

Ch 1 : Quantité de matière

1. La masse molaire
2. La quantité de matière
3. Les concentrations
4. Spectrophotométrie

1. La masse molaire

1.1. Mélange isotopique

Exercice 1 :

La proportion isotopique de l'élément chlore ($Z = 17$) sur Terre est de 75% de chlore 35 et 25% de chlore 37.

1. A quelle condition deux atomes peuvent-ils être qualifiés d'isotopes ?
2. Donner l'écriture conventionnelle des ces deux isotopes du chlore.
3. Sachant qu'un atome de chlore 35 possède une masse de $5,812 \cdot 10^{-23}$ g, déterminer la masse d'une mole de cet atome.
4. Même question pour une mole de l'isotope 37 avec une masse de $6,144 \cdot 10^{-23}$ g.
5. En déduire la masse molaire de l'élément chlore pris dans les proportions isotopiques terrestres.
6. Sur Terre, les deux isotopes les plus abondants de l'élément carbone sont le carbone 12 et le carbone 13. Sachant que la masse molaire de cet élément chimique sur Terre est de $M_C = 12,011$ g/mol, que peut-on en déduire sur l'abondance respective de ces deux isotopes ?

Chaque atome possède une masse molaire qui dépend du nombre de nucléons qu'il possède dans son noyau. Ainsi, différents isotopes d'un même élément chimique ont une masse molaire différente.

Exemples de masses molaires d'atomes :

$$M({}_1^1H) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M({}_1^3H) = 3,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M({}_8^{18}O) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M({}_9^{18}F) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



Jean Baptiste Perrin
(1870-1942)



Lorenzo Romano Amedeo
Carlo Avogadro (1776-1856)

A retenir :

- Une mole (abrév. mol) est un ensemble de $6,022 \cdot 10^{23}$ éléments.
- Ce nombre d'éléments par mole est appelé "nombre d'Avogadro" et est noté N_A ou \mathcal{N} ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)
C'est en hommage aux travaux des années 1810 de l'italien *Amedeo Avogadro* sur le volume des gaz que le physicien français *Jean Perrin* donna ce nom à la constante \mathcal{N} un siècle plus tard, après avoir déterminé précisément sa valeur.

- La masse molaire d'un élément chimique est la masse d'une mole de cet élément pris dans les proportions isotopiques naturelles :

$$M = N_A \times m_{\text{élément}}$$

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

- Masses molaires à connaître :

$$M(H) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad ; \quad M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad ; \quad M(N) = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad ; \quad M(O) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

1.2. Masse molaire moléculaire

Exercice 2 :

1. Rappeler la formule brute de la molécule d'eau.
2. Dans une mole de molécules d'eau, combien de moles d'atomes d'oxygène trouve-t-on ? Combien de moles d'atomes d'hydrogène trouve-t-on ?
3. En déduire et effectuer une méthode de calcul permettant de déterminer la masse d'une mole de molécules d'eau.
4. De la même manière, déterminer la masse molaire de la molécule de glucose de formule brute $C_6H_{12}O_6$.
5. Déterminer la masse molaire du dioxyde de carbone et du diazote.

A retenir :

- La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole d'une molécule donnée. Elle se calcule à partir de la masse molaire de chaque élément chimique présent dans la molécule.

2. La quantité de matière

Remarque :

« Déterminer la quantité de matière... » signifie « Déterminer le nombre de moles... ».

2.1. Détermination à partir d'une masse

Exercice 3 :

1. Sachant qu'un litre d'eau pure contient $55,6 \text{ mol}$ de molécules d'eau, en déduire la masse d'une mole de molécules d'eau.
2. Combien de molécules d'eau trouve-t-on dans ce litre ?
3. Sachant que $2,5 \text{ mol}$ de saccharose ont une masse de 855 g , déterminer la masse molaire M du saccharose.
4. Déduire des questions précédentes l'expression littérale permettant de calculer la masse m correspondant à une quantité de matière n d'une espèce chimique de masse molaire M .

A retenir :

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

$$m =$$

2.2. Détermination à partir d'un volume

- A partir d'une espèce chimique liquide, on utilise sa densité ou sa masse volumique pour en déduire la masse en jeu, puis on en déduit la quantité de matière grâce à la relation définie précédemment.

Exercice 4 :

L'acide sulfurique pur est un liquide incolore et hautement corrosif de formule brute H_2SO_4 et de densité 1,83. On cherche ici à déterminer la quantité de matière présente dans 200 mL de cet acide pur.

1. Déterminer la masse volumique ρ de cet acide en g/mL .
2. Calculer la masse m d'acide dans ces 200 mL .
3. En déduire la quantité de matière présente.

A retenir :

La masse volumique ρ d'une espèce chimique est donnée par la relation :

$$\rho =$$

La densité d d'une espèce chimique solide ou liquide est donnée par la relation :

$$d =$$

- A partir d'un gaz, on utilise la loi des gaz parfaits ou le volume molaire V_m .

Le volume occupé par une mole d'un gaz, appelé volume molaire et noté V_m , est indépendant de la nature de ce gaz (approximation). Ainsi, une mole de dioxygène occupera le même volume qu'une mole d'hélium ou de gaz carbonique.

Exercice 5 :

Une réaction chimique produit $2,5 \text{ m}^3$ de diazote à 20°C et à pression ambiante.

1. Déterminer la masse de diazote produite.
2. A l'aide de la loi des gaz parfaits, déterminer le volume de diazote produit si ce gaz sort en réalité à une température de 540°C et sous une pression de 3 atmosphères.

	Température	Pression	Volume molaire
Conditions Normales de Température et Pression CNTP	$0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$	1013 hPa	$22,4 \text{ L/mol}$
Conditions Standards CS	$20^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$	1013 hPa	$24,0 \text{ L/mol}$

Loi des gaz parfaits

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

avec $R = 8,314 \text{ SI}$

P en Pa

V en m^3

n en mol

T en K

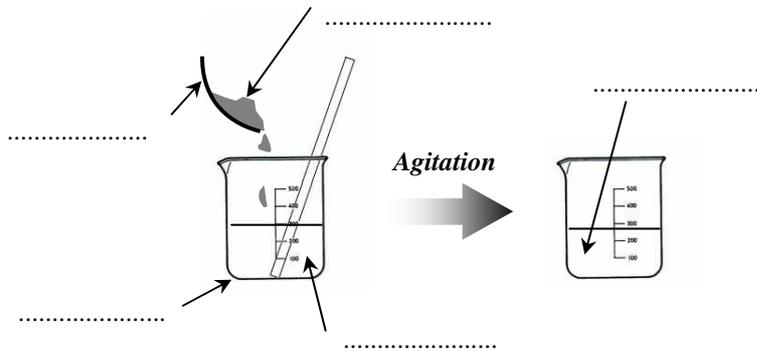
3. Les concentrations

En chimie, une solution est le mélange d'un solvant et d'un ou plusieurs solutés.

Annoter le schéma ci contre.

A noter :

Une solution dont le solvant principal est l'eau est appelée **solution aqueuse**.



3.1. La concentration massique t

Exercice 6 :

On introduit une masse $m = 10\text{ g}$ de sucre dans un récipient contenant de l'eau distillée. Le volume finale de la solution aqueuse ainsi formée est alors de $V = 2,5\text{ L}$.

- Déterminer le solvant et le soluté lors de cette dilution.
- Quelle masse de sucre trouve-t-on dans un litre de la solution ainsi préparée ?
- En déduire la concentration massique de cette solution en g/L .

A retenir :

Le titre massique (ou concentration massique) noté t d'une solution est la masse de soluté par litre de solution :

$$t =$$

3.2. La concentration en quantité de matière

Exercice 7 :

On introduit $n = 3,3\text{ mol}$ de sel dans un récipient contenant de l'eau distillée pour former une solution aqueuse salée de volume final $V = 1,5\text{ L}$.

- Déterminer la quantité de sel par litre de solution.
- En déduire la concentration molaire de cette solution aqueuse.
- Déterminer alors la concentration massique de cette solution aqueuse.

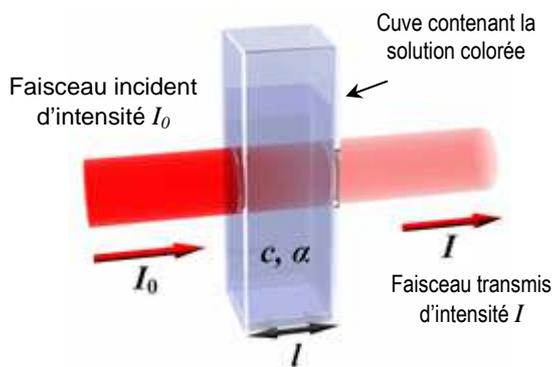
A retenir :

La concentration en quantité de matière notée C d'une solution est la quantité de soluté par litre de solution :

$$C =$$

4. Spectrophotométrie

4.1. Loi de Beer-Lambert



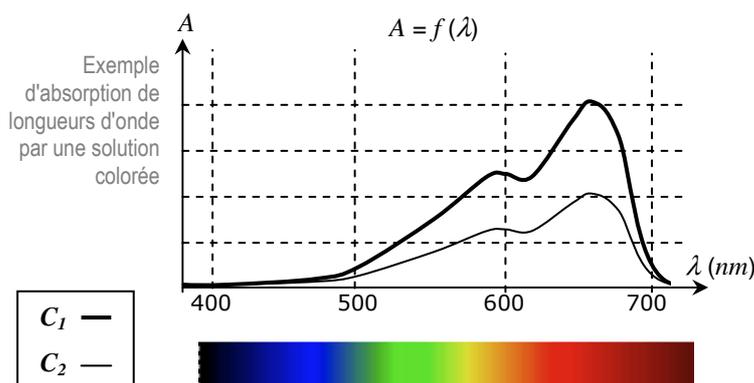
Pour chaque longueur d'onde λ on définit alors :

- la transmittance (sans unité) : $T = \frac{I}{I_0}$
- l'absorbance (sans unité) : $A = -\log T$

Principe du **spectrophotomètre** :

Lorsqu'un faisceau de lumière polychromatique contenant toutes les longueurs d'onde du visible traverse une espèce colorée dissoute dans un solvant, certaines longueurs d'onde sont plus ou moins absorbées par ce soluté alors que d'autres passent sans être atténuées.

Ainsi, pour les longueurs d'onde λ partiellement absorbées, l'intensité du faisceau transmis I est inférieure à l'intensité incidente I_0 .



Exercice 8 :

On considère la solution colorée à l'origine du graphe de la page précédente. La courbe C_1 a été obtenue avec une concentration en soluté 2 fois plus importante que la concentration de la solution qui a donnée la courbe C_2 .

1. Quelle est la longueur d'onde qui est le plus absorbée par le soluté qui colore la solution ?
2. Vers quelles longueurs d'onde la solution n'arrête aucun rayon ?
3. Quelle est alors la couleur probable de cette solution ?
4. On considère que l'absorbance est nulle pour $\lambda = 400 \text{ nm}$. Que vaut la transmittance pour cette longueur d'onde ?
5. Quelle longueur d'onde faut-il idéalement choisir pour mesurer l'absorbance lorsqu'on cherche à comparer l'absorbance de deux solutions de même soluté mais de concentration différente ?
6. Quelle est ici la meilleure longueur d'onde à prendre pour effectuer ces mesures de l'absorbance ?
7. Quelle relation existe-t-il entre $A(C_1)$ et $A(C_2)$ quelle que soit la longueur d'onde choisie pour la mesure ? Conclure.

A retenir :

- Lorsqu'une espèce chimique absorbe dans un seul domaine de longueur d'onde, sa couleur en solution est la couleur complémentaire de celle absorbée.
- Il faut mesurer l'absorbance pour la longueur d'onde la plus absorbée.

Roue des couleurs complémentaires



D'après la loi de Beer – Lambert, l'absorbance A d'une espèce chimique en solution est proportionnelle à sa concentration C :

$$A = \varepsilon \cdot l \cdot C$$

A sans unité
 ε en $L \cdot mol^{-1} \cdot cm^{-1}$
 C en mol/L
 l en cm

$$A = cste \times C$$

avec :

- ε le coefficient d'absorption molaire qui caractérise la capacité qu'a une espèce donnée à absorber la lumière d'une longueur d'onde donnée.
- l la largeur de la cuve du spectrophotomètre où l'on mesure l'absorbance

4.2. Dosage par étalonnage

Doser une solution signifie déterminer expérimentalement sa concentration molaire C ou sa concentration massique t .

Il existe plusieurs façons de doser une solution. On peut par exemple effectuer un dosage spectrophotométrique par étalonnage :

Pour une longueur d'onde donnée idéalement choisie, l'absorbance de la solution pour laquelle on désire doser une espèce chimique dissoute est comparée à celle des solutions contenant la même espèce chimique, mais à des concentrations différentes connues. Ces dernières sont appelées solutions étalons et permettent de tracer une droite appelée droite d'étalonnage.

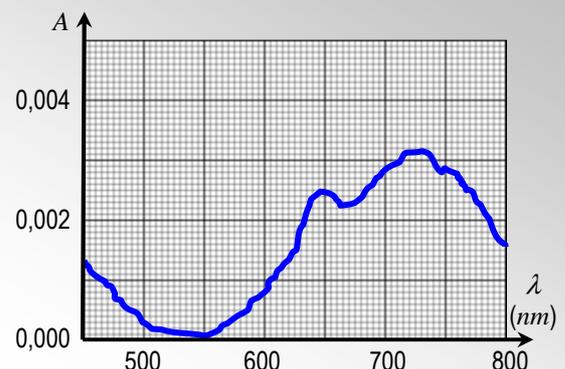
Exercice 9 :

On dispose d'une solution S de chlorure de nickel de concentration C_S inconnue. Pour déterminer expérimentalement la valeur de cette concentration, on prépare une série de solutions étalons de chlorure de nickel à diverses concentrations.

1. En observant le spectre d'absorption d'une solution de chlorure de nickel, déterminer la longueur d'onde idéale λ_0 pour effectuer le dosage spectrophotométrique par étalonnage.

On mesure alors l'absorbance à la longueur d'onde λ_0 des solutions étalons de chlorure de nickel. On obtient les résultats du tableau ci-dessous :

Solution étalon	1	2	3	4	5
Concentration (mmol/L)	20,0	25,0	30,0	35,0	40,0
Absorbance mesurée	0,10	0,12	0,16	0,17	0,21



2. Les solutions étalons ont été obtenues en diluant une solution mère de concentration $C_0 = 0,100 \text{ mol/L}$. Déterminer le volume de la solution mère qu'il a fallu prélever pour fabriquer 50 mL de la solution étalon 1.
3. Tracer sur un graphique la droite d'étalonnage de ce dosage à partir des valeurs obtenues avec les solutions étalons.
4. A partir de la loi de Beer - Lambert, montrer que pour une même espèce chimique dissoute, l'absorbance de la solution est proportionnelle à la concentration du soluté.
5. On place alors de la solution S dans la cuve du spectrophotomètre et on mesure pour la longueur d'onde λ_0 une absorbance $A_S = 0,14$. Déterminer à partir de la droite d'étalonnage la valeur de la concentration C_S inconnue.