

Quantité de matière, concentrations et solutions

COURS • C01 • PREMIÈRE

Spécialité de première, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

Ce que tu dois savoir faire	1
Cours	1
Exemples résolus	7
Méthodes et pièges	8
Vers le PASS	8
Exercices	9
Corrigés	10

Ce que tu dois savoir faire

- Définir la mole et utiliser la constante d'Avogadro pour passer d'un nombre d'entités à une quantité de matière, et inversement.
- Calculer une masse molaire moléculaire ou ionique à partir des masses molaires atomiques.
- Déterminer une quantité de matière à partir d'une masse, d'un volume de liquide (masse volumique ou densité) ou d'un volume de gaz (volume molaire).
- Distinguer concentration en masse, concentration en quantité de matière et masse volumique, et passer de l'une à l'autre.
- Écrire l'équation de dissolution d'un solide ionique et en déduire les concentrations des ions en solution.
- Rédiger le protocole de préparation d'une solution par dissolution d'un solide, en choisissant la verrerie adaptée.
- Calculer le facteur de dilution et rédiger le protocole d'une dilution.
- Déterminer la concentration d'une solution commerciale à partir de son pourcentage massique et de sa densité.
- Exprimer un résultat avec un nombre de chiffres significatifs cohérent avec les données.

Cours

1. La mole, unité de quantité de matière

Un échantillon de matière, même minuscule, contient un nombre gigantesque d'entités chimiques (atomes, molécules, ions). Une goutte d'eau de 0,05 mL contient environ $1,7 \times 10^{21}$ molécules d'eau. Manipuler de tels nombres est peu pratique : les chimistes regroupent donc les entités par « paquets » de taille fixe.

Une **mole** est la quantité de matière d'un système qui contient exactement $6,022\,140\,76 \times 10^{23}$ entités élémentaires. Ce nombre est fixé par définition depuis 2019. La **constante d'Avogadro** est le nombre d'entités par mole :

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

La **quantité de matière** n d'un échantillon, exprimée en moles (symbole mol), est reliée au nombre N d'entités qu'il contient par :

$$n = N / N_A$$

N est un nombre sans unité, N_A s'exprime en mol^{-1} , n en mol. Il faut toujours préciser de quelles entités on parle : une mole de molécules de dioxygène O_2 contient deux moles d'atomes d'oxygène.

Exemple court : un échantillon contient $3,01 \times 10^{22}$ molécules de dioxyde de carbone. Sa quantité de matière vaut $n = 3,01 \times 10^{22} / 6,02 \times 10^{23} = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

Pourquoi ce choix de nombre ? Historiquement, N_A a été choisi pour que la masse d'une mole d'atomes de carbone 12 soit exactement 12 g. Ainsi, la masse d'une mole d'une espèce en grammes a la même valeur numérique que la masse d'une entité exprimée en unités de masse atomique. C'est ce qui rend la masse molaire si commode.

2. Masse molaire et lien avec la masse

La **masse molaire atomique** M d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément, en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Elle tient compte de la proportion naturelle des isotopes, ce qui explique les valeurs non entières comme $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La **masse molaire moléculaire** est la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes de la molécule, chacun compté autant de fois qu'il apparaît dans la formule brute.

Exemple : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Exemple : $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La **masse molaire ionique** se calcule de la même façon : la masse des électrons gagnés ou perdus est négligeable devant celle des noyaux, donc $M(\text{Na}^+) = M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{SO}_4^{2-}) = 32,1 + 4 \times 16,0 = 96,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Pour un **solide ionique**, on utilise la formule statistique qui traduit l'électroneutralité : $M(\text{NaCl}) = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{CaCl}_2) = 40,1 + 2 \times 35,5 = 111,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Pour un **solide hydraté**, les molécules d'eau de cristallisation font partie de la formule et comptent dans la masse molaire : $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 + 5 \times 18,0 = 249,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, alors que $M(\text{CuSO}_4) = 159,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Confondre les deux est une erreur fréquente aux conséquences importantes.

La relation fondamentale entre masse et quantité de matière s'écrit :

$$n = m / M$$

avec m en g, M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et n en mol. Elle se justifie directement : si une mole a une masse M , alors n moles ont une masse $n \times M$.

Exemple court : 9,0 g de glucose correspondent à $n = 9,0 / 180,0 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

3. Cas des liquides : masse volumique et densité

Pour un liquide, on mesure plus facilement un volume qu'une masse. On passe du volume à la masse grâce à la **masse volumique** ρ :

$$\rho = m / V, \text{ donc } m = \rho \times V$$

ρ s'exprime en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$ dans le système international, mais on utilise très souvent le $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ ou le $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ ($1 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} = 1\,000 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1} = 1\,000 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$).

La **densité** d d'un liquide ou d'un solide est le rapport de sa masse volumique à celle de l'eau, prise égale à $\rho(\text{eau}) = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$:

$$d = \rho / \rho(\text{eau})$$

La densité est sans unité. Une densité de 0,789 signifie $\rho = 0,789 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

En combinant, la quantité de matière contenue dans un volume V de liquide pur vaut :

$$n = \rho \times V / M$$

Exemple court : 10,0 mL d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ($\rho = 0,789 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$, $M = 46,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) ont une masse $m = 7,89 \text{ g}$, soit $n = 7,89 / 46,0 = 0,172 \text{ mol}$.

4. Cas des gaz : volume molaire

La **loi d'Avogadro-Ampère** énonce que, dans les mêmes conditions de température et de pression, des volumes égaux de gaz différents contiennent le même nombre de molécules. On en déduit que le volume occupé par une mole de gaz ne dépend pas de la nature du gaz, mais seulement de la température et de la pression : c'est le **volume molaire** V_m , en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$$n = V / V_m$$

Valeurs usuelles, sous la pression atmosphérique normale ($1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$) :

Température	Volume molaire V_m
0 °C	22,4 $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$
20 °C	24,0 $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$
25 °C	24,5 $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$

Cette relation n'est valable que pour un gaz (ou un mélange de gaz) dans des conditions où il se comporte comme un gaz parfait, c'est-à-dire à pression modérée. Elle ne s'applique jamais à un liquide ou à un solide. La valeur de V_m à utiliser est toujours donnée ou se déduit des conditions de l'énoncé.

Exemple court : à 20 °C, 6,0 L de dioxyde de carbone correspondent à $n = 6,0 / 24,0 = 0,25 \text{ mol}$, soit une masse $m = 0,25 \times 44,0 = 11 \text{ g}$.

Calculer une quantité de matière

1. à partir d'un nombre d'entités : $n = N / N_A$
2. à partir d'une masse : $n = m / M$
3. à partir d'un volume de liquide : $n = \rho V / M$
4. à partir d'un volume de gaz : $n = V / V_m$
5. à partir d'une solution : $n = C \times V$

5. Les solutions et leurs concentrations

Une **solution** est un mélange homogène obtenu en dissolvant une ou plusieurs espèces chimiques, les **solutés**, dans une espèce majoritaire, le **solvant**. Quand le solvant est l'eau, on parle de **solution aqueuse**. Un soluté peut être solide (sel, sucre), liquide (éthanol) ou gazeux (dioxygène, dioxyde de carbone).

À une température donnée, on ne peut pas dissoudre une quantité illimitée de soluté dans un volume donné de solvant. La **solubilité** s d'une espèce est la masse maximale (ou la quantité de matière maximale) de cette espèce que l'on peut dissoudre par litre de solution. Au-delà, la solution est dite **saturée** et le solide en excès reste visible au fond. Par exemple, la solubilité du chlorure de sodium dans l'eau à 20 °C est d'environ 360 g·L⁻¹.

On décrit la composition d'une solution par la concentration de chaque soluté.

La **concentration en masse** (anciennement concentration massique) C_m d'un soluté est la masse de soluté dissous par litre de solution :

$$C_m = m(\text{soluté}) / V(\text{solution}), \text{ en g} \cdot \text{L}^{-1}$$

La **concentration en quantité de matière** (anciennement concentration molaire) C d'un soluté est la quantité de matière de soluté dissous par litre de solution :

$$C = n(\text{soluté}) / V(\text{solution}), \text{ en mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comme $n = m / M$, les deux concentrations sont liées par :

$$C_m = C \times M$$

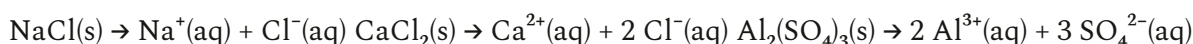
Attention : le volume au dénominateur est celui de la SOLUTION, pas celui du solvant. Dissoudre 10 g de sel dans 1,00 L d'eau ne donne pas exactement 1,00 L de solution. C'est pourquoi on complète toujours au trait de jauge d'une fiole jaugée.

Il ne faut pas confondre la concentration en masse d'un soluté avec la **masse volumique de la solution**. Les deux s'expriment en g·L⁻¹, mais la première ne compte que la masse du soluté, tandis que la seconde compte la masse totale (soluté et solvant). Une solution de sel à 9,0 g·L⁻¹ a une masse volumique voisine de 1 006 g·L⁻¹.

La notation $[X]$ désigne la concentration en quantité de matière de l'espèce X effectivement présente en solution. Elle est surtout utilisée pour les ions.

6. Dissolution d'un solide ionique

Un solide ionique est un empilement régulier de cations et d'anions. Dans l'eau, solvant polaire, les ions se séparent et s'entourent de molécules d'eau : ils sont **solvatés** (on dit **hydratés** dans l'eau). On modélise la dissolution par une équation qui respecte la conservation des éléments et des charges :



Les coefficients de l'équation donnent directement les rapports entre quantités de matière. Si l'on dissout une quantité n de chlorure de calcium dans un volume V , on obtient n ions calcium et $2n$ ions chlorure. En notant $C = n / V$ la **concentration en soluté apporté**, les concentrations effectives des ions sont :

$$[\text{Ca}^{2+}] = C \text{ et } [\text{Cl}^-] = 2C$$

La concentration en soluté apporté (C) décrit ce que l'on a mis dans la fiole ; les concentrations effectives décrivent ce qui existe réellement en solution. Il n'existe pas de « molécule de CaCl_2 » dissoute.

Contrôle utile : une solution est électriquement neutre. La somme des concentrations des charges positives égale celle des charges négatives. Pour CaCl_2 : $2 \times [\text{Ca}^{2+}] = 2C$ et $1 \times [\text{Cl}^-] = 2C$. L'égalité est vérifiée.

Les espèces moléculaires (glucose, saccharose, éthanol) se dissolvent sans se dissocier : la concentration effective de la molécule est égale à la concentration apportée.

7. Préparer une solution par dissolution

Pour préparer un volume V d'une solution de concentration C à partir d'un soluté solide de masse molaire M, on calcule d'abord la masse à peser :

$$m = C \times V \times M \text{ (ou } m = C_m \times V)$$

La précision de la concentration repose sur deux mesures : la masse (balance) et le volume (fiole jaugée). La **fiole jaugée** est la verrerie qui mesure le plus précisément un volume donné de solution ; un bécher ou une éprouvette graduée ne conviennent pas pour une solution de concentration connue avec précision.

Préparer une solution par dissolution

1. Peser la masse m dans une coupelle sur une balance tarée • 2. Verser le solide dans la fiole jaugée avec un entonnoir • 3. Rincer coupelle et entonnoir à l'eau distillée au-dessus de la fiole • 4. Remplir aux trois quarts et agiter pour dissoudre • 5. Compléter jusqu'au trait de jauge à la pipette • 6. Boucher et retourner plusieurs fois pour homogénéiser

Chaque étape a une raison. Le rinçage entraîne tout le solide dans la fiole : sinon la quantité de matière dissoute serait inférieure à celle pesée. On dissout avant d'ajuster au trait car la dissolution peut modifier légèrement le volume. On complète goutte à goutte en lisant le bas du ménisque à hauteur des yeux. L'homogénéisation finale assure une concentration identique en tout point.

8. La dilution

Diluer une solution, c'est lui ajouter du solvant pour diminuer sa concentration. La solution de départ, plus concentrée, est la **solution mère** (concentration C_0 , volume prélevé V_0) ; la solution obtenue est la **solution fille** (concentration C_1 , volume V_1).

Lors d'une dilution, on ajoute seulement du solvant : la quantité de matière de soluté prélevée dans la solution mère se retrouve entièrement dans la solution fille. Cette **conservation de la quantité de matière** s'écrit :

$$n_0 = n_1, \text{ donc } C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$$

On définit le **facteur de dilution F** :

$$F = C_0 / C_1 = V_1 / V_0$$

F est sans unité et toujours supérieur à 1. Une dilution « au dixième » correspond à $F = 10$: on prélève par exemple 10,0 mL de solution mère que l'on complète à 100,0 mL. La même relation vaut pour les concentrations en masse : $C_{m,0} \times V_0 = C_{m,1} \times V_1$.

Protocole type d'une dilution :

1. Verser un peu de solution mère dans un bécher (on ne pipette jamais directement dans le flacon de réserve, pour ne pas le polluer).
2. Prélever le volume V_0 avec une **pipette jaugée** munie d'une propipette, préalablement rincée avec la solution mère.
3. Verser ce volume dans une fiole jaugée de volume V_1 .
4. Compléter avec de l'eau distillée jusqu'aux trois quarts, agiter, puis ajuster au trait de jauge.
5. Boucher et homogénéiser.

Pourquoi rincer la pipette avec la solution mère et non avec de l'eau ? Une pipette mouillée d'eau diluerait le prélèvement et fausserait $V_0 \times C_0$. À l'inverse, la fiole jaugée peut contenir un peu d'eau distillée au départ, puisqu'on la complète de toute façon avec de l'eau.

Quand le facteur de dilution est grand (par exemple 1 000), un seul prélèvement serait trop petit pour être mesuré précisément. On procède alors à des **dilutions successives** : trois dilutions au dixième donnent un facteur global de $10 \times 10 \times 10 = 1\,000$, car les facteurs se multiplient.

9. Solutions commerciales : pourcentage massique et densité

Les solutions concentrées vendues dans le commerce (acide chlorhydrique, ammoniac, eau oxygénée) sont caractérisées par le **pourcentage massique** (ou titre massique) w du soluté, c'est-à-dire la fraction de la masse de solution due au soluté, et par la densité d de la solution.

Pour retrouver la concentration C_0 de la solution commerciale, on raisonne sur un litre de solution :

- masse d'un litre de solution : $m(\text{solution}) = \rho \times V = d \times 1\,000 \text{ g}$ pour $V = 1,00 \text{ L}$;
- masse de soluté dans ce litre : $m(\text{soluté}) = w \times m(\text{solution})$;
- quantité de soluté : $n = m(\text{soluté}) / M$.

On obtient la formule générale, avec $\rho(\text{solution})$ en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$C_0 = w \times \rho(\text{solution}) / M = w \times d \times \rho(\text{eau}) / M$$

et la concentration en masse correspondante $C_{m,0} = w \times \rho(\text{solution})$.

Exemple court : une solution d'acide chlorhydrique à 37 % en masse, de densité 1,19, a une concentration $C_0 = 0,37 \times 1\,190 / 36,5 \approx 12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On ne retient pas cette valeur par cœur : on la recalcule à chaque fois à partir de l'étiquette.

Ces solutions sont souvent corrosives : on porte blouse, lunettes et gants, on travaille sous hotte et, pour un acide, on verse toujours l'acide dans l'eau et jamais l'inverse, car la dilution libère beaucoup de chaleur.

10. Chiffres significatifs et présentation d'un résultat

Un résultat calculé ne peut pas être plus précis que les données qui ont servi à l'obtenir. Pour une multiplication ou une division, on garde autant de chiffres significatifs que la donnée qui en possède le moins. Les zéros placés à gauche ne comptent pas (0,050 a deux chiffres significatifs) ; ceux placés à droite comptent (250,0 mL en a quatre, ce qui indique une mesure faite à la fiole jaugée). On garde tous les chiffres dans les calculs intermédiaires et on arrondit seulement le résultat final. On écrit le résultat en notation scientifique quand il est très petit ou très grand, toujours avec son unité.

Exemples résolus

Exemple 1 : la quantité de principe actif d'un comprimé

Énoncé. Un comprimé contient 500 mg d'acide acétylsalicylique, de formule brute $C_9H_8O_4$. Données : $M(H) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(C) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $NA = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. a) Calculer la masse molaire de l'acide acétylsalicylique. b) En déduire la quantité de matière contenue dans un comprimé. c) Calculer le nombre de molécules correspondant.

Résolution. a) On additionne les masses molaires atomiques de chaque atome de la formule : $M(C_9H_8O_4) = 9 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 4 \times 16,0 = 108,0 + 8,0 + 64,0 = 180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

b) On convertit la masse en grammes : $m = 500 \text{ mg} = 0,500 \text{ g}$. Puis : $n = m / M = 0,500 / 180,0 = 2,78 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Les données ont trois chiffres significatifs, on en garde trois.

c) $N = n \times NA = 2,778 \times 10^{-3} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,67 \times 10^{21}$ molécules. On a gardé la valeur non arrondie de n dans le calcul.

Un comprimé contient $2,78 \times 10^{-3} \text{ mol}$, soit $1,67 \times 10^{21}$ molécules d'acide acétylsalicylique.

Exemple 2 : préparer une solution de sulfate de cuivre à partir d'un sel hydraté

Énoncé. On veut préparer 250,0 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre de concentration en soluté apporté $C = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Au laboratoire, on dispose de sulfate de cuivre pentahydraté $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ solide. Données : $M(Cu) = 63,5$; $M(S) = 32,1$; $M(O) = 16,0$; $M(H) = 1,0$ (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$). a) Calculer la masse molaire du solide utilisé. b) Calculer la masse à peser. c) Écrire l'équation de dissolution et donner les concentrations des ions. d) Rédiger le protocole.

Résolution. a) Le solide contient une entité $CuSO_4$ et cinq molécules d'eau : $M = 63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 + 5 \times (2 \times 1,0 + 16,0) = 63,5 + 32,1 + 64,0 + 90,0 = 249,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

b) Quantité de soluté nécessaire : $n = C \times V = 0,100 \times 0,2500 = 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol}$. Une mole de solide hydraté apporte une mole de $CuSO_4$, donc on doit peser $n = 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de solide : $m = n \times M = 2,50 \times 10^{-2} \times 249,6 = 6,24 \text{ g}$.

c) $CuSO_4 \cdot 5H_2O(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 5 H_2O(l)$. Une entité dissoute libère un ion cuivre(II) et un ion sulfate, donc $[Cu^{2+}] = [SO_4^{2-}] = C = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Vérification de l'électroneutralité : $2 \times 0,100 = 2 \times 0,100$.

d) Peser 6,24 g de solide dans une coupelle sur une balance tarée. L'introduire dans une fiole jaugée de 250,0 mL à l'aide d'un entonnoir. Rincer la coupelle et l'entonnoir à l'eau distillée en recueillant les eaux de rinçage dans la fiole. Remplir aux trois quarts avec de l'eau distillée, boucher et agiter jusqu'à dissolution complète. Compléter jusqu'au trait de jauge, le bas du ménisque au niveau du trait. Boucher et retourner plusieurs fois.

Il faut peser 6,24 g de sulfate de cuivre pentahydraté ; avec le sel anhydre, il n'en faudrait que 3,99 g.

Exemple 3 : diluer une solution commerciale d'acide chlorhydrique

Énoncé. L'étiquette d'un flacon d'acide chlorhydrique indique : pourcentage massique en chlorure d'hydrogène HCl : 37 % ; densité : 1,19. Données : $M(HCl) = 36,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\rho(\text{eau}) = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. a) Calculer la concentration C_0 de la solution commerciale. b) On veut préparer $V_1 = 500,0 \text{ mL}$ de solution de concentration $C_1 = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculer le volume V_0 à prélever et le facteur de dilution. c) Indiquer les précautions.

Résolution. a) On raisonne sur $V = 1,00 \text{ L}$ de solution commerciale. Masse volumique : $\rho = d \times \rho(\text{eau}) = 1,19 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} = 1\,190 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, donc un litre a une masse de $1\,190 \text{ g}$. Masse de HCl dans ce litre : $m = 0,37 \times 1\,190 = 440 \text{ g}$. Quantité de HCl : $n = 440 / 36,5 = 12,1 \text{ mol}$. Donc $C_0 = 12,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (avec deux chiffres significatifs, imposés par 37 %, on écrit $C_0 \approx 12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; on garde 12,06 pour la suite du calcul).

b) Conservation de la quantité de matière : $C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$, donc $V_0 = C_1 \times V_1 / C_0 = 0,100 \times 500,0 / 12,06 = 4,1 \text{ mL}$. Facteur de dilution : $F = C_0 / C_1 = 12,06 / 0,100 \approx 1,2 \times 10^2$.

c) Ce volume ne correspond à aucune pipette jaugée courante : on le prélève avec une pipette graduée ou une burette, sous hotte, avec gants et lunettes. On verse d'abord de l'eau distillée dans la fiole de $500,0 \text{ mL}$ (environ la moitié), puis on ajoute l'acide dans l'eau, on agite, on complète au trait et on homogénéise.

$C_0 \approx 12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; il faut prélever environ **4,1 mL de solution commerciale pour 500,0 mL de solution à $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$** .

Méthodes et pièges

- Méthode générale : identifie l'espèce et son état (solide, liquide, gaz, soluté), choisis la bonne relation ($n = m/M$, $n = \rho V/M$, $n = V/V_m$, $n = C \cdot V$), puis convertis toutes les grandeurs dans des unités cohérentes avant de calculer.
- Convertis systématiquement les volumes en litres avant d'utiliser $C = n/V$: $250,0 \text{ mL} = 0,2500 \text{ L}$. Une erreur de facteur 1 000 est la faute la plus fréquente du chapitre.
- Ne confonds pas concentration en masse (g de soluté par litre de solution) et masse volumique (g de solution par litre de solution), même si elles ont la même unité.
- Pour un sel hydraté, inclus l'eau de cristallisation dans la masse molaire : sinon ta solution sera moins concentrée que prévu.
- Pour un solide ionique, écris l'équation de dissolution avant de donner les concentrations des ions : $[\text{Cl}^-]$ vaut $2C$ pour CaCl_2 , pas C .
- N'utilise le volume molaire que pour un gaz, et avec la valeur correspondant à la température de l'énoncé.
- Dans une dilution, n'écris pas $C_0 V_0 = C_1 V_1$ en prenant V_1 égal au volume d'eau ajoutée : V_1 est le volume TOTAL de la solution fille.
- Choisis la verrerie selon la précision voulue : pipette jaugée et fiole jaugée pour une solution de concentration précise, éprouvette seulement pour un volume approximatif.
- Garde les valeurs non arrondies dans les calculs intermédiaires et arrondis le résultat final au bon nombre de chiffres significatifs.

Vers le PASS

En PASS, ce chapitre est l'outil de base de toute la chimie générale et de la biochimie : il n'y a pas d'exercice de pH, de cinétique, d'oxydoréduction ou de dosage sans conversion entre masse, quantité de matière et concentration. On y ajoute des unités adaptées au vivant ($\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$, $\mu\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $\text{mg}\cdot\text{dL}^{-1}$ pour la glycémie), la notion d'osmolarité, qui compte toutes les particules dissoutes (une mole de NaCl donne deux osmoles), et la notion d'activité, qui corrige la concentration dans les solutions concentrées. Les questions de type QCM portent souvent sur un piège de conversion ou de stœchiométrie de dissolution : la rigueur sur les unités acquise ici sert directement.

Suite en PASS : Quantités de matière, solutions et préparation

Exercices

Niveau 1 : s'entraîner

- Le glucose a pour formule brute $C_6H_{12}O_6$. a) Calculer sa masse molaire. b) Calculer la quantité de matière contenue dans 9,0 g de glucose. c) En déduire le nombre de molécules. Données : $M(H) = 1,0$; $M(C) = 12,0$; $M(O) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
- On dispose de 0,25 mol de dioxyde de carbone CO_2 gazeux à 20 °C sous pression atmosphérique. a) Calculer le volume occupé ($V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$). b) Calculer sa masse. Données : $M(C) = 12,0$; $M(O) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- On dissout 5,85 g de chlorure de sodium NaCl dans de l'eau distillée et on complète à 250,0 mL. a) Calculer la concentration en masse de la solution. b) Calculer sa concentration en quantité de matière. c) Donner les concentrations des ions. Données : $M(Na) = 23,0$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- On dispose d'une solution mère S_0 de concentration $C_0 = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On veut préparer 100,0 mL de solution fille de concentration $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. a) Calculer le facteur de dilution. b) Calculer le volume de solution mère à prélever. c) Choisir la verrerie.
- Calculer la quantité de matière contenue dans 10,0 mL d'éthanol liquide pur, de formule C_2H_6O et de densité 0,789. Données : $M(H) = 1,0$; $M(C) = 12,0$; $M(O) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\rho(\text{eau}) = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Niveau 2 : type bac

- Le sérum physiologique est une solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration en masse 9,0 g·L⁻¹. Données : $M(NaCl) = 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
a) Calculer la concentration en quantité de matière de NaCl apporté. b) Calculer la masse de chlorure de sodium à peser pour préparer 500,0 mL de sérum physiologique. c) Rédiger le protocole de préparation en nommant la verrerie. d) Un élève affirme que la solution contient 9,0 g d'ions chlorure par litre. Corriger cette affirmation en calculant la concentration en masse des ions chlorure.
- On dissout 2,22 g de chlorure de calcium anhydre $CaCl_2$ dans de l'eau et on complète à 200,0 mL. Données : $M(Ca) = 40,1$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
a) Écrire l'équation de dissolution. b) Calculer la concentration en soluté apporté C. c) En déduire $[Ca^{2+}]$ et $[Cl^-]$. d) Vérifier l'électroneutralité de la solution.
- Pour réaliser une échelle de teintes, on dispose d'une solution mère de permanganate de potassium de concentration $C_0 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On veut préparer, dans des fioles jaugées de 50,0 mL, trois solutions filles de concentrations $2,0 \times 10^{-4}$, $4,0 \times 10^{-4}$ et $5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
a) Calculer, pour chacune, le volume de solution mère à prélever. b) Calculer les facteurs de dilution correspondants. c) On dispose de pipettes jaugées de 5,0 ; 10,0 ; 20,0 et 25,0 mL. Lesquelles utiliser ?
- Un ballon de baudruche est gonflé avec 5,0 L d'hélium He à 20 °C, sous pression atmosphérique. Données : $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(He) = 4,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
a) Calculer la quantité de matière d'hélium. b) Calculer la masse d'hélium et le nombre d'atomes. c) Quelle masse de dioxygène O_2 occuperait le même volume dans les mêmes conditions ? Justifier à l'aide d'une loi.

Niveau 3 : vers le PASS

10. Une solution commerciale d'ammoniac porte l'étiquette : NH_3 28 % en masse ; densité 0,90.

Données : $M(\text{N}) = 14,0$; $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\rho(\text{eau}) = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

a) Calculer la concentration en quantité de matière de la solution commerciale. b) Calculer le volume à prélever pour préparer 250,0 mL de solution à $0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. c) Calculer la concentration en masse d'ammoniac de la solution commerciale.

11. On mélange 100,0 mL d'une solution de chlorure de sodium à $0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et 50,0 mL d'une solution de chlorure de calcium à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On suppose les volumes additifs et aucune réaction entre les ions.

a) Calculer les quantités de matière de chaque ion dans le mélange. b) En déduire $[\text{Na}^+]$, $[\text{Ca}^{2+}]$ et $[\text{Cl}^-]$ dans le mélange. c) Vérifier l'électroneutralité.

12. Deux solutions de perfusion sont comparées : une solution de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ à $50 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ et une solution de chlorure de sodium à $9,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Données : $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

a) Calculer la concentration en quantité de matière de soluté apporté de chaque solution. b) Calculer, pour chaque solution, la concentration totale en particules dissoutes (molécules et ions), en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. c) Conclure : laquelle contient le plus de particules dissoutes par litre ?

13. Un élève doit préparer 100,0 mL de solution de sulfate de cuivre à $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Il calcule la masse à peser avec $M(\text{CuSO}_4) = 159,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, pèse donc 1,60 g, mais utilise par erreur le sel pentahydraté $\text{CuSO}_4\cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ($M = 249,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

a) Calculer la concentration réellement obtenue. b) Calculer l'écart relatif à la valeur visée, en pourcentage. c) Quelle masse de sel hydraté aurait-il fallu peser ?

Corrigés

1. a) $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 72,0 + 12,0 + 96,0 = 180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

b) $n = m / M = 9,0 / 180,0 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ (deux chiffres significatifs, comme la masse). c) $N = n \times N_A = 5,0 \times 10^{-2} \times 6,02 \times 10^{23} = 3,0 \times 10^{22} \text{ molécules}$.

2. a) $V = n \times V_m = 0,25 \times 24,0 = 6,0 \text{ L}$.

b) $M(\text{CO}_2) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, donc $m = n \times M = 0,25 \times 44,0 = 11 \text{ g}$.

3. a) $V = 250,0 \text{ mL} = 0,2500 \text{ L}$. $C_m = m / V = 5,85 / 0,2500 = 23,4 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

b) $M(\text{NaCl}) = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Quantité dissoute : $n = m / M = 5,85 / 58,5 = 0,100 \text{ mol}$. Concentration : $C = n / V = 0,100 / 0,2500 = 0,400 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Vérification par l'autre chemin : $C = C_m / M = 23,4 / 58,5 = 0,400 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Attention à ne pas confondre la quantité dissoute (0,100 mol) avec la concentration ($0,400 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$). c) $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$: un ion de chaque par entité dissoute, donc $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,400 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

4. a) $F = C_0 / C_1 = 2,0 \times 10^{-1} / 1,0 \times 10^{-2} = 20$.

b) $V_0 = V_1 / F = 100,0 / 20 = 5,0 \text{ mL}$ (ou $V_0 = C_1 V_1 / C_0$). c) On prélève 5,0 mL avec une pipette jaugée de 5,0 mL munie d'une propipette, après l'avoir rincée avec la solution mère, puis on complète dans une fiole jaugée de 100,0 mL.

5. $\rho = d \times \rho(\text{eau}) = 0,789 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Masse : $m = \rho \times V = 0,789 \times 10,0 = 7,89 \text{ g}$. $M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = 46,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. $n = 7,89 / 46,0 = 0,172 \text{ mol}$.

6. a) $C = C_m / M = 9,0 / 58,5 = 0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (0,154 avant arrondi).

b) $m = C_m \times V = 9,0 \times 0,5000 = 4,5 \text{ g}$. c) Peser 4,5 g de NaCl dans une coupelle sur une balance tarée ; les introduire dans une fiole jaugée de 500,0 mL avec un entonnoir ; rincer coupelle et entonnoir à l'eau distillée au-dessus de la fiole ; remplir aux trois quarts et agiter jusqu'à dissolution ; compléter jusqu'au trait de jauge ; boucher et homogénéiser. **Verrerie : coupelle, balance, entonnoir, fiole jaugée de 500,0 mL, pissette d'eau distillée.** d) $9,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ est la concentration en masse du chlorure de sodium apporté, pas celle des ions chlorure. $[\text{Cl}^-] = C = 0,154 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, donc $C_m(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-] \times M(\text{Cl}) = 0,154 \times 35,5 = 5,5 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ d'ions chlorure. Le reste de la masse ($3,5 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$) correspond aux ions sodium : $0,154 \times 23,0 = 3,5 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

7. a) $\text{CaCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$.

b) $M(\text{CaCl}_2) = 40,1 + 2 \times 35,5 = 111,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. $n = 2,22 / 111,1 = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$. $C = n / V = 2,00 \times 10^{-2} / 0,2000 = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. c) D'après l'équation, $[\text{Ca}^{2+}] = C = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Cl}^-] = 2C = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. d) Charges positives : $2 \times [\text{Ca}^{2+}] = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Charges négatives : $1 \times [\text{Cl}^-] = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. **Les deux sont égales : la solution est électriquement neutre.**

8. a) $V_0 = C_1 \times V_1 / C_0$ avec $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ et $C_0 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$:

pour $2,0 \times 10^{-4}$: $V_0 = 2,0 \times 10^{-4} \times 50,0 / 1,0 \times 10^{-3} = 10,0 \text{ mL}$; pour $4,0 \times 10^{-4}$: $V_0 = 20,0 \text{ mL}$; pour $5,0 \times 10^{-4}$: $V_0 = 25,0 \text{ mL}$. b) $F = C_0 / C_1$: $F = 5,0$; $2,5$; $2,0$ respectivement (on vérifie que $V_1 / V_0 = 50,0 / 10,0 = 5,0$, etc.). c) **Pipettes jaugées de 10,0 mL, 20,0 mL et 25,0 mL**, chacune suivie d'une fiole jaugée de 50,0 mL. La pipette de 5,0 mL ne sert pas.

9. a) $n = V / V_m = 5,0 / 24,0 = 0,21 \text{ mol}$ (0,2083 conservé pour la suite).

b) $m = n \times M = 0,2083 \times 4,0 = 0,83 \text{ g}$; $N = n \times N_A = 0,2083 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,3 \times 10^{23} \text{ atomes}$. c) D'après la loi d'Avogadro-Ampère, le même volume de gaz, à même température et même pression, contient la même quantité de matière : $n(\text{O}_2) = 0,2083 \text{ mol}$. $M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, donc $m = 0,2083 \times 32,0 = 6,7 \text{ g}$. Le gaz est huit fois plus lourd car sa masse molaire est huit fois plus grande.

10. a) $\rho = 0,90 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} = 900 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Dans 1,00 L : $m(\text{solution}) = 900 \text{ g}$; $m(\text{NH}_3) = 0,28 \times 900 = 252 \text{ g}$;

$M(\text{NH}_3) = 14,0 + 3 \times 1,0 = 17,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $n = 252 / 17,0 = 14,8 \text{ mol}$. $C_0 = 15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (14,8 avant arrondi à deux chiffres significatifs).

b) $V_0 = C_1 \times V_1 / C_0 = 0,50 \times 250,0 / 14,8 = 8,4 \text{ mL}$, à prélever avec une pipette graduée sous hotte, puis à compléter à 250,0 mL en fiole jaugée. c) $C_{m,0} = w \times \rho = 0,28 \times 900 = 2,5 \times 10^2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ ($252 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$), ou $C_{m,0} = C_0 \times M = 14,8 \times 17,0 = 252 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

11. a) Solution de NaCl : $n(\text{NaCl}) = 0,20 \times 0,1000 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$, qui apporte $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de Na^+ et $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de Cl^- .

Solution de CaCl_2 : $n(\text{CaCl}_2) = 0,10 \times 0,0500 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$, qui apporte $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de Ca^{2+} et $2 \times 5,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de Cl^- . Total : $n(\text{Na}^+) = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $n(\text{Ca}^{2+}) = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $n(\text{Cl}^-) = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$. b) Volume total : $V = 0,1000 + 0,0500 = 0,1500 \text{ L}$. $[\text{Na}^+] = 2,0 \times 10^{-2} / 0,1500 = 0,13 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $[\text{Ca}^{2+}] = 5,0 \times 10^{-3} / 0,1500 = 3,3 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $[\text{Cl}^-] = 3,0 \times 10^{-2} / 0,1500 = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. c) Charges positives : $[\text{Na}^+] + 2 \times [\text{Ca}^{2+}] = 0,133 + 2 \times 0,0333 = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Charges négatives : $[\text{Cl}^-] = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'égalité est vérifiée. Ce contrôle est un excellent moyen de repérer une erreur.

12. a) Glucose : $C = 50 / 180,0 = 0,28 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. NaCl : $C = 9,0 / 58,5 = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (0,154).

b) Le glucose est moléculaire et ne se dissocie pas : $0,28 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de particules. NaCl se dissocie en Na^+ et Cl^- : $[\text{Na}^+] + [\text{Cl}^-] = 2 \times 0,154 = 0,31 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de particules. c) La solution de chlorure de sodium contient légèrement plus de particules dissoutes par litre (0,31 contre $0,28 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$), bien qu'elle contienne plus de cinq fois moins de soluté en masse. C'est ce nombre de particules, et non la masse dissoute, qui compte dans les phénomènes étudiés en PASS sous le nom d'osmolarité.

13. a) Masse pesée : 1,60 g de sel hydraté, donc $n = 1,60 / 249,6 = 6,41 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de CuSO_4 apporté. $C = 6,41 \times 10^{-3} / 0,1000 = 6,41 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) Écart relatif : $(0,100 - 0,0641) / 0,100 = 0,359$, soit un écart d'environ 36 % (la solution est trop diluée).

c) $m = C \times V \times M = 0,100 \times 0,1000 \times 249,6 = 2,50 \text{ g}$ de sel pentahydraté.