



A. Quantité de matière et masse molaire

1. Quantité de matière et constante d'Avogadro

Entité chimique : constituant microscopique de la matière (exemple : molécule, atome, ion).

Espèce chimique : ensemble d'entités chimiques toutes identiques

La **quantité de matière** notée n , est une **grandeur** permettant de dénombrer un très grand nombre d'entités chimiques. C'est une des 7 unités de base du système international (SI).

1 mole correspond à un nombre d'entités chimiques bien précis, défini par la **constante** (ou nombre) **d'Avogadro** :

$$N_A = 6,02214076 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Pour calculer la quantité de matière associée à un nombre N d'entités, on utilise la formule suivante :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n , quantité de matière (mol)
 N , nombre d'entités chimiques
 N_A , nombre d'Avogadro (mol^{-1})

2. Masse molaire

La **masse molaire** notée M , est une **grandeur** correspondant à la masse d'une mole d'entités chimiques. Elle s'exprime en grammes par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

La masse molaire d'une entité chimique peut être calculée à partir des **masses molaires moyennes** des éléments chimiques que l'on trouve dans le **tableau périodique des éléments**.

- Espèce **monoatomique** : la masse molaire correspond directement à celle de l'élément
- Espèce **moléculaire** : la masse molaire correspond à la somme des masses molaires de tous les éléments constituant la molécule
- Espèce **ionique** : la masse molaire se calcule comme pour une espèce moléculaire car la **masse des électrons** en plus ou en moins est **négligeable** par rapport à la masse de l'entité chimique

B. Calcul d'une quantité de matière

La quantité de matière ne peut pas être mesurée à l'aide d'un instrument, il faut la **calculer** à partir de la mesure d'autres grandeurs (masse, volume, etc...).

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

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

n , quantité de matière de l'espèce chimique (en mol)
 m , masse d'espèce chimique (en g)
 M , masse molaire de l'espèce chimique (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

La **quantité de matière de liquide** peut être calculée grâce à la mesure de son **volume noté V**, et sa **masse volumique notée ρ** , qui permettent de retrouver sa masse : $m = \rho \cdot V$. Ainsi $n = \frac{\rho \cdot V}{M}$

2. Calcul de n à partir du volume (pour les corps purs gazeux)

À la température $\theta = 20^\circ\text{C}$ et la pression $P = 1,013 \text{ bar}$, une mole de gaz occupe toujours un volume $V = 24 \text{ L}$. Le volume molaire à cette température et pression vaut donc $V_M = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$. On peut en déduire la quantité de matière d'un gaz à partir du volume qu'il occupe, grâce à la formule suivante :

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

n , quantité de matière (en mol)
 V , volume de gaz (en L)
 V_M , volume molaire (en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$)

C. Concentration et préparation d'une solution

1. Concentration

La **concentration molaire** d'une espèce chimique notée C , est calculée grâce à la formule :

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

C , concentration molaire ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
 n , quantité de matière de soluté (mol)
 V , volume de solution (L)

La **concentration massique** d'une espèce chimique notée C_m , est calculée grâce à la formule :

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

C_m , concentration massique ($\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$)
 m , masse de soluté (g)
 V , volume de solution (L)

2. Préparation d'une solution

- Dissolution** : Pour préparer une solution de volume V , à la concentration C en espèce chimique, il faut peser une masse $m = n \times M = C \times V \times M$ de soluté, et la transférer dans une fiole jaugée du volume choisi, après dissolution du solide, on complète la fiole au trait de jauge avec de l'eau distillée.
- Dilution** : Diluer une solution c'est ajouter de l'eau afin de faire diminuer la concentration en soluté. Lors d'une dilution, la quantité de matière en soluté ajoutée dans la fiole jaugée (n_i) est la même que la quantité de matière en soluté après avoir ajouté l'eau (n_f). On peut écrire $n_1 = n_2$ et on en déduit l'expression suivante :

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

C_i , concentration initiale de la solution prélevée ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
 V_i , volume initial de solution à prélever (L)
 C_f , concentration finale de la solution désirée ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
 V_f , volume final de solution désiré (L)

Le **facteur de dilution** $F = \frac{C_1}{C_2}$ ou $F = \frac{V_1}{V_2}$ et $F > 1$ permet de rendre compte du nombre de fois par lequel la solution initiale a été diluée.

D. Dosage spectrophotométrique

1. Absorbance et spectre d'absorption

L'**absorbance** d'une solution est sa capacité à absorber la lumière. Cette grandeur est **sans unité** et peut être mesurée à l'aide d'un **spectrophotomètre**.

Ce dernier envoie de la lumière visible et monochromatique (une seule longueur d'onde) en direction d'une cuve contenant une solution, et analyse l'intensité lumineuse à sa sortie.

L'absorbance est calculée par l'appareil en faisant un rapport entre l'intensité reçue après passage dans une cuve remplie d'eau, et l'intensité reçue après passage dans la même cuve remplie d'une solution colorée.

À une longueur d'onde fixe, l'absorbance A d'une solution de concentration C est donnée par la **loi de Beer-Lambert** :

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

A , absorbance de la solution (sans unité)

ε , coefficient d'absorption molaire ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$)

l , longueur de la cuve (en cm)

C , concentration de la solution (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

Un **spectre d'absorption** est un tracé de l'absorbance en fonction de la longueur d'onde émise par la source de lumière ($A = f(\lambda)$). Il permet de déterminer la longueur d'onde à laquelle l'absorbance est maximale, λ_{max} .

L'absorbance est donc utilisée pour les **espèces chimiques colorées** en solution.

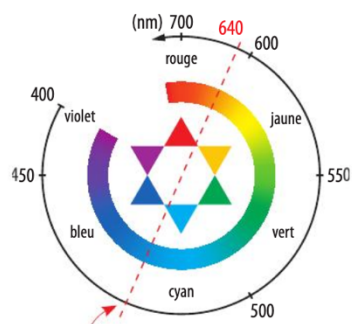
2. Couleur des espèces en solution

La couleur correspondante à λ_{max} permet de **prévoir la couleur de la solution** grâce à un cercle chromatique.

Sur le cercle chromatique, la couleur perçue d'une solution est à l'opposé de la couleur absorbée.

Exemples : Une solution qui absorbe dans le bleu, est perçue jaune.

Une solution qui absorbe dans le cyan, est perçue rouge.



Le cercle chromatique

3. Dosage par étalonnage

Un **dosage** est une technique permettant de **déterminer la concentration inconnue** d'une espèce chimique. L'**étalonnage** est un type de dosage nécessitant la réalisation d'une **droite d'étalonnage**. La droite d'étalonnage est tracée en mesurant une grandeur en fonction de la concentration en espèce chimique. Les solutions utilisées sont appelées **solutions étalons**.

Pour déterminer la concentration inconnue d'une **espèce colorée** en solution, on peut faire un dosage par **étalonnage spectrophotométrique** en mesurant l'absorbance :

Étape 1 : Déterminer la valeur de λ_{max} pour laquelle l'absorbance est maximale

Étape 2 : Faire un « zéro » ou un « blanc » pour retirer du spectre l'absorbance due à la cuve et au solvant

Étape 3 : Mesurer l'absorbance pour chaque solution étalon

Étape 3 : Tracer la droite d'étalonnage de l'absorbance en fonction de la concentration, $A = f(C)$.

Étape 4 : Mesurer l'absorbance de la solution de concentration inconnue et la faire correspondre sur la droite tracée pour retrouver sa concentration ou calculer sa concentration grâce au coefficient directeur m de la droite d'étalonnage ($A = mC$).

4. Limites du dosage par spectrophotométrie

Pour des **solutions trop concentrées** en espèce chimique, le spectrophotomètre n'arrive plus à détecter suffisamment de lumière pour calculer une valeur d'absorbance correcte. La courbe d'étalonnage n'est plus une droite. On sort alors du **domaine de linéarité** de la loi de Beer-Lambert qui n'est alors plus valable (plus de proportionnalité entre concentration et absorbance).

Cela arrive généralement quand l'absorbance devient trop grande, au-delà de 1,5 ou pour des concentrations supérieures à $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Ces valeurs dépendent de la puissance de la source lumineuse du spectrophotomètre.



Ce que je dois connaître - Notions



Grandeurs et unités

Quantité de matière, n , en mol
Masse molaire, M , en g.mol^{-1}
Masse, m , en g
Volume, V , en L
Masse volumique, ρ , en g.L^{-1}
Absorbance, A , sans unité
Volume molaire, V_M , en L.mol^{-1}

Valeurs

Nombre d'Avogadro, $N_A \approx 6,02 \times 10^{23}$ entités
Volume molaire (20°C, 1,013 bar) $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

Formules

$$n = \frac{N}{N_A} \quad n = \frac{m}{M} \quad \rho = \frac{m}{V}$$

$$n = \frac{V}{V_M} \quad n = \frac{\rho \cdot V}{M} \quad A = \epsilon \cdot l \cdot c$$

Définitions

Entité chimique
Quantité de matière, mole
Masse molaire
Nombre d'Avogadro
Concentration massique, concentration molaire
Absorbance, spectre d'absorption
Dosage, Étalonnage

Ce que je dois savoir faire – Capacités



Capacités à maîtriser	Exercices et activités associées	Auto-évaluation
Déterminer la masse molaire d'une espèce à partir des masses molaires atomiques des éléments qui la composent	Activités 1 et 2 5p.24	😊 😐 😞
Déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de corps pur à partir de sa masse et du tableau périodique	Activité 1 et 2 6 et 7p.24	😊 😐 😞
Utiliser le volume molaire d'un gaz pour déterminer une quantité de matière.	11p.25	😊 😐 😞
Déterminer la quantité de matière de chaque espèce dans un mélange (liquide ou solide) à partir de sa composition	9p.25	😊 😐 😞
Déterminer la quantité de matière d'un soluté à partir de sa concentration massique ou molaire et du volume de solution	Activité 2 13p.25	😊 😐 😞
Prévoir la couleur d'une espèce en solution à partir de son spectre UV-Visible	Activité 3 23p.27	😊 😐 😞
Déterminer la concentration d'un soluté à partir de données expérimentales relatives à l'absorbance de solutions de concentration inconnues	Activité 3 21p.27	😊 😐 😞
Proposer et mettre en œuvre un protocole pour réaliser une gamme étalon et déterminer la concentration d'une espèce colorée en solution par des mesures d'absorbance.	Activité 3 34p.29	😊 😐 😞

Plus d'exercices sur Lelivrescolaire :

<https://www.lolivrescolaire.fr/page/6545742>





1 La masse molaire

La mole

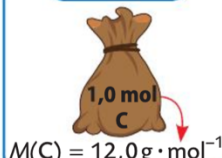
Quantité de matière en mol $n = \frac{N}{N_A}$

Nombre d'atomes, de molécules ou d'ions

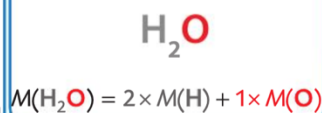
Constante d'Avogadro $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

La masse molaire

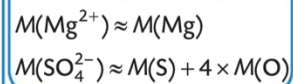
Atomique



Moléculaire



Ionique



2 La quantité de matière

Masse et quantité de matière

Quantité de matière en mol $n = \frac{m}{M}$

Masse en g $m = \rho \times V$

Masse molaire en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ M

Cas particulier des gaz

Quantité de matière en mol $n = \frac{V}{V_m}$

Volume en L V

Volume molaire en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ V_m

Pour tous les gaz, à 20 °C et 1 013 hPa : $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

3 La concentration en quantité de matière

Concentration en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $C = \frac{n}{V_{\text{solution}}}$

Quantité de matière en mol n

Volume de la solution en L V_{solution}

4 Le dosage par étalonnage

Loi de Beer-Lambert

Absorbance sans unité $A = \epsilon \times \ell \times C$

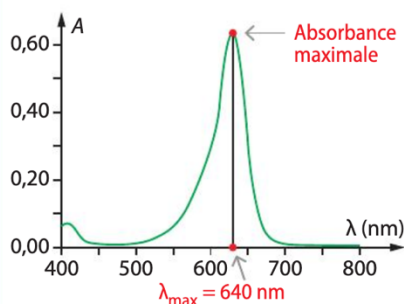
Épaisseur de la solution traversée en cm ℓ

Concentration en espèce colorée en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ C

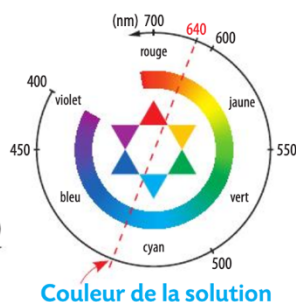
Coefficient d'absorption molaire en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ ϵ

La spectroscopie UV-Visible

Spectre d'absorption

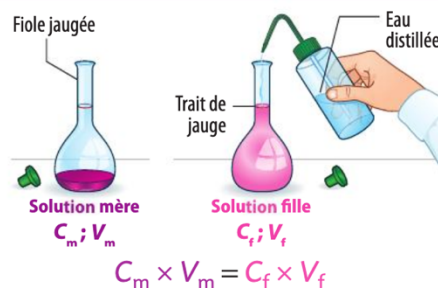


Cercle chromatique



Dosage par étalonnage

Étape 1 : Préparation des solutions étalons



Étapes 2 et 3 : Courbe d'étalonnage et détermination de C_{inc}

