ϵ : **coefficient d'extinction molaire** (en $L \cdot mol^{-1} \cdot cm^{-1}$) ;

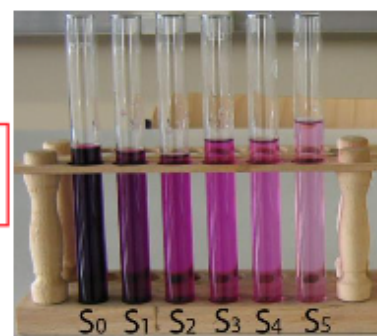
Ce coefficient caractérise la capacité qu'a une espèce à absorber la lumière d'une longueur d'onde donnée.

Remarque : La loi de Beer-Lambert est valable quand la solution n'est pas trop concentrée. Dans le cas contraire, absorbance et concentration ne sont plus proportionnelles.

5) Dosages spectrophotométriques par étalonnage

Doser une espèce chimique en solution consiste à déterminer la concentration de cette espèce.

Plusieurs méthodes existent pour effectuer un dosage. L'une d'elles est le **dosage spectrophotométrique par étalonnage**, utilisant des solutions étalons.

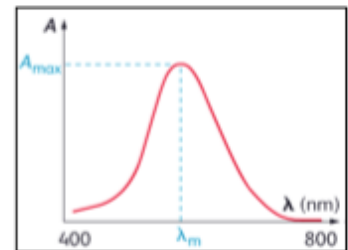


Les différentes étapes de ce dosage sont les suivantes :

- **1^{ère} étape : Choix de la longueur d'onde de travail $\lambda_{\max}$**

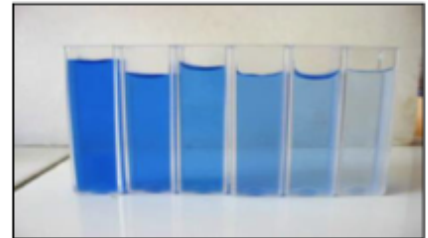
Grâce au spectre d'absorption, on choisit une longueur d'onde $\lambda_{\max}$ pour laquelle l'absorbance de l'espèce à doser est maximale, afin d'augmenter la précision des mesures.

Par exemple, on choisira une longueur d'onde correspondant au rouge pour une solution de sulfate de cuivre bleu turquoise (cyan).



- **2^{ème} étape : Préparation des solutions étalons de concentrations connues, par dilutions successives**

On réalise, à partir d'une solution mère de l'espèce à doser, une échelle de teinte en diluant successivement la solution mère pour obtenir des solutions filles de moins en moins concentrées et surtout de concentrations connues. Ces solutions sont appelées **solutions étalons**.

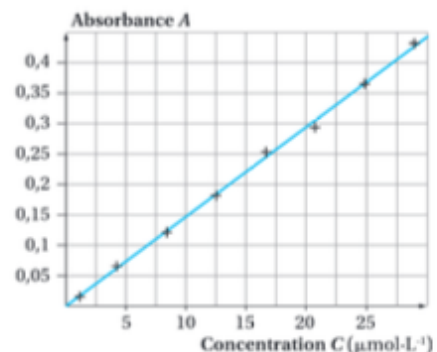


- **3^{ème} étape : Construction de la droite d'étalonnage : $A = f(c)$**

Pour la longueur d'onde $\lambda_{\max}$, on mesure l'absorbance A des solutions étalons.

On trace la **droite d'étalonnage** représentant l'absorbance des solutions étalons en fonction de leur concentration : **$A = f(c)$** .

On sait qu'il s'agit d'une droite passant par l'origine car il y a proportionnalité entre A et c d'après la loi de Beer-Lambert.



- **4^{ème} étape : Mesure de l'absorbance A_0 de la solution de concentration inconnue c_0**

- **5^{ème} étape : Utilisation de la droite d'étalonnage pour déterminer la concentration inconnue c_0**

On peut procéder :

- 1) **par lecture graphique** sur la droite d'étalonnage.
- 2) **par calcul** à partir de l'équation de la droite.

La droite d'étalonnage passe par l'origine.

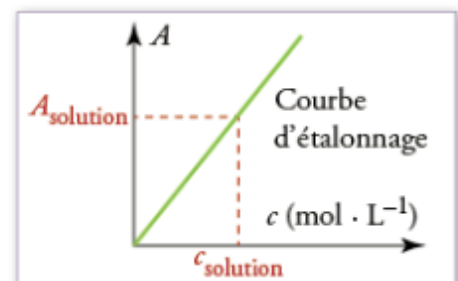
Son équation est de la forme : $A = k \times c$ avec k : coefficient directeur de la droite qu'il faut calculer.

Pour cela :

- On choisit un point M sur la droite,
- On lit ses coordonnées (c_M , A_M),

- On calcule le coefficient directeur k : $k = \frac{A_M}{c_M}$ en $L \cdot mol^{-1}$,

- On peut alors calculer la concentration c_0 avec l'équation de la droite : $c_0 = \frac{A_0}{k}$.



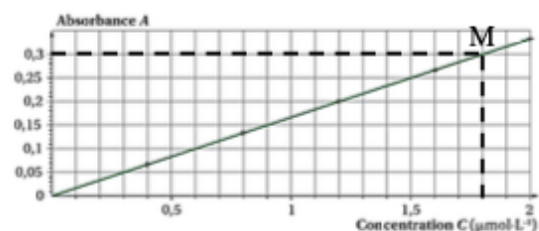
Exemple :

Point M de coordonnées : ($c_M = 1,8 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$; $A_M = 0,3$)

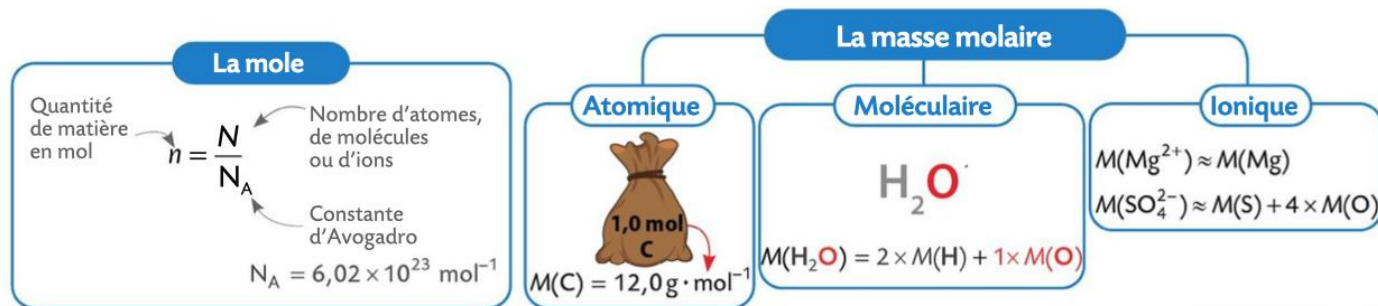
Coefficient directeur : $k = \frac{A_M}{c_M} = \frac{0,3}{1,8 \times 10^{-6}} = 1,7 \times 10^5 \text{ L.mol}^{-1}$

On mesure l'absorbance $A_0 = 0,22$ d'une solution de concentration inconnue.

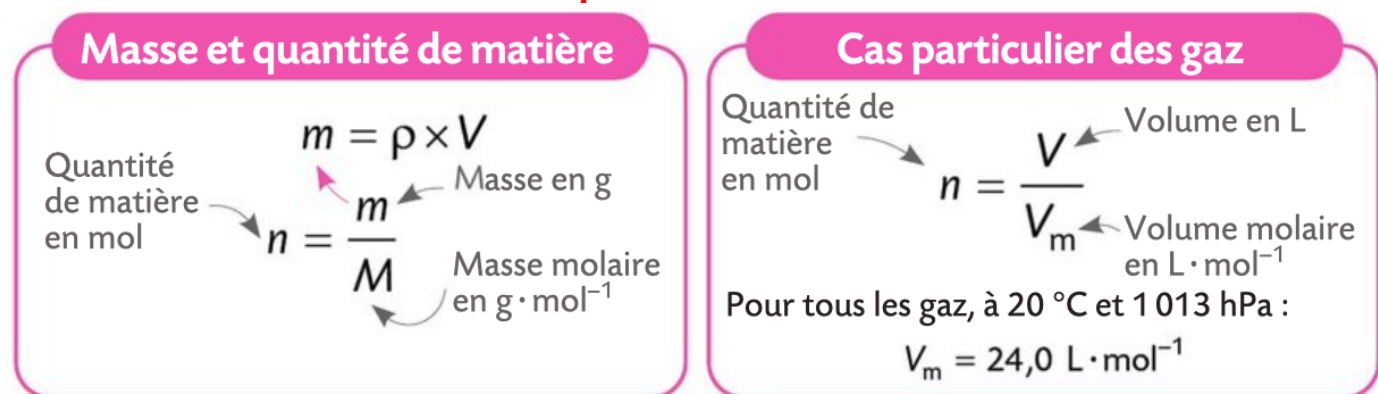
Sa concentration vaudra : $c_0 = \frac{A_0}{k} = \frac{0,22}{1,7 \times 10^5} = 1,3 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.



La masse molaire



La quantité de matière



Le dosage par étalonnage

