



A. Quantité de matière et masse molaire

1. Quantité de matière et constante d'Avogadro

Définitions

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 sept unités de base du système international (SI). Une 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 chimiques, on utilise la formule suivante :

Quantité de matière et nombre d'entités

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

n : quantité de matière, en mol

N : nombre d'entités chimiques

N_A : constante d'Avogadro, en 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 $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. La masse molaire d'une entité chimique peut être calculée à partir des masses molaires atomiques 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 devant la masse de l'entité chimique.

B. Calcul d'une quantité de matière

La quantité de matière ne peut pas être mesurée directement à l'aide d'un instrument. Il faut la calculer à partir de la mesure d'autres grandeurs comme la masse ou le volume.

1. Calcul de la quantité de matière à partir de la masse

Quantité de matière à partir d'une masse

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

n : quantité de matière, en mol

m : masse, en g

M : masse molaire, en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2. Calcul de la quantité de matière à partir du volume

La quantité de matière d'un liquide peut être calculée grâce à la mesure de son volume V et de sa masse volumique ρ . La masse d'un liquide est donnée par :

Masse et masse volumique

$$m = \rho \times V$$

m : masse, en g

ρ : masse volumique, en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$

V : volume, en L

On obtient alors :

Quantité de matière à partir d'un volume de liquide

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

n : quantité de matière, en mol

ρ : masse volumique, en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$

V : volume, en L

M : masse molaire, en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Quantité de matière dans un gaz

À la température $\theta = 20^\circ\text{C}$ et à la pression $P = 1,013 \text{ bar}$ une mole de gaz occupe toujours un volume de :

$$V_M = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La quantité de matière d'un gaz est alors donnée par :

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

n : quantité de matière, en mol

V : volume du gaz, en L

V_M : volume molaire, en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

1. Concentration

Concentration molaire

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

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

C : concentration molaire, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

n : quantité de matière, en mol

V : volume de solution, en L

Concentration massique

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, en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$

m : masse, en g

V : volume de solution, en 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 .

$$n_i = n_f$$

On en déduit :

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

C_i : concentration mère, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

V_i : volume mère, en L

C_f : concentration fille, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

V_f : volume fille, en L

On peut aussi calculer le facteur de dilution :

$$F = \frac{C_i}{C_f} \quad \text{ou} \quad F = \frac{V_f}{V_i}$$

avec $F > 1$, permet de rendre compte du nombre de fois par lequel la solution initiale a été diluée.

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.

Loi de Beer-Lambert

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

$$A = \varepsilon \times l \times C$$

A : absorbance de la solution (sans unité)

ε : coefficient d'absorption molaire, en $\text{L mol}^{-1} \text{cm}^{-1}$

l : longueur de la cuve, en cm

C : concentration de la solution, en mol 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.

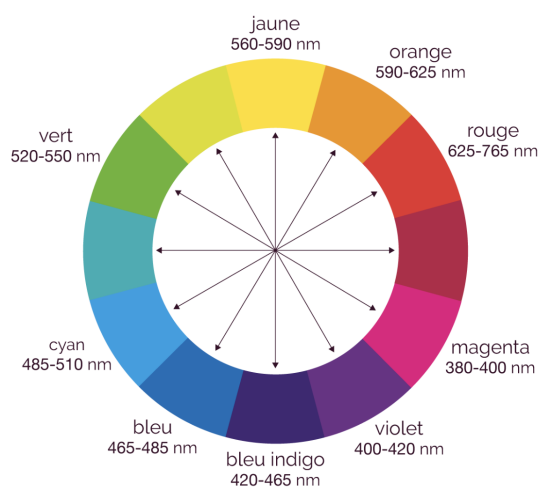


FIGURE 1 – Cercle chromatique avec longueur d'ondes associées

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

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 :

1. Déterminer la valeur de $\lambda_{\max}$ pour laquelle l'absorbance est maximale.
2. Faire un « zéro » ou un « blanc » pour retirer du spectre l'absorbance due à la cuve et au solvant.
3. Mesurer l'absorbance pour chaque solution étalon.
4. Tracer la droite d'étalonnage de l'absorbance en fonction de la concentration, $A = f(C)$.
5. 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 k de la droite d'étalonnage :

$$A = k \times C$$

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 : il n'y a 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 $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ces valeurs dépendent de la puissance de la source lumineuse du spectrophotomètre.



Attendus – Ce que je dois connaître

Grandeurs

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

Formules

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

$$\rho = \frac{m}{V} \quad n = \frac{V}{V_M}$$

$$n = \frac{\rho \cdot V}{M} \quad A = \varepsilon \cdot l \cdot C$$

Valeurs

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

$$V_M = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Définitions

Entité chimique
 Quantité de matière
 Mole
 Masse molaire
 Nombre d'Avogadro
 Concentration massique
 Concentration molaire
 Absorbance
 Spectre d'absorption
 Dosage
 Étalonnage



Attendus – Ce que je dois savoir faire

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