



EN
CARTES
MENTALES

1^{re}

SPÉCIALITÉ

PHYSIQUE CHIMIE

EN CARTES MENTALES

- » L'essentiel du cours
- » 16 cartes mentales
- » 112 exercices corrigés

ellipses

Détermination de la composition du système initial à l'aide de grandeurs physiques

1

CHAPITRE

L'essentiel du cours

Vouloir déterminer la composition d'un système chimique, c'est vouloir déterminer le nombre d'entités (atomes, ions, molécules) de chaque espèce chimique qui le constitue.

En chimie, pour dénombrer la quantité de matière on raisonne en « paquet » appelé « **mole** » contenant toujours le même nombre d'entités, le symbole de son unité est « mol ».

Par définition, 1 mole contient $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques, cette valeur est appelée la constante d'Avogadro (pour rendre hommage à ses travaux en chimie, elle est notée N_A).

1 Les grandeurs molaires

▶ 1.1. Les masses molaires

La masse molaire atomique

La masse molaire atomique correspond à la masse d'une seule mole d'atomes. Elle est notée M , elle s'exprime en g/mol soit $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Remarque

Généralement dans les classifications périodiques des éléments, les masses molaires atomiques tiennent compte de l'abondance naturelle des différents isotopes des éléments chimiques.

EXEMPLE. Quelques masses molaires atomiques « courantes ».

1 mole d'atomes d'hydrogène pèse 1,00 g	$M(^1\text{H}) = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
1 mole d'atomes de carbone pèse 12,0 g	$M(^{12}\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
1 mole d'atomes d'oxygène pèse 16,0 g	$M(^{16}\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire correspond à la masse d'une seule mole de molécules, elle s'exprime en g/mol soit $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Elle s'obtient en additionnant les masses molaires atomiques de tous les atomes qui constituent une seule molécule.

EXEMPLE. La masse molaire moléculaire de l'éthanol (de formule brute $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) se calcule de la façon suivante :

$$\begin{aligned}
 M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) &= [2 \times M(\text{C})] + [6 \times M(\text{H})] + [1 \times M(\text{O})] \\
 &= [2 \times 12,0] + [6 \times 1,00] + [1 \times 16,0] \\
 &= 46,0 \text{ g.mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

La masse molaire ionique

Comme la masse d'un électron est au moins 1835 fois plus faible que celle d'un seul nucléon constituant le noyau, il sera raisonnable de négliger la masse d'un ou de quelques électrons devant celle d'un atome. Par conséquent, la masse molaire d'un ion monoatomique (ou d'un ion polyatomique) est considérée comme égale à la masse molaire atomique de l'atome (respectivement la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent l'ion).

EXEMPLE. La masse molaire de l'ion monoatomique Cu^{2+} est « approximativement » égale à celle de l'atome (bien qu'il a perdu 2 électrons), soit :

$$M(\text{Cu}^{2+}) = M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

La masse molaire de l'ion polyatomique SO_4^{2-} est « approximativement » égale à la somme des masses molaires atomiques des atomes qui le constituent soit :

$$\begin{aligned}
 M(\text{SO}_4^{2-}) &= M(\text{SO}_4) = [M(\text{S})] + [4 \times M(\text{O})] \\
 &= [1 \times 32,1] + [4 \times 16,0] \\
 &= 96,1 \text{ g.mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

► 1.2. Le volume molaire

Par définition, le **volume molaire**, noté V_m , d'une espèce chimique à l'état gazeux correspond au volume occupé par une seule mole de gaz, dans des conditions de pression et de température fixées.

EXEMPLE.

	Température (en °C)	Pression (en hPa)	Volume molaire
Conditions normales de température de pression	0	1 013	22,4 L/mol
Conditions standard de température de pression	25	1 000	24,8 L/mol

Remarque

Si on se place à faible pression, les molécules du gaz sont éloignées et n'interagissent pas, dans ce cas Avogadro à découvert au XVII^e siècle que tous les gaz avaient le même volume molaire !

EXEMPLE. On pourra considérer qu'une mole de diazote (N_2) gazeux occupe le même volume qu'une mole de dioxygène (O_2) gazeux, dans les mêmes conditions de température et de pression soit : $V_m(\text{N}_2) = V_m(\text{O}_2)$.

► 1.3. Détermination de la quantité de matière

Comme il est fastidieux de vouloir calculer le nombre N d'entités contenues dans un échantillon de matière, il est plus facile de regrouper les entités en n paquets dénommés « moles ».

Étant donné le nombre d'états de la matière, 3 cas peuvent se présenter :

Si l'échantillon est à l'état solide

Si on considère un échantillon solide de masse m (en g), d'une entité chimique de masse molaire M (exprimée en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) alors cet échantillon représente une quantité de matière n (exprimée en mol) déterminée par la relation :

$$n = \frac{m}{M} \quad \left| \begin{array}{l} n \text{ en mol} \\ m \text{ en g} \\ M \text{ en g}\cdot\text{mol}^{-1} \end{array} \right.$$

Remarque

On peut en déduire deux autres relations :

$$M = \frac{m}{n} \quad \text{et} \quad m = n \times M$$

EXEMPLE. Un échantillon solide de *saccharose* (= *sucré de cuisine*), de masse $m = 100$ g dont la masse molaire moléculaire vaut $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ représente une quantité de matière n :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{100}{342} = 0,292 \text{ mol} = 2,92 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Si l'échantillon est à l'état gazeux

Si on considère un échantillon gazeux de volume V (en L), dans des conditions de température et de pression telles qu'une mole occupe un volume molaire V_m alors cet échantillon représente une quantité de matière n (exprimée en mol) déterminée par la relation :

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \left| \begin{array}{l} n \text{ en mol} \\ V \text{ en L} \\ V_m \text{ en L}\cdot\text{mol}^{-1} \end{array} \right.$$

Remarque

On peut en déduire deux autres relations :

$$V_m = \frac{V}{n} \quad \text{et} \quad V = n \times V_m$$

EXEMPLE. Un échantillon gazeux de *dioxyde de carbone*, de volume $V = 12,0$ L, pris dans des conditions telles que le volume molaire vaut $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$; alors cet échantillon représente une quantité de matière n :

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{12,0}{22,4} = 0,536 \text{ mol} = 5,36 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Si l'échantillon est à l'état liquide

Si on considère un échantillon de volume V (en L) d'une espèce à l'état liquide dans des conditions telles que sa masse volumique vaut ρ (en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3} = \text{g}\cdot\text{L}^{-1}$) ; alors cet échantillon représente une quantité de matière n (exprimée en mol) déterminée par la relation :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M} \quad \left| \begin{array}{l} n \text{ en mol} \\ \rho \text{ en g}\cdot\text{L}^{-1} \\ V \text{ en L} \\ M \text{ en g}\cdot\text{mol}^{-1} \end{array} \right.$$

Remarque

On peut en déduire trois autres relations :

$$M = \frac{\rho \times V}{n} \quad \text{et} \quad V = \frac{n \times M}{\rho} \quad \text{et} \quad \rho = \frac{n \times M}{V}$$

EXEMPLE. Soit un échantillon liquide d'*éthanol* pur, de volume $V = 1,00$ L, pris dans des conditions telles que sa masse volumique vaut $\rho = 789$ $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ et dont la masse molaire moléculaire vaut M ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) = $46,0$ $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Alors cet échantillon représente une quantité de matière n :

$$n = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{789 \times 1,00}{46,0} = 172 \text{ mol} = 1,72 \times 10^1 \text{ mol}$$

► 1.4. Les concentrations d'une espèce chimique dans une solution

Si on dispose d'un volume V (exprimé en L) d'une solution aqueuse, réalisée par dissolution d'un échantillon d'une espèce chimique (= soluté) dans de l'eau (= solvant). Alors on peut envisager d'exprimer la concentration de cette espèce chimique de 2 façons :

La concentration en masse

La concentration en masse, notée C_m (exprimée en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$) d'un soluté dissous dans une solution, s'obtient en calculant le rapport de la masse m (exprimée en g) de soluté par le volume V (exprimé en L) de solution.

$$C_m = \frac{m}{V} \quad \left| \begin{array}{l} C_m \text{ en g}\cdot\text{L}^{-1} \\ m \text{ en g} \\ V \text{ en L} \end{array} \right.$$

Remarque

On peut en déduire deux autres relations :

$$V = \frac{m}{C_m} \quad \text{et} \quad m = C_m \times V$$

EXEMPLE. Pour fabriquer un volume $V = 1,00$ L de sérum physiologique (0,9 %), on a dissous $m = 9,00$ g de *chlorure de sodium* (= sel). La concentration en masse vaut :

$$C_m = \frac{m}{V} = \frac{9,00}{1,00} = 9,00 \text{ g.L}^{-1}$$

La concentration en quantité de matière

La concentration en quantité de matière, notée C (exprimée en mol.L^{-1}) d'un soluté dissous dans une solution, s'obtient en calculant le rapport de la quantité de matière n (exprimée en mol) de soluté par le volume V (exprimé en L) de solution.

$$C = \frac{n}{V} \quad \left| \begin{array}{l} C \text{ en mol.L}^{-1} \\ n \text{ en mol} \\ V \text{ en L} \end{array} \right.$$

Remarque

On peut en déduire deux autres relations :

$$V = \frac{n}{C} \text{ et } n = C \times V$$

EXEMPLE. Pour fabriquer un volume $V = 0,500$ L de solution glucosée (5 %), on a dissous $n = 1,39 \times 10^{-2}$ mol de *glucose*. La concentration en quantité de matière vaut :

$$C = \frac{n}{V} = \frac{1,39 \times 10^{-2}}{0,500} = 2,78 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Relation entre les concentrations

Dans les relations donnant les concentrations, on remarque une grandeur commune : le volume de la solution V . On peut alors établir l'égalité suivante :

$$V = \frac{m}{C_m} = \frac{n}{C} \text{ soit } C_m = C \times \left(\frac{m}{n} \right) \text{ or } M = \frac{m}{n}$$

$$\text{Donc } C_m = C \times M \text{ ou } C = \frac{C_m}{M}$$

2 Détermination de la concentration d'une espèce (mesure de l'absorbance)

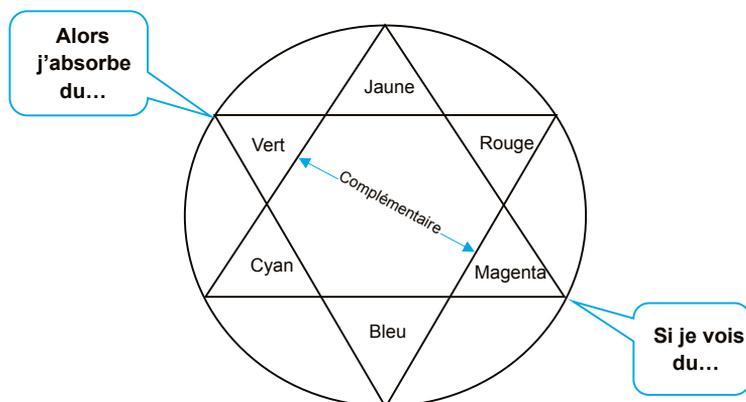
► 2.1. Couleur des espèces en solution

L'œil humain perçoit les radiations électromagnétiques comprises entre les longueurs d'onde $\lambda_{\text{violet}} = 400$ nm et $\lambda_{\text{rouge}} = 800$ nm.

L'ensemble des radiations comprises entre ces deux valeurs est appelé le *spectre visible de la lumière blanche* ! La lumière blanche résultant de la superposition (ou synthèse additive) de toutes ces radiations.

On en déduit que si des solutions ne sont plus transparentes et nous paraissent colorées c'est que des couleurs ont été absorbées.

Le *cercle ou étoile chromatique* permet d'associer les couleurs transmises aux couleurs complémentaires absorbées.



Cercle chromatique (figure en couleurs à la fin du livre)

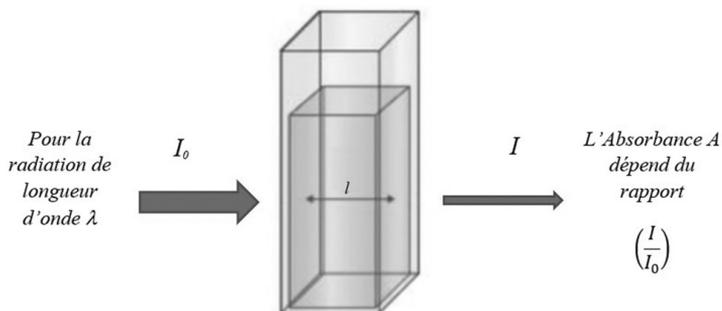
En outre, il est admis que plus une solution est concentrée en espèces chimiques colorées et plus elle sera foncée.

On peut donc faire le lien entre la concentration d'une espèce chimique en solution et la lumière qui est absorbée.

► 2.2. Spectrophotométrie UV-visible

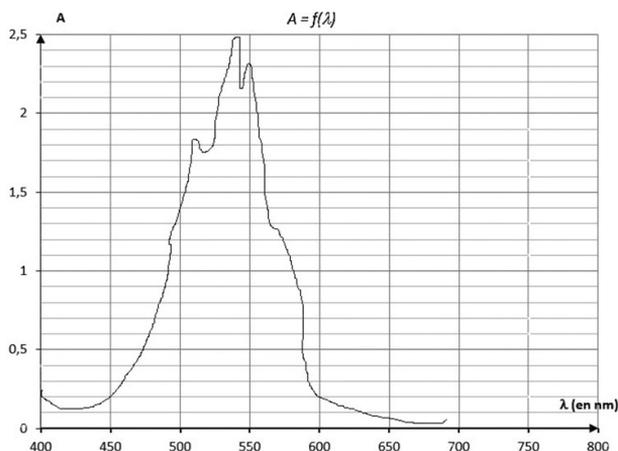
On appelle **absorbance A**, la capacité d'une solution à absorber la lumière qui la traverse. L'absorbance n'a pas d'unité.

L'absorbance A peut se mesurer à l'aide d'un **spectrophotomètre**. En pratique, une radiation de longueur d'onde λ est envoyée sur la solution avec une intensité lumineuse I_0 . Un capteur de lumière mesure l'intensité lumineuse I ayant traversée. On récupère l'absorbance pour chaque radiation prise dans le domaine UV-visible.



Principe simplifié du fonctionnement du spectrophotomètre

Le graphique représentant l'absorbance A en fonction de la longueur d'onde λ est appelé *spectre d'absorption de la solution*.



Spectre d'absorption d'une solution

L'absorbance dépend de plusieurs facteurs comme :

- La nature du soluté, à travers son coefficient d'extinction molaire, noté ϵ (exprimé en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$), et qui dépend de la longueur d'onde utilisée.
- La longueur du trajet parcouru par la lumière dans la solution (notée l , exprimée en cm).
- La concentration en quantité de matière C (exprimée en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$).

On retiendra la loi empirique de proportionnalité sous le nom de « **loi de Beer-Lambert** » :

$$A(\lambda) = \epsilon(\lambda) \times l \times C$$

$$A = k \times C \quad \left| \begin{array}{l} A \text{ sans unité} \\ k \text{ en } \text{L}\cdot\text{mol}^{-1} \\ C \text{ en } \text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \end{array} \right.$$

Remarque

Cette loi reste linéaire pour des concentrations inférieures à $1 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

► 2.3. Dosage par étalonnage colorimétrique

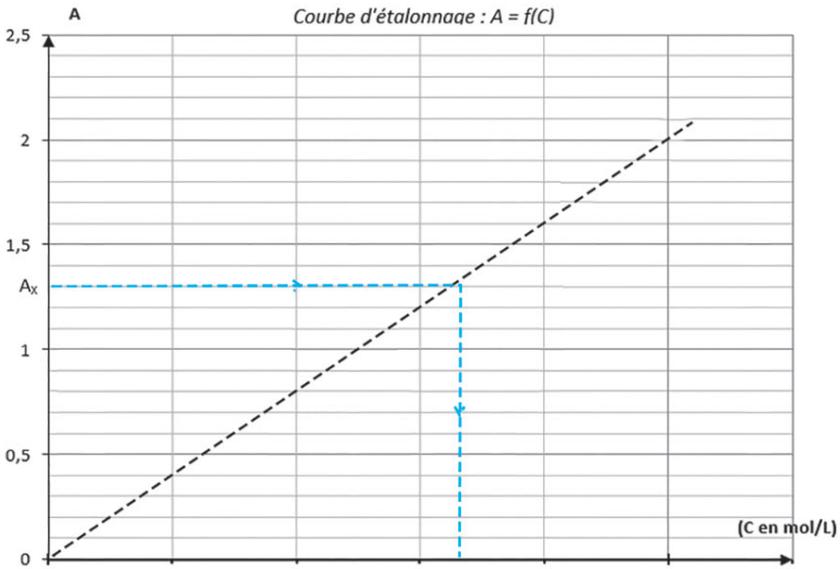
Doser une espèce en solution c'est vouloir déterminer sa quantité de matière n ou sa concentration massique C_m ou sa concentration en quantité de matière C .

Comme la valeur du facteur k est difficile à établir, il faudra bien souvent réaliser un étalonnage de l'appareillage utilisé.

Les différentes étapes :

- **Préparation du spectrophotomètre** : Réaliser le spectre d'absorption de la solution (ou du soluté), puis déterminer la longueur d'onde du maximum d'absorption (notée λ_{max}), qui permettra une meilleure précision du spectrophotomètre.
- La source lumineuse est calée sur la longueur d'onde de travail λ_{max} .

- Faire le « blanc » du spectrophotomètre, avec une cuve remplie uniquement de solvant, pour permettre, par la suite, de s'affranchir de l'absorbance de la cuve et du solvant.
- **Préparation de la gamme étalon** (ou échelle de teintes) : À partir d'une solution « mère » de concentration connue C_0 ($< 1 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$), il faut réaliser par dilution, plusieurs solutions « filles » de concentrations connues C_i ($i = 5$, idéalement).
- **Réalisation de la droite d'étalonnage** : Mesurer chaque absorbance A_i pour chaque solution de concentration C_i . Tracer la droite $A = f(C_i)$ (cette droite passe par l'origine, synonyme d'une loi de proportionnalité vérifiée !).
- **Mesure de l'absorbance A_x de la solution inconnue** (idéalement dans les mêmes conditions que celles de la gamme étalon) puis utiliser la droite d'étalonnage pour en déduire sa concentration C_x .



Détermination graphique de la concentration inconnue



► **CARTE MENTALE 1. Déterminer la composition d'un système par des grandeurs physiques**