

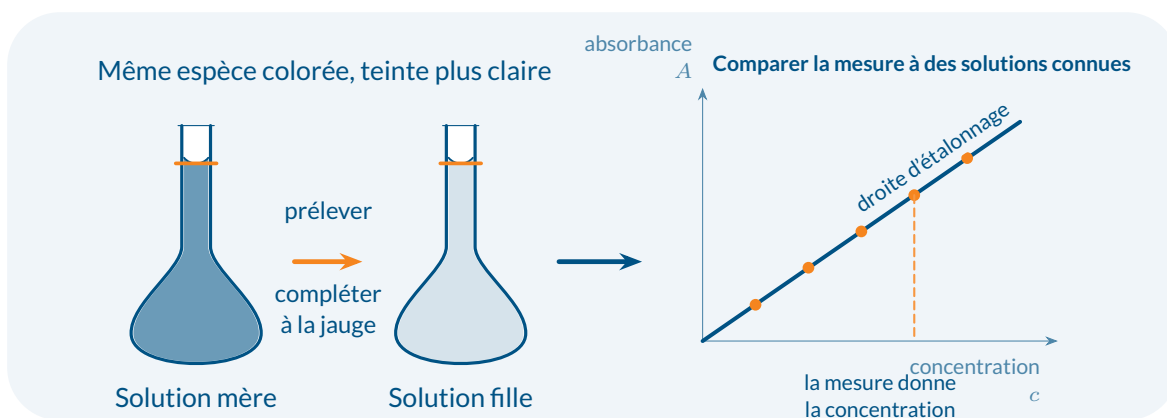


Alors on
Science!

Composition d'un système chimique

Compter les entités. Préparer une solution.

Déterminer une concentration.



- I **Cours et savoir-faire** Les relations expliquées, les unités et les gestes expérimentaux.
- II **Exercices** 32 exercices progressifs pour choisir et relier les méthodes.
- III **Corrections détaillées** Les étapes, les raisons et les contrôles.

MODE D'EMPLOI

Un chapitre pour travailler seul

Une formule devient utile quand tu sais ce qu'elle relie.

Accès directs : cours p. 3; exercices p. 22; corrections p. 45.

Le chemin du chapitre

Compter et mesurer	Passer des entités aux moles, puis d'une masse ou d'un volume à une quantité de matière.
Décrire une solution	Distinguer masse volumique, fraction massique et concentrations.
Préparer une solution	Choisir entre dissolution et dilution, calculer, puis expliquer chaque geste.
Analyser une solution	Relier absorbance et concentration; exploiter un étalonnage et revenir à l'échantillon initial.

Comment utiliser les repères



DÉFINITION Donner du sens

Les cadres orange introduisent les notions et les notations.



PROPRIÉTÉ Retenir avec les conditions

Les cadres bleus donnent une relation et précisent quand elle s'applique. Les unités sont indiquées à proximité.



SAVOIR-FAIRE Savoir faire

Une démarche complète part de la question, choisit une relation, isole l'inconnue et contrôle le résultat.



Le déclic. Refais un exemple en cachant sa solution. Si tu bloques, cherche le premier objet mal identifié : une espèce, une masse, un volume ou une unité.



Vérifier. Les réponses brèves du cours servent au premier contrôle. Pour les exercices, cherche avant d'ouvrir la correction grâce au lien en fin d'énoncé.

Parcours conseillé. Exercices 1 à 8 : bases; 9 à 16 : solutions et préparations; 17 à 24 : mesure et choix expérimentaux; 25 à 32 : problèmes de synthèse. Le dernier exercice propose un prolongement accompagné.

I · COURS ET SAVOIR-FAIRE

Avant de commencer

Les automatismes qui évitent de perdre le sens du calcul.

1. Écrire les unités avant de remplacer les lettres

Une valeur sans unité ne décrit pas complètement une grandeur. 250 mL et 250 L représentent des volumes mille fois différents.

$$1 \text{ L} = 10^3 \text{ mL}, \quad 1 \text{ mL} = 10^{-3} \text{ L} = 1 \text{ cm}^3.$$

Donc $250 \text{ mL} = 250 \times 10^{-3} \text{ L} = 0,250 \text{ L}$.

$$1 \text{ mmol} = 10^{-3} \text{ mol}, \quad 1 \text{ }\mu\text{mol} = 10^{-6} \text{ mol}.$$

Une concentration de $4,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ vaut donc $4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. Comprendre une puissance négative

L^{-1} signifie « par litre ». Ainsi $3,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ signifie que chaque litre de solution contient 3,0 g du soluté étudié. Ce n'est pas une puissance négative de la valeur 3,0.

3. Isoler l'inconnue avant le calcul numérique

Si $c = n/V$, multiplier les deux membres par V donne $cV = n$, donc $n = cV$. Pour chercher V , on obtient $V = n/c$.

Unités et sens : c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, n en mol, V en L. Le produit $(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \times \text{L}$ est en mol.

4. Arrondir à la fin

Garde les chiffres de la calculatrice pendant les étapes. Pour un produit ou un quotient, adapte le résultat à la donnée la moins précise en chiffres significatifs. Une conversion exacte ne fait pas perdre de précision.



À TOI DE JOUER Diagnostic express

Convertis 35,0 mL en litres, 2,50 mmol en moles et 0,80 g en milligrammes. Puis calcule n pour $c = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $V = 35,0 \text{ mL}$.

Réponse pour te vérifier : $0,0350 \text{ L}$; $2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $8,0 \times 10^2 \text{ mg}$; $n = 0,200 \times 0,0350 = 7,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

I · COMPRENDRE

Des entités aux moles

Ne confonds pas ce que tu comptes et la grandeur qui le décrit.



DÉFINITION Entité, espèce et système chimique

Une **entité chimique** peut être un atome, une molécule ou un ion. Une **espèce chimique** regroupe des entités identiques. Un **système chimique** est la portion de matière choisie pour l'étude ; on précise les espèces présentes, leurs quantités, l'état physique et les conditions utiles.

Dans un verre d'eau sucrée, on peut étudier l'eau et le saccharose. « Une molécule de saccharose » désigne une entité ; « le saccharose » désigne l'espèce. Le verre n'est pas une espèce chimique.



DÉFINITION Quantité de matière

La quantité de matière n se mesure en **moles**, de symbole mol. Une mole contient exactement $6,022\,140\,76 \times 10^{23}$ entités spécifiées. La constante d'Avogadro vaut donc

$$N_A = 6,022\,140\,76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$



PROPRIÉTÉ Compter à l'aide d'un nombre de moles

$$N = nN_A \quad \text{et} \quad n = \frac{N}{N_A}.$$

Unités et sens : N : nombre d'entités, sans unité ; n en mol ; N_A en mol^{-1} . Dans les applications de ce chapitre, on prend $N_A \simeq 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Un exemple qui fixe les idées

Un échantillon contient $n = 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de molécules de glucose. Le nombre de molécules vaut

$$N = 2,50 \times 10^{-3} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,505 \times 10^{21} \simeq 1,51 \times 10^{21}.$$

On conclut : environ $1,51 \times 10^{21}$ **molécules de glucose**. On n'écrit pas « $1,51 \times 10^{21} \text{ mol}$ » : ce serait une autre grandeur.



Le déclic. Comme une douzaine représente douze objets, une mole représente un nombre fixé d'entités. Mais une mole d'eau et une mole de glucose n'ont pas la même masse.



À TOI DE JOUER Nommer ce qu'on compte

Combien d'atomes de carbone contient une molécule de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$? Et $0,10 \text{ mol}$ de ces molécules contient quelle quantité d'atomes de carbone ?

Réponse pour te vérifier : 6 atomes de carbone par molécule ; $0,60 \text{ mol}$ d'atomes de carbone.

I · SAVOIR-FAIRE 01

Calculer une masse molaire

Lire toute la formule, y compris les parenthèses.



DÉFINITION Masse molaire

La masse molaire M est la masse par mole d'une espèce. Elle s'exprime couramment en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Pour une entité de masse $m_{\text{entité}}$,

$$M = m_{\text{entité}} N_A$$

Unités et sens : Si $m_{\text{entité}}$ est en g et N_A en mol^{-1} , M est en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Avec une masse en kg, on obtient $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$.



PROPRIÉTÉ Additionner les contributions des atomes

La masse molaire d'une espèce se calcule en additionnant les masses molaires atomiques avec les multiplicités de sa formule. Dans ce chapitre : $M(\text{H}) = 1,0$, $M(\text{C}) = 12,0$, $M(\text{N}) = 14,0$, $M(\text{O}) = 16,0$ et $M(\text{Ca}) = 40,1$, en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.



SAVOIR-FAIRE Deux formules à lire correctement

Glucose : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. On compte 6 C, 12 H et 6 O.

$$M = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Nitrate de calcium : $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Le « 2 » multiplie tout le groupe NO_3 : il y a 1 Ca, 2 N et 6 O.

$$M = 40,1 + 2 \times (14,0 + 3 \times 16,0) = 164,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



POINT DE VIGILANCE Un indice n'est pas un coefficient

Dans $2 \text{H}_2\text{O}$, le coefficient 2 indique deux entités d'eau. La formule de chaque molécule reste H_2O : sa masse molaire reste $18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.



Le déclic. Pour un solide ionique comme NaCl , parle de formule du solide, pas de « molécule de chlorure de sodium ». Le calcul de masse molaire à partir de la formule reste valable.



À TOI DE JOUER À toi de lire

Calcule $M(\text{CO}_2)$ et $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$.

Réponse pour te vérifier : $44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $342,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

I · SAVOIR-FAIRE 02

D'une masse à une quantité

La masse doit être celle de l'espèce étudiée.



PROPRIÉTÉ Une relation de proportionnalité

Pour une espèce de masse molaire M , de masse m et de quantité n ,

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

Unités et sens : m en g, M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, n en mol. La masse m correspond uniquement à cette espèce.



SAVOIR-FAIRE Combien de molécules dans du glucose ?

On dispose de $m = 5,40 \text{ g}$ de glucose pur, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

1 · Trouver la quantité de glucose. Sa masse molaire vaut $M = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5,40}{180,0} = 3,00 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

2 · Passer des moles aux molécules. On utilise $N = nN_A$, avec N sans unité.

$$N = 3,00 \times 10^{-2} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,806 \times 10^{22} \simeq 1,81 \times 10^{22}.$$

L'échantillon contient environ $1,81 \times 10^{22}$ molécules de glucose.

Faire aussi le chemin inverse

Pour obtenir $n = 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de saccharose de masse molaire $M = 342,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, il faut

$$m = nM = 4,00 \times 10^{-3} \times 342,0 = 1,368 \text{ g} \simeq 1,37 \text{ g.}$$



Vérifier. Une mole de glucose pèse 180,0 g. Une masse de 5,40 g doit donc donner beaucoup moins d'une mole : 0,0300 mol est cohérent.



POINT DE VIGILANCE Le contenu n'est pas le contenant

Si 100 g de solution contiennent 5 g de glucose, le calcul de $n(\text{glucose})$ utilise 5 g. Les 100 g comprennent aussi le solvant.



À TOI DE JOUER Deux sens de lecture

Quelle quantité d'eau correspond à 9,0 g d'eau pure ? Quelle masse de CO_2 correspond à 0,250 mol ?

Réponse pour te vérifier : $n = 9,0/18,0 = 0,50 \text{ mol}$; $m = 0,250 \times 44,0 = 11,0 \text{ g}$.

I · SAVOIR-FAIRE 03

Quand on te donne un volume

Pour un liquide pur, commence par retrouver sa masse.



DÉFINITION Masse volumique et densité

La **masse volumique** ρ d'un échantillon relie sa masse m et son volume V :

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \text{donc} \quad m = \rho V.$$

Unités et sens : Par exemple : ρ en $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$, V en mL et m en g ; ou ρ en $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$, V en m^3 et m en kg.

Pour un liquide, la **densité par rapport à l'eau** est $d = \rho / \rho_{\text{eau}}$. Les deux masses volumiques doivent être exprimées dans la même unité : d est sans unité.



SAVOIR-FAIRE Quantité d'éthanol dans un liquide pur

On dispose de $V = 12,0 \text{ mL}$ d'éthanol pur, de masse volumique $\rho = 0,789 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ et de masse molaire $M = 46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1 · Volume vers masse. Le volume concerne l'éthanol pur ; on utilise sa masse volumique.

$$m = \rho V = 0,789 \times 12,0 = 9,468 \text{ g}.$$

2 · Masse vers quantité. On garde la valeur intermédiaire non arrondie.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{9,468}{46,0} = 0,2058 \dots \text{ mol} \simeq 0,206 \text{ mol}.$$

On pourrait condenser les étapes en $n = \rho V / M$, mais écrire $V \rightarrow m \rightarrow n$ permet de comprendre ce que l'on calcule.



POINT DE VIGILANCE Un mélange impose une étape supplémentaire

Pour une solution, $\rho_{\text{solution}} V_{\text{solution}}$ donne la **masse totale de solution**. Il faut ensuite sa composition pour isoler la masse du soluté. La masse volumique d'un constituant pur ne remplace pas celle du mélange.



À TOI DE JOUER Bien choisir les unités

Un liquide pur de volume $20,0 \text{ mL}$ a pour masse volumique $1,20 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ et pour masse molaire $60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Trouve m , puis n .

Réponse pour te vérifier : $m = 24,0 \text{ g}$; $n = 0,400 \text{ mol}$.

I · SAVOIR-FAIRE 04

Le cas d'un gaz

Un volume n'a de sens qu'avec les conditions de mesure.



DÉFINITION Volume molaire d'un gaz

Le volume molaire V_m est le volume par mole de gaz dans des conditions de température et de pression données.

$$V_m = \frac{V_{\text{gaz}}}{n} \quad n = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_m}$$

Unités et sens : V_{gaz} en L et V_m en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ donnent n en mol. On peut aussi utiliser m^3 et $\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$.

Pour des gaz assimilés à des gaz parfaits, V_m est le même à température et pression identiques. Il varie si ces conditions changent. Utilise donc la valeur fournie, en vérifiant qu'elle correspond au volume mesuré.



SAVOIR-FAIRE Une poche de dioxyde de carbone

À 20°C et 1,00 bar, on prend $V_m = 24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Une poche contient $V_{\text{gaz}} = 610 \text{ mL} = 0,610 \text{ L}$ de CO_2 .

$$n = \frac{0,610}{24,4} = 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

Avec $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, la masse vaut

$$m = nM = 2,50 \times 10^{-2} \times 44,0 = 1,10 \text{ g.}$$

Même volume, même quantité, mais pas même masse

À la même température et à la même pression, deux volumes égaux d'hélium et de dioxygène contiennent la même quantité de matière dans ce modèle. Leurs masses diffèrent car $M(\text{He}) \simeq 4,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.



Vérifier. Un volume de 0,610 L est quarante fois plus petit que 24,4 L. Il contient donc quarante fois moins qu'une mole : 0,0250 mol.



POINT DE VIGILANCE Ne pas réutiliser automatiquement une valeur

Le volume d'une bouteille de gaz comprimé et le volume que son contenu occuperait à la pression ambiante sont différents. On ne peut pas associer au premier un volume molaire donné pour la seconde.



À TOI DE JOUER À conditions identiques

Quel volume occupent 0,125 mol de gaz si $V_m = 24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$?

Réponse pour te vérifier : $V = nV_m = 0,125 \times 24,4 = 3,05 \text{ L}$.

I · COMPRENDRE

Deux concentrations à distinguer

Toujours rapporter le soluté au volume final de solution.



DÉFINITION Solvant, soluté, solution

Une solution est un mélange homogène. Le solvant est le milieu dans lequel le ou les solutés sont dissous. Si le solvant est l'eau, la solution est aqueuse. La concentration caractérise la quantité d'un soluté pour un volume donné de **solution**.



PROPRIÉTÉ Concentrations en masse et en quantité de matière

$$c_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

Unités et sens : c_m en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, $m_{\text{soluté}}$ en g ; c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $n_{\text{soluté}}$ en mol ; dans les deux cas V_{solution} en L.

Comme $m = nM$, on déduit $c_m = nM/V$, donc

$$c_m = cM \quad c = \frac{c_m}{M}$$

Unités et sens : M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; les autres unités restent celles précisées ci-dessus.



SAVOIR-FAIRE Une même solution, deux descriptions

On dissout 3,60 g de glucose pour obtenir 200,0 mL de solution.

$$V = 0,2000 \text{ L}, \quad c_m = \frac{3,60}{0,2000} = 18,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La quantité de glucose vaut $n = 3,60/180,0 = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$, d'où

$$c = \frac{2,00 \times 10^{-2}}{0,2000} = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Contrôle : $cM = 0,100 \times 180,0 = 18,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.



POINT DE VIGILANCE Deux quotients semblables, deux objets différents

$\rho_{\text{solution}} = m_{\text{solution}}/V_{\text{solution}}$ utilise la masse **totale**. c_m utilise seulement la masse du **soluté**. Les mêmes unités possibles ne rendent pas ces grandeurs identiques.

Un repère. Si tu prélèves la moitié d'une solution homogène, tu prélèves la moitié du soluté et la moitié du volume : sa concentration reste la même.

I · SAVOIR-FAIRE 05

Lire un pourcentage massique

Prendre un litre peut rendre la chaîne de calcul très lisible.



DÉFINITION Fraction et pourcentage massiques

La fraction massique w d'un soluté dans une solution est

$$w = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}}$$

Unités et sens : Les deux masses sont dans la même unité; w est sans unité, entre 0 et 1. Un pourcentage massique de 8,0 % correspond à $w = 0,080$, soit 8,0 g de soluté dans 100 g de solution.



SAVOIR-FAIRE De l'étiquette à la concentration

Une solution de glucose contient 8,0 % de glucose en masse. Sa masse volumique vaut $1,04 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Cherchons c .

1 · Choisir une portion pratique. Considérons $V = 1,00 \text{ L} = 1,00 \times 10^3 \text{ mL}$ de cette solution homogène.

$$m_{\text{solution}} = \rho V = 1,04 \times 1,00 \times 10^3 = 1,04 \times 10^3 \text{ g}.$$

2 · Isoler le glucose. La fraction massique est $w = 0,080$.

$$m_{\text{glucose}} = w m_{\text{solution}} = 0,080 \times 1040 = 83,2 \text{ g}.$$

3 · Passer aux moles, puis à la concentration.

$$n = \frac{83,2}{180,0} = 0,4622 \dots \text{ mol}, \quad c = \frac{n}{V} \simeq 0,46 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Le résultat est donné avec deux chiffres significatifs, comme 8,0 %.



Le déclic. Cette démarche est une chaîne d'objets : volume de solution → masse de solution → masse de glucose → quantité de glucose. N'applique pas $n = m/M$ avant d'avoir isolé la bonne masse.



POINT DE VIGILANCE La mention après le pourcentage est décisive

8 % en masse ne signifie pas 8 g dans 100 mL. Un pourcentage en volume obéit à une autre définition, qui doit être précisée. Sans indication, demande-toi quelle information manque pour interpréter l'étiquette.

I · SAVOIR-FAIRE 06

Préparer par dissolution

On part d'un soluté solide, et l'on vise un volume de solution.



DÉFINITION Dissolution

Dissoudre consiste à mettre un soluté en solution dans un solvant. Pour préparer une solution de concentration connue à partir d'un solide, on calcule la masse à peser, puis on réalise un transfert quantitatif et on ajuste le volume final.



SAVOIR-FAIRE Calculer la masse avant de prendre la balance

On veut préparer $V = 250,0 \text{ mL}$ d'une solution de saccharose de concentration $c = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1 · Identifier les objets. V est le volume final de solution. Le solide est du saccharose pur de masse molaire $M = 342,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2 · Calculer la quantité à dissoudre. La relation $n = cV$ utilise ici V en litres.

$$n = 2,00 \times 10^{-2} \times 0,2500 = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

3 · Calculer la masse à peser.

$$m = nM = 5,00 \times 10^{-3} \times 342,0 = 1,710 \text{ g} \simeq 1,71 \text{ g.}$$

On pèse donc 1,71 g de saccharose.



PROPRIÉTÉ Une expression condensée, à comprendre

En combinant $n = cV$ et $m = nM$, on obtient

$$m = cVM.$$

Unités et sens : c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, V en L, M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ donnent m en g. Pour une concentration en masse, on utilise $m = c_m V$ avec c_m en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ et V en L.



Vérifier. À concentration identique, préparer deux fois plus de solution demande deux fois plus de soluté. Une masse qui diminuerait quand le volume augmente signalerait une erreur.



À TOI DE JOUER Un calcul court

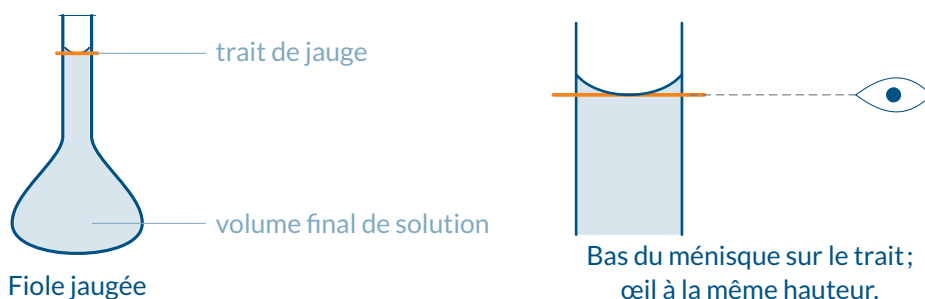
Quelle masse de glucose faut-il pour préparer 100,0 mL à $0,0500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

Réponse pour te vérifier : $m = 0,0500 \times 0,1000 \times 180,0 = 0,900 \text{ g.}$

I · AU LABORATOIRE

Dissoudre avec précision

Chaque geste sert soit à conserver le soluté, soit à fixer le volume.



SAVOIR-FAIRE Protocole de dissolution d'un solide soluble

- Peser.** Tarer une coupelle propre et sèche; peser la masse calculée avec une balance adaptée.
- Transférer.** Introduire le solide dans la fiole jaugée choisie, avec un entonnoir si nécessaire. Rincer coupelle et entonnoir à l'eau distillée **dans la fiole** : on récupère le soluté qui adhère aux parois.
- Dissoudre.** Ajouter de l'eau distillée, sans atteindre le trait. Agiter jusqu'à dissolution complète. S'il y a échauffement, attendre le retour à la température d'utilisation de la verrerie.
- Ajuster.** Compléter presque au trait, puis goutte à goutte. Placer l'œil à hauteur du trait; le bas du ménisque doit lui être tangent pour une solution aqueuse transparente.
- Homogénéiser.** Boucher et retourner plusieurs fois. Étiqueter avec l'espèce, la concentration et les indications demandées au laboratoire.

Pourquoi une fiole jaugée?

Elle permet d'obtenir avec précision **un volume final donné**. Un bécher sert à contenir ou à mélanger; ses graduations ne remplacent pas la jauge. Une fiole contient le volume indiqué à sa température d'étalonnage, souvent 20 °C.



POINT DE VIGILANCE Le volume demandé est celui de la solution

Pour préparer 250,0 mL de solution, on n'ajoute pas le solide à 250,0 mL d'eau. On dissout d'abord, puis on complète jusqu'à 250,0 mL **de solution**. Si le trait est dépassé, retirer de la solution ne rétablit pas la concentration visée : il faut reprendre la préparation.



Vérifier. Il ne reste aucun grain visible, le ménisque est ajusté et la solution est homogène. Les protections et la collecte des déchets suivent les consignes correspondant aux produits utilisés.

I · COMPRENDRE

Diluer, c'est répartir

Le soluté du prélèvement se retrouve dans un volume plus grand.



DÉFINITION Solution mère, prélèvement et solution fille

On prépare une solution **fille** moins concentrée en ajoutant du solvant à un volume précisément prélevé de solution **mère**. Le prélèvement ne représente généralement qu'une partie de la solution mère disponible.

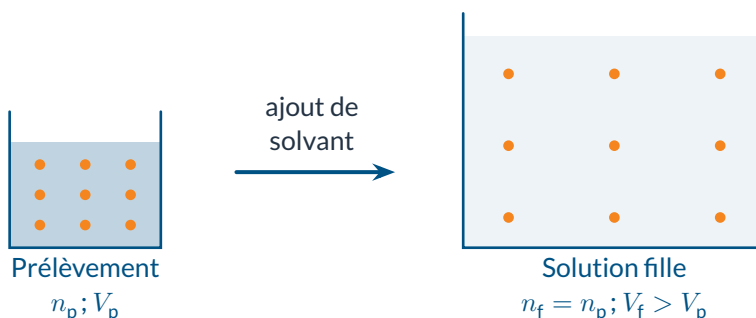


Schéma de principe : les neuf points symbolisent une même quantité de soluté. Le solvant n'est pas représenté.



PROPRIÉTÉ La conservation qui permet de calculer

Si le soluté n'est ni perdu ni transformé pendant la dilution,

$$n_{\text{prélevé}} = n_{\text{fille}} \quad \Rightarrow \quad c_{\text{mère}} V_{\text{prélevé}} = c_{\text{fille}} V_{\text{fille}}$$

Unités et sens : Avec c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et V en L, les deux produits sont des quantités en mol. Dans un *rapport de volumes*, on peut garder les mL si les deux volumes ont la même unité.

Ce qui change et ce qui reste identique

Conservé entre prélèvement et fille

La quantité et la masse du soluté étudié.

Modifié par l'ajout de solvant

Le volume augmente; la concentration diminue.



POINT DE VIGILANCE Quel volume de mère utiliser?

Dans la relation, $V_{\text{prélevé}}$ est le volume contenu dans la pipette. Ce n'est ni le volume total du flacon mère ni le volume d'eau ajouté. V_{fille} est le volume final dans la fiole.

I • SAVOIR-FAIRE 07

Calculer une dilution

Écrire la conservation avant de remplacer les valeurs.



SAVOIR-FAIRE Choisir le prélèvement et la verrerie

On veut préparer $V_f = 100,0 \text{ mL}$ à $c_f = 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à partir d'une mère à $c_0 = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1 • Nommer l'inconnue. On cherche le volume V_p à prélever.

2 • Justifier la relation. Le soluté prélevé est conservé : $c_0 V_p = c_f V_f$.

3 • Isoler puis calculer.

$$V_p = \frac{c_f V_f}{c_0} = \frac{4,00 \times 10^{-3}}{2,00 \times 10^{-2}} \times 100,0 = 20,0 \text{ mL}.$$

Le rapport des concentrations est sans unité; le volume obtenu est dans l'unité choisie pour V_f .

4 • Choisir. Pipette jaugée de 20,0 mL avec propipette et fiole jaugée de 100,0 mL.



DÉFINITION Facteur de dilution

Pour une dilution, le facteur F est

$$F = \frac{c_0}{c_f} = \frac{V_f}{V_p} > 1.$$

Unités et sens : F est sans unité; les concentrations ont la même unité entre elles, et les volumes aussi. Ici $F = 5$: la concentration est divisée par 5.



Vérifier. On trouve $V_p < V_f$ et $c_f < c_0$. Si l'un de ces rapports est inversé, une dilution est probablement mal modélisée.



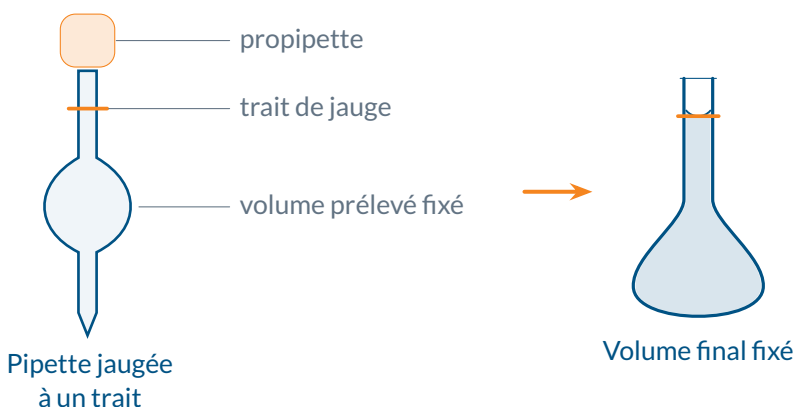
POINT DE VIGILANCE Ne pas confondre « à » et « avec »

« Diluer à 100,0 mL » fixe le volume final. « Ajouter 100,0 mL d'eau » décrit une autre opération. En préparation précise, on complète à la jauge au lieu de calculer un volume de solvant à verser.

I • AU LABORATOIRE

Prélever, compléter, homogénéiser

La pipette fixe le prélèvement; la fiole fixe le volume final.



SAVOIR-FAIRE Protocole de dilution aqueuse

1. Verser un peu de solution mère dans un bécher propre. Rincer la pipette avec un peu de cette solution, en collectant le rinçage comme prévu au laboratoire.
2. Avec une propipette, aspirer la mère et ajuster le ménisque au trait. Vérifier l'absence de bulle. Ne jamais pipeter à la bouche.
3. Transférer le prélèvement dans la fiole jaugée contenant un peu d'eau distillée. Laisser s'écouler selon le mode d'emploi de la pipette; avec une pipette jaugée usuelle à écoulement, ne pas chasser par soufflage la goutte résiduelle.
4. Ajouter de l'eau et agiter. Si le mélange s'est échauffé, attendre le retour à la température d'utilisation de la verrerie; compléter ensuite goutte à goutte jusqu'au trait.
5. Boucher, homogénéiser par retournements et étiqueter.

Deux rinçages, deux raisons

La **pipette** se rince avec la solution mère : de l'eau résiduelle diluerait localement le prélèvement. La **fiole** peut être rincée à l'eau distillée : cette eau fait partie du solvant ajouté, et le volume final sera fixé par la jauge.



POINT DE VIGILANCE Cas d'un acide concentré

Le protocole doit être adapté aux risques du produit. Pour une dilution d'acide concentré encadrée au laboratoire, on verse l'acide dans l'eau, progressivement, puis on laisse refroidir avant l'ajustement; on ne verse pas l'eau sur l'acide concentré.

I · SAVOIR-FAIRE 08

Diluer en plusieurs étapes

Les facteurs se multiplient; les volumes doivent rester réalisables.



PROPRIÉTÉ Deux dilutions successives

Si $c_1 = c_0/F_1$, puis $c_2 = c_1/F_2$, alors

$$c_2 = \frac{c_0}{F_1 F_2}$$

$$F_{\text{total}} = F_1 F_2$$

Unités et sens : c_0, c_1, c_2 dans la même unité de concentration; F_1, F_2 et F_{total} sans unité.



SAVOIR-FAIRE Obtenir un facteur 50 avec la verrerie disponible

On dispose de pipettes jaugées de 10,0 et 20,0 mL, et de fioles jaugées de 100,0 mL. On veut diluer une mère à $c_0 = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ par un facteur 50.

1 · Construire des facteurs possibles. Une fiole de 100,0 mL et une pipette de 20,0 mL donnent $F_1 = 5$. Avec 10,0 mL, on obtient $F_2 = 10$.

2 · Préparer la solution intermédiaire. Prélever 20,0 mL de mère, compléter à 100,0 mL, homogénéiser.

$$c_1 = \frac{0,100}{5} = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3 · Préparer la fille. Prélever 10,0 mL de l'intermédiaire homogène, compléter à 100,0 mL dans une autre fiole.

$$c_2 = \frac{2,00 \times 10^{-2}}{10} = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



Vérifier. Le facteur total est $5 \times 10 = 50$, et non $5 + 10 = 15$. L'intermédiaire préparé (100,0 mL) permet bien le second prélèvement (10,0 mL), ainsi que les rinçages usuels.



Le déclic. La solution obtenue après la première étape devient la mère de la seconde. Réécris les noms si tu risques de prélever à nouveau dans le flacon initial.



À TOI DE JOUER Vérifier une succession

On prélève 5,00 mL, on complète à 100,0 mL, puis on prélève 10,0 mL de l'intermédiaire pour compléter à 50,0 mL. Quel est le facteur total?

Réponse pour te vérifier : $F_1 = 20, F_2 = 5$, donc $F_{\text{total}} = 100$.

I · COMPRENDRE

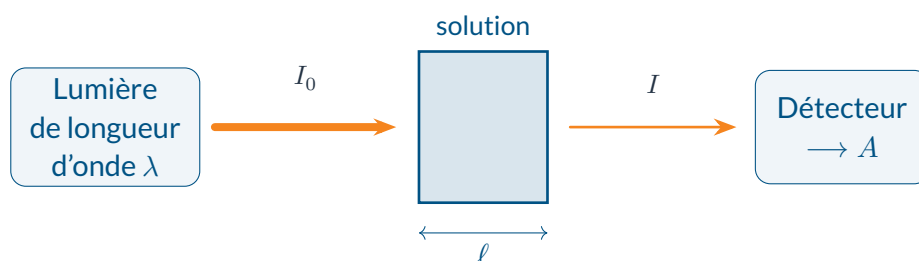
Ce que la couleur révèle

Une solution colorée absorbe certaines radiations visibles.



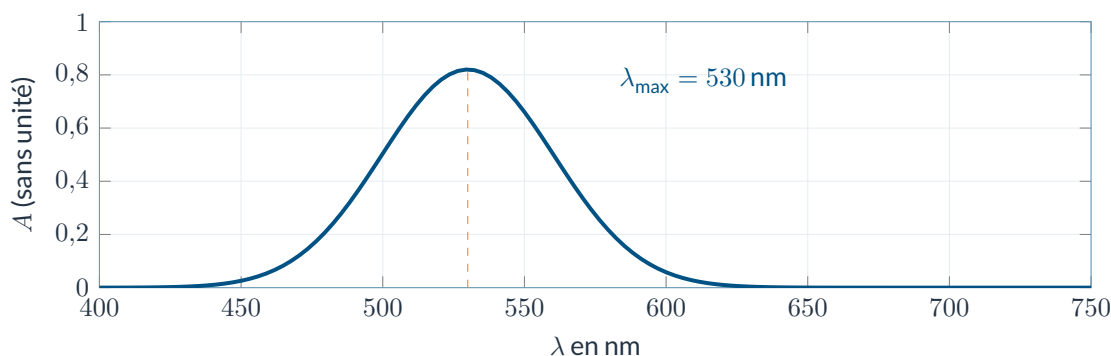
DÉFINITION Absorbance et spectre d'absorption

L'absorbance A caractérise l'atténuation d'une lumière à une longueur d'onde donnée lorsqu'elle traverse une solution. A est **sans unité**. Un spectre d'absorption représente A en fonction de la longueur d'onde λ , usuellement en nanomètres (nm).



I_0 désigne l'intensité lumineuse de référence et I celle transmise par l'échantillon, mesurées dans la même unité. ℓ est la longueur de solution traversée.

Lire le spectre avant de choisir un réglage



Spectre modèle d'une solution : données illustratives, pas une mesure expérimentale. L'absorption est maximale vers 530 nm, dans le vert. Sous lumière blanche, cette solution transmet davantage le rouge et le bleu : elle peut apparaître magenta. Sa couleur perçue correspond à la lumière **transmise**, pas à celle qui est le plus absorbée.



PROPRIÉTÉ Choisir la longueur d'onde de mesure

Pour doser une seule espèce colorée, on choisit souvent un maximum d'absorption $\lambda_{\max}$: une petite variation de concentration produit alors une variation d'absorbance plus facile à mesurer, sous réserve du domaine de fonctionnement de l'appareil.

I · SAVOIR-FAIRE 09

Relier absorbance et concentration

La proportionnalité exige de garder les mêmes conditions.



PROPRIÉTÉ Loi de Beer-Lambert

Pour une espèce absorbante en solution suffisamment diluée, à longueur d'onde fixée et dans les conditions où la loi est vérifiée,

$$A = \varepsilon_{\lambda} \ell c \quad \text{soit} \quad A = kc, \quad k = \varepsilon_{\lambda} \ell.$$

Unités et sens : A sans unité; c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; ℓ en cm ; ε_{λ} en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$; alors k en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$. D'autres unités sont possibles si elles sont cohérentes.

ε_{λ} dépend de l'espèce, du solvant et de la longueur d'onde. La loi exige des conditions adaptées : elle ne s'applique pas sans précaution à une solution trouble, trop concentrée ou contenant d'autres espèces absorbantes. Une solution incolore peut contenir un soluté.



SAVOIR-FAIRE Calculer dans les deux sens

Pour un colorant, à la longueur d'onde choisie, $\varepsilon_{\lambda} = 1,20 \times 10^4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$. La cuve a une épaisseur $\ell = 1,00 \text{ cm}$ et $c = 2,50 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$A = 1,20 \times 10^4 \times 1,00 \times 2,50 \times 10^{-5} = 0,300.$$

Dans les mêmes conditions, si l'on mesure $A = 0,420$, on isole c :

$$c = \frac{A}{\varepsilon_{\lambda} \ell} = \frac{0,420}{1,20 \times 10^4 \times 1,00} = 3,50 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Ce qu'il faut maintenir identique

Longueur d'onde, espèce étudiée, solvant et conditions chimiques, longueur de cuve. On fait le **blanc** avec le milieu de référence adapté, pour retirer sa contribution à la mesure. On essuie les faces optiques et on évite les bulles dans le faisceau.



Vérifier. À k fixé, si c est divisée par 5, A est divisée par 5. Si l'épaisseur de cuve double, A double aussi : une variation d'absorbance n'est donc pas toujours due à c .



À TOI DE JOUER Proportionnalité

Une solution a $A = 0,640$. Après dilution par 4, quelle absorbance prévois-tu dans les mêmes conditions?

Réponse pour te vérifier : $A_f = 0,640/4 = 0,160$.

I · SAVOIR-FAIRE 10

Doser par étalonnage

Comparer l'inconnu à des solutions de concentration connue.

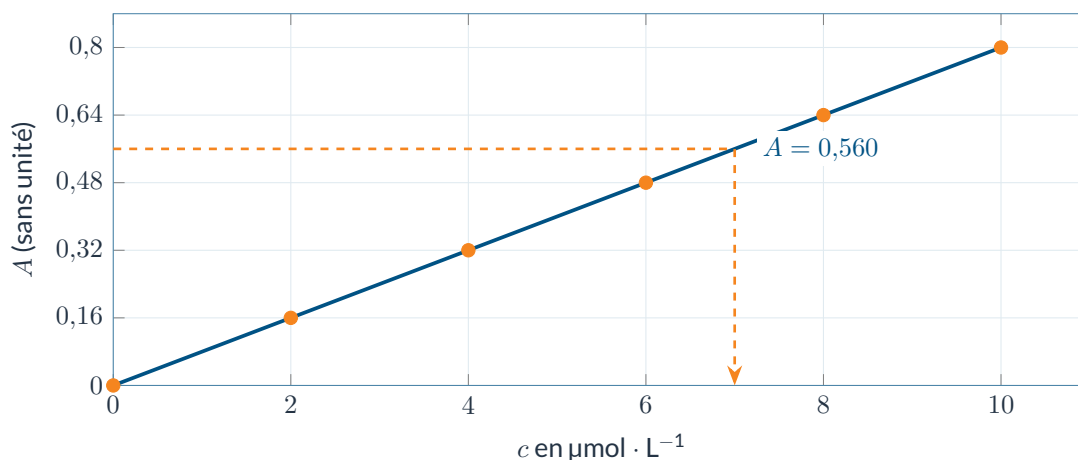


DÉFINITION Gamme étalon

Une gamme étalon est un ensemble de solutions contenant l'espèce étudiée à des concentrations connues. On mesure leur absorbance dans les mêmes conditions que celle de l'inconnu, puis on établit une relation d'étalonnage.

c en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	0	2,00	4,00	6,00	8,00	10,0
A	0,000	0,160	0,320	0,480	0,640	0,800

Jeu de données pédagogique idéal : dans une expérience, les points sont légèrement dispersés.



SAVOIR-FAIRE Lire puis calculer la concentration inconnue

Pour $A_x = 0,560$, pars de 0,560 sur l'axe vertical, rejoins la droite horizontalement, puis descends sur l'axe des concentrations : $c_x \simeq 7,00 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La droite a pour relation $A = kc$ avec $k = 0,0800 \text{ L} \cdot \mu\text{mol}^{-1}$ si c est en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Donc $c_x = 0,560/0,0800 = 7,00 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



POINT DE VIGILANCE L'unité de la pente suit l'axe horizontal

Ici $k = 0,0800 \text{ L} \cdot \mu\text{mol}^{-1} = 8,00 \times 10^4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Oublier le préfixe μ provoque une erreur d'un facteur un million.

I · SAVOIR-FAIRE 11

Revenir à la solution initiale

La cuve contient ce que tu as préparé pour la mesure.



SAVOIR-FAIRE Du signal à la masse de colorant

Une solution initiale contient un colorant D de masse molaire $M = 500 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (donnée de l'exercice). On prélève 10,0 mL et on complète à 100,0 mL. La solution fille a une absorbance $A = 0,560$ sur l'étalonnage précédent. Quelle masse de D y avait-il dans 250 mL de solution initiale?

1 · Identifier la solution mesurée. L'absorbance concerne la fille. L'étalonnage donne $c_f = 7,00 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = 7,00 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2 · Annuler l'effet de la dilution. Le facteur vaut $F = 100,0/10,0 = 10$.

$$c_0 = Fc_f = 10 \times 7,00 \times 10^{-6} = 7,00 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3 · Calculer la quantité dans le volume demandé. Cette fois, $V_0 = 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$ est un volume de solution *initiale*.

$$n_0 = c_0 V_0 = 7,00 \times 10^{-5} \times 0,250 = 1,75 \times 10^{-5} \text{ mol}.$$

4 · Terminer par la masse.

$$m_0 = n_0 M = 1,75 \times 10^{-5} \times 500 = 8,75 \times 10^{-3} \text{ g} = 8,75 \text{ mg}.$$



Vérifier. La concentration initiale est plus grande que celle de la fille. Oublier $F = 10$ donnerait ici une masse dix fois trop petite.

Le résultat doit rester dans le domaine validé

Si une absorbance dépasse celle du plus concentré des étalons, prépare une dilution adaptée et mesure à nouveau. On évite de prolonger sans justification une droite au-delà de la gamme expérimentale.



POINT DE VIGILANCE Une droite réelle peut avoir une petite ordonnée à l'origine

Si un ajustement expérimental validé donne $A = kc + b$, on utilise $c = (A - b)/k$. b est sans unité; l'unité de k est l'inverse de celle de c . Une valeur de b non négligeable invite aussi à vérifier le blanc et la méthode.

I · FAIRE LE POINT

Choisir une relation utile

Partir de la grandeur connue et arriver à celle qui est demandée.

Ce que tu connais	Chemin utile	Condition à contrôler
Nombre d'entités	$n = N/N_A$	Dire quelles entités sont comptées.
Masse d'une espèce	$n = m/M$	Masse du soluté, pas celle du mélange.
Volume de liquide pur	$m = \rho V$, puis $n = m/M$	Masse volumique du liquide concerné.
Volume de gaz	$n = V/V_m$	Même température et même pression pour V et V_m .
Solution de concentration connue	$n = cV$ ou $m = c_m V$	Volume de la portion étudiée.
Pourcentage massique et masse volumique	$V \rightarrow m_{\text{solution}}$, puis $m_{\text{soluté}} \rightarrow n$	Pourcentage converti en fraction.
Dilution	$c_0 V_p = c_f V_f$	Soluté conservé entre prélèvement et fille.
Absorbance	$A \rightarrow c_{\text{mesurée}} \rightarrow c_0$	Étalonnage valide; dilution prise en compte.

Les unités de référence

m : g ; n : mol ; N : sans unité	M : g · mol ⁻¹ ; N_A : mol ⁻¹
V : L pour $n = cV$	c : mol · L ⁻¹ ; c_m : g · L ⁻¹
ρ : g · mL ⁻¹ si V en mL	V_m : L · mol ⁻¹ si V en L
w, d, F, A : sans unité	λ : nm ; ℓ : cm dans le cours



Le déclic. Avant chaque application numérique, écris une phrase : « Je cherche la quantité de... dans... ». Cette phrase suffit souvent à repérer le volume ou la masse à employer.

Avant de passer aux exercices

Sais-tu expliquer pourquoi on rince la coupelle? Pourquoi c ne change pas lors d'un simple prélèvement? Pourquoi le soluté conservé en dilution est celui du prélèvement? Pourquoi il faut parfois diluer avant de mesurer une absorbance? Si nécessaire, reviens à la page correspondante.

II · EXERCICES 1 À 3

Poser les bases

Rédige avec les unités. Les données ci-dessous servent à tout le chapitre.

Données. Sauf indication contraire : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Masses molaires atomiques en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: H : 1,0; C : 12,0; N : 14,0; O : 16,0; Na : 23,0; Al : 27,0; S : 32,1; Cl : 35,5; Ca : 40,1; Fe : 55,8; Cu : 63,5. Les données numériques d'étalonnage sont des jeux pédagogiques.

1 Les conversions qui changent tout

Automatismes

1. Convertis 75,0 mL en litres; 3,20 mmol en moles; 450 mg en grammes; $8,0 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
2. Une solution a pour concentration $c = 0,0400 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Quelle quantité de soluté est présente dans 75,0 mL?
3. Un élève trouve 3,00 mol. Retrouve son erreur probable.

Correction 1

2 Molécules et atomes

Comprendre

Un échantillon contient $1,50 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de molécules d'ammoniac NH_3 .

1. Calcule le nombre de molécules.
2. Calcule la quantité de matière d'atomes d'hydrogène, puis leur nombre.
3. Un autre échantillon contient $3,01 \times 10^{22}$ molécules de CO_2 . Quelle est sa quantité de matière en molécules de CO_2 ?

Correction 2

3 Lire les indices

Automatismes

Calcule les masses molaires de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, du nitrate de calcium $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ et du sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Pour les deux dernières formules, indique d'abord le nombre d'atomes de chaque élément correspondant à la formule.

Correction 3



Le déclic. Un résultat doit nommer l'objet compté. « $N = \dots$ molécules de NH_3 » évite de le confondre avec le nombre d'atomes d'hydrogène.

II • EXERCICES 4 À 6

Passer d'une mesure aux moles

Masse connue, nombre d'entités ou volume de liquide : choisis ton point de départ.

4 Une pièce de fer

Application

Un échantillon de fer pur a une masse de 2,80 g.

1. Détermine la quantité de matière de fer.
2. Dédus le nombre d'atomes de fer.
3. Estime, sans calcul détaillé, si la quantité est plus proche de 0,05 mol ou de 5 mol. Explique.

Correction 4

5 Retrouver la masse d'eau

Application

Une petite portion d'eau pure contient $6,02 \times 10^{22}$ molécules d'eau.

1. Calcule la quantité de matière d'eau.
2. Calcule sa masse.
3. Calcule la masse d'une seule molécule d'eau, d'abord en grammes, puis en kilogrammes. Vérifie avec $M = m_{\text{entité}} N_A$.

Correction 5

6 Un volume d'éthanol

Deux étapes

On prélève 7,50 mL d'éthanol pur. Sa masse volumique vaut $0,789 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ et sa masse molaire $46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Calcule la masse d'éthanol, puis sa quantité de matière.
2. Exprime la masse volumique en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.
3. Pourquoi ne pourrait-on pas utiliser directement ce même calcul pour 7,50 mL d'une solution aqueuse d'éthanol de composition inconnue?

Correction 6

II · EXERCICES 7 ET 8

Identifier la bonne grandeur

Des unités proches ne garantissent pas que l'on parle du même objet.

7 Deux gaz de même volume

Application raisonnée

À 20 °C et 1,00 bar, on prend $V_m = 24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. On considère 244 mL de CO_2 et le même volume d'hélium, assimilés à des gaz parfaits. $M(\text{He}) = 4,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Calcule la quantité de matière de chaque gaz et la masse de chaque échantillon.
2. Lequel contient le plus d'entités? Précise la nature des entités de chaque gaz.
3. Quel volume occuperaient 0,0500 mol de CO_2 dans les mêmes conditions?
4. Peut-on réutiliser $V_m = 24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ après avoir fortement comprimé le gaz, à température constante? Justifie qualitativement.

Correction 7

8 Solution, soluté et masse volumique

Distinguer

Un flacon contient 250,0 mL d'une solution aqueuse de glucose. La masse de solution est 260 g, dont 13,0 g de glucose. $M(\text{glucose}) = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Calcule ρ_{solution} en $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$.
2. Calcule c_m en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ et c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
3. Un élève écrit $c = (260/180,0)/0,2500$. Quelle masse a-t-il employée à tort?

Correction 8

II • EXERCICES 9 À 11

Décrire une solution

Quantité contenue et concentration ne répondent pas à la même question.

9 Prélever sans diluer

Comprendre

Une solution de volume final 150,0 mL contient 2,70 g de glucose.

1. Calcule n , c et c_m .
2. On prélève 20,0 mL après homogénéisation. Détermine la quantité et la masse de glucose prélevées.
3. La concentration du prélèvement a-t-elle changé? Justifie avec un rapport de grandeurs.

Correction 9

10 Une étiquette en pourcentage

Chaîne de calcul

Une solution contient 12,0 % de glucose en masse. Sa masse volumique vaut $1,05 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

1. Choisis 1,00 L de solution. Calcule successivement sa masse, la masse de glucose et la quantité de glucose.
2. Dédus les concentrations c et c_m .
3. Explique pourquoi « 12,0 % en masse » ne permet pas, seul, d'écrire « 120 g de glucose par litre ».

Correction 10

11 Même masse, concentrations différentes

Comparer

Deux solutions de volume final 500,0 mL contiennent chacune 6,00 g de soluté : du glucose pour G, de l'urée $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$ pour U. L'urée reste sous forme moléculaire en solution dans ce modèle.

1. Calcule la masse molaire de l'urée.
2. Compare les concentrations en masse, puis en quantité de matière.
3. Quelle solution contient le plus de molécules de soluté? Dans quel rapport?

Correction 11

II · EXERCICES 12 ET 13

Préparer avec un objectif

Le calcul doit aboutir à une masse ou à un prélèvement réalisable.

12 Une dissolution complète

Calcul et protocole

Prépare sur le papier 250,0 mL d'une solution de glucose à $0,0800 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Tu disposes de glucose pur et de la verrerie adaptée.

1. Calcule la quantité de glucose nécessaire, puis la masse à peser.
2. Nomme le matériel indispensable et rédige le protocole.
3. À quoi sert le rinçage de la coupelle? Pourquoi doit-il être recueilli dans la fiole?
4. Un peu de solide est perdu lors du transfert, mais le volume final est correct. La concentration réelle est-elle plus grande ou plus petite que prévu?

[Correction 12](#)**13 Une dilution dans un grand flacon mère**

Choisir le bon volume

Un flacon contient 500 mL de mère à $0,150 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On vise une fille de volume 100,0 mL et de concentration $0,0150 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Donne le facteur de dilution.
2. En partant de la conservation du soluté, calcule le volume à prélever.
3. Choisis la pipette et la fiole jaugées.
4. Calcule la quantité de soluté transférée. Pourquoi les 500 mL de mère n'interviennent-ils pas dans ce calcul?

[Correction 13](#)

II · EXERCICES 14 À 16

Choisir et contrôler les gestes

Un bon résultat numérique ne suffit pas si le protocole ne le réalise pas.

14 La verrerie disponible

Raisonner

Tu disposes de pipettes jaugées de 10,0, 20,0 et 25,0 mL, et de fioles jaugées de 50,0, 100,0 et 200,0 mL. Chaque préparation comporte un seul prélèvement.

1. Trouve toutes les paires permettant un facteur de dilution $F = 5$.
2. Quelle paire permet $F = 8$?
3. Peut-on réaliser $F = 6$ en une seule préparation avec ces contraintes? Justifie.

[Correction 14](#)**15 Réparer un protocole**

Analyser

Pour diluer par 10 et obtenir 100,0 mL de fille, Clara écrit :

« Je rince ma pipette de 10,0 mL à l'eau distillée et je prélève aussitôt la mère. Je transfère dans une fiole, puis j'ajoute exactement 100,0 mL d'eau. Si le trait est dépassé, j'enlève un peu de solution. Je prélève immédiatement un échantillon pour la mesure. »

Relève quatre problèmes et propose, pour chacun, une correction justifiée. On suppose que la solution ne s'est pas spontanément homogénéisée.

[Correction 15](#)**16 Deux dilutions successives**

Relier

Une mère a pour concentration $c_0 = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On prélève 10,0 mL et on complète à 100,0 mL. Puis on prélève 25,0 mL de l'intermédiaire homogénéisé et on complète à 100,0 mL.

1. Calcule chaque facteur de dilution et la concentration après chaque étape.
2. Donne le facteur total et contrôle avec c_0/c_2 .
3. Pourquoi ne faut-il pas prélever les seconds 25,0 mL dans la solution initiale?

[Correction 16](#)

II • EXERCICES 17 ET 18

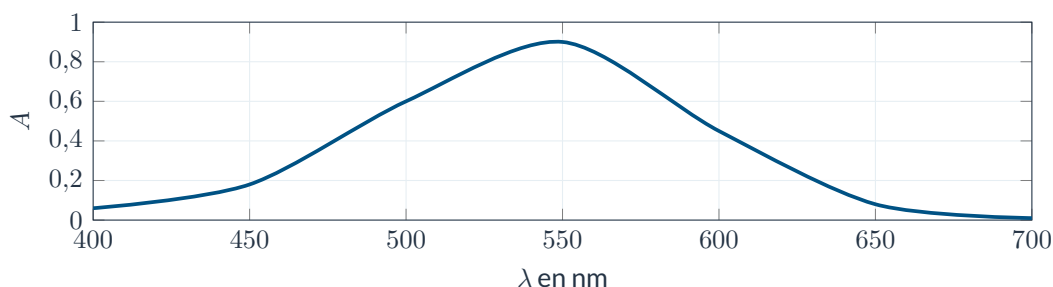
Lire la lumière

Le spectre choisit le réglage; la loi relie ensuite le signal à la concentration.

17 Un spectre à interpréter

Lecture graphique

Voici le spectre modèle d'une solution éclairée en lumière blanche.



1. Repère approximativement λ_{max} et propose une longueur d'onde de mesure.
2. Cette solution absorbe surtout le vert. Pourquoi peut-elle paraître magenta?
3. Pourrait-on conclure qu'une autre solution est plus concentrée simplement parce qu'elle est plus sombre, sans connaître sa composition ni la cuve utilisée?

Correction 17

18 Beer-Lambert dans les deux sens

Application

À la longueur d'onde de travail, $\varepsilon = 2,50 \times 10^4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$. La loi est vérifiée dans toute la gamme étudiée.

1. Calcule A pour $c = 1,60 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $\ell = 1,00 \text{ cm}$.
2. Quelle serait A avec la même solution et une cuve de $0,500 \text{ cm}$?
3. Dans la cuve de $1,00 \text{ cm}$, un inconnu donne $A = 0,650$. Détermine sa concentration.

Correction 18

II · EXERCICES 19 ET 20

Exploiter une droite d'étalonnage

L'unité de l'axe des concentrations fait partie de l'information.

19 La même pente, deux écritures

Unités

Une droite d'étalonnage relie A à c exprimée en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'ordonnée à l'origine est nulle.

Le coefficient directeur est $k = 0,120 \text{ L} \cdot \text{mmol}^{-1}$.

1. Calcule c pour $A = 0,360$, puis exprime-la en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
2. Exprime k en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ et refais le calcul directement en moles par litre.
3. Un élève conclut $c = 3,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Quel élément a-t-il oublié?

Correction 19

20 Construire puis utiliser l'étalonnage

Méthode complète

Une gamme donne les valeurs suivantes dans une cuve de 1,00 cm, à une même longueur d'onde.

c en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	0	2,00	4,00	6,00	8,00	10,0
A	0,000	0,150	0,300	0,450	0,600	0,750

1. Sur ton cahier, trace A en fonction de c , avec les grandeurs et unités sur les axes.
2. Justifie le modèle $A = kc$ et calcule k en $\text{L} \cdot \mu\text{mol}^{-1}$.
3. Un inconnu donne $A = 0,525$. Lis sa concentration, puis confirme par calcul.
4. Un second inconnu donne $A = 1,20$. Peut-on obtenir une concentration fiable en prolongeant simplement cette droite? Propose la suite de l'analyse.

Correction 20

II • EXERCICES 21 ET 22

Contrôler la mesure

Une concentration calculée dépend de la qualité de l'expérience.

21 Pourquoi les résultats divergent-ils?

Analyser

Pour chacune des situations suivantes, explique ce qui compromet la comparaison avec l'étalonnage et propose une correction du protocole.

1. Les étalons sont mesurés à 530 nm et l'inconnu à 620 nm.
2. Les étalons sont placés dans une cuve de 1,00 cm et l'inconnu dans une cuve de 2,00 cm.
3. La face optique de la cuve de l'inconnu présente des traces de doigts; une bulle traverse le faisceau.
4. L'inconnu contient une seconde espèce absorbante à la longueur d'onde utilisée, absente des étalons et du blanc.

[Correction 21](#)

22 Diluer pour entrer dans la gamme

Choisir

Le domaine validé de mesure est $0,100 \leq A \leq 0,800$. On estime que, sans dilution, l'échantillon aurait une absorbance de 3,20. Cette estimation sert seulement au choix de la dilution.

1. Prévois les absorbances après dilution par 2, par 5, par 10 et par 50, dans le modèle proportionnel.
2. Quels facteurs permettraient une mesure dans le domaine validé?
3. On veut la plus grande absorbance restant dans ce domaine parmi ces quatre choix. Quel facteur retiens-tu?
4. Pour préparer 100,0 mL de fille avec ce facteur, quelle pipette jaugée faut-il? Que faudra-t-il faire après la préparation pour confirmer le choix?

[Correction 22](#)

II • EXERCICES 23 ET 24

Préparer et répéter

Une gamme connue et des mesures cohérentes sont deux exigences distinctes.

23 Fabriquer une gamme étalon

Protocole

Une solution mère de colorant a pour concentration $100 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On veut quatre étalons de 100,0 mL à 2,00, 4,00, 6,00 et 8,00 $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On dispose de quatre fioles jaugées de 100,0 mL et d'une pipette graduée de 10,0 mL adaptée à la précision recherchée, avec propipette.

1. Dresse un tableau des quatre volumes à prélever dans la même mère.
2. Rédige le protocole pour l'étalon à 6,00 $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
3. Pourquoi chaque étalon doit-il être homogénéisé avant la mesure?
4. Dans ce cas simple où seul le colorant absorbe et où le solvant est l'eau, que contient le blanc?

Correction 23

24 Répéter ne supprime pas tous les défauts

Esprit critique

Quatre déterminations indépendantes d'une concentration, réalisées dans les mêmes conditions, donnent, en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$: 7,8; 8,0; 8,1; 7,9.

1. Calcule leur moyenne et l'étendue (plus grande valeur moins plus petite).
2. Ces résultats sont-ils rigoureusement identiques? Quel phénomène les différences illustrent-elles?
3. Une autre série donne quatre fois 9,2, alors que l'on mesure un étalon à 8,0. Peut-on conclure que la seconde méthode est meilleure parce que ses valeurs sont toutes égales?
4. Propose deux contrôles pertinents avant d'interpréter cet écart.

Correction 24



Le déclic. Une faible dispersion renseigne sur la répétabilité; elle ne garantit pas à elle seule l'absence d'un biais commun à toutes les mesures.

II • EXERCICES 25 ET 26

Relier plusieurs informations

Écris les objets sous les étapes de ta chaîne de calcul.

25 Une solution préparée à partir d'un mélange

Synthèse

On prélève 5,00 mL d'une solution commerciale contenant 18,0 % de glucose en masse. Sa masse volumique vaut $1,10 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Le prélèvement est transféré quantitativement dans une fiole, puis complété à 250,0 mL et homogénéisé.

1. Calcule la masse de solution prélevée, puis la masse de glucose.
2. Détermine la quantité de glucose transférée.
3. Calcule la concentration de la fille.
4. Retrouve ce résultat en calculant d'abord la concentration de la solution commerciale et le facteur de dilution.

Correction 25

26 Mélanger deux solutions du même soluté

Synthèse

On mélange deux solutions de glucose :

- 40,0 mL à $0,120 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- 60,0 mL à $0,0200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Aucune transformation ne se produit et les volumes sont supposés additifs.

1. Calcule les deux quantités de glucose apportées.
2. Calcule la concentration du mélange. Peut-on faire la moyenne arithmétique des deux concentrations?
3. On complète ensuite tout le mélange à 250,0 mL. Quelle est la nouvelle concentration?
4. Donne un contrôle simple de la concentration du mélange avant ajout d'eau.

Correction 26

II • EXERCICES 27 ET 28

Conserver la bonne quantité

Réduire un volume et diluer ont des effets opposés sur la concentration.

27 L'eau s'évapore

Raisonner

Une solution de glucose a un volume de 120,0 mL et une concentration de $0,0500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Seule de l'eau s'évapore, sans perte de glucose ni transformation; le glucose reste totalement dissous. Le volume final vaut 80,0 mL.

1. Calcule la quantité de glucose avant et après évaporation.
2. Détermine la concentration finale, puis la concentration en masse finale.
3. Peut-on parler de dilution? Explique pourquoi la conservation du soluté reste pourtant utilisable.

Correction 27

28 Du spectrophotomètre au flacon

Synthèse

Une solution contient un colorant D de masse molaire $400 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Pour l'analyser, on prélève 10,0 mL et on complète à 250,0 mL. La fille donne $A = 0,432$. L'étalonnage validé pour $0 \leq c \leq 10,0 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est $A = kc$, avec $k = 0,0600 \text{ L} \cdot \mu\text{mol}^{-1}$.

1. Quelle solution est mesurée? Détermine sa concentration et vérifie qu'elle est dans la gamme.
2. Détermine la concentration de la solution initiale en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
3. Quelle masse de colorant contient un flacon de 330 mL de solution initiale? Donne-la en milligrammes.
4. Quelle erreur commettrait-on en utilisant directement la concentration mesurée pour le volume du flacon?

Correction 28

II · EXERCICES 29 ET 30

Construire une analyse fiable

Une relation expérimentale et des contraintes de matériel doivent être prises au sérieux.

29 Un étalonnage légèrement décalé

Exploiter un modèle

Après validation de la méthode, l'ajustement expérimental retenu est $A = kc + b$, avec $k = 0,0500 \text{ L} \cdot \mu\text{mol}^{-1}$ et $b = 0,002$. Il s'applique de 0 à $10,0 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Une solution diluée par 20 donne $A = 0,377$.

1. Isole c et détermine la concentration de la solution mesurée.
2. Reviens à la concentration initiale.
3. Quel résultat obtiendrait-on en négligeant b ? La différence autorise-t-elle à modifier soi-même la relation fournie?
4. Que suggérerait une ordonnée à l'origine beaucoup plus grande, non prévue par la méthode?

Correction 29

30 Trop peu de solide pour une pesée directe

Concevoir

On veut 100,0 mL d'une solution de colorant à $5,00 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Sa masse molaire est $250 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Avec le matériel de cet exercice, on impose une masse pesée d'au moins 0,100 g pour une préparation acceptable. On propose une mère à $5,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de volume 100,0 mL. On dispose de plusieurs fioles de 100,0 mL et de pipettes jaugées de 1,00, 5,00 et 10,0 mL.

1. Calcule la masse nécessaire en préparation directe et explique la difficulté.
2. Calcule la masse pour préparer la mère proposée.
3. Propose deux dilutions successives pour obtenir la fille. Donne les volumes et la concentration à chaque étape.

Correction 30

II · EXERCICE 31

Bilan · contrôler un colorant

Un problème complet à chercher sans ouvrir immédiatement la correction.

31 Le solide est-il pur ?

Synthèse · environ 35 min

Un solide contient un colorant D de masse molaire $M = 600 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et éventuellement des impuretés. On en pèse $m_{\text{poudre}} = 30,0 \text{ mg}$ avec une balance adaptée, puis on prépare $V_0 = 100,0 \text{ mL}$ de solution S. Le colorant est entièrement dissous et transféré; les impuretés n'absorbent pas à la longueur d'onde retenue et ne modifient pas la réponse du colorant. On prélève $5,00 \text{ mL}$ de S et l'on complète à $100,0 \text{ mL}$ pour obtenir S'. L'absorbance mesurée de S' est $A = 0,400$. L'étalonnage vérifié est

$$A = kc, \quad k = 2,00 \times 10^4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1},$$

avec c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La mesure est dans le domaine validé.

A · Prévoir si la poudre était pure

1. Calcule la concentration qu'aurait S si la poudre ne contenait que D.
2. Calcule le facteur de dilution, la concentration alors prévue pour S' et l'absorbance attendue.

B · Exploiter la mesure réelle

3. Détermine la concentration réelle de S', puis celle de S.
4. Calcule la masse de D contenue dans la poudre pesée.
5. Détermine le pourcentage massique de D dans cette poudre. Conclut dans le cadre du modèle de l'énoncé.

C · Vérifier les hypothèses

6. Explique pourquoi une perte de colorant lors du transfert pourrait, elle aussi, abaisser l'absorbance. Quelle hypothèse permet ici d'attribuer l'écart à la présence d'impuretés?

Correction 31

II · EXERCICE 32

Prolongement · lire le flacon

L'eau de cristallisation fait partie de la masse pesée.

32 Un solide hydraté

Approfondissement accompagné

Le sulfate de cuivre utilisé au laboratoire est ici le pentahydrate, de formule $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Cela signifie que la formule du solide inclut cinq molécules d'eau pour un motif CuSO_4 . On donne le fait suivant : **une mole de ce solide dissous fournit une mole d'ions cuivre(II) Cu^{2+}** . On veut préparer 100,0 mL de solution dont la concentration en ions Cu^{2+} est $0,0100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La dissolution est totale.

1. Calcule la masse molaire de CuSO_4 , puis celle de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
2. Calcule la quantité d'ions cuivre souhaitée, puis la quantité de solide hydraté à dissoudre.
3. Détermine la masse de solide hydraté à peser.
4. Un élève utilise par erreur la masse molaire de CuSO_4 et pèse 0,160 g de pentahydrate. Quelle concentration en ions cuivre obtient-il réellement ?
5. Formule une règle de lecture des étiquettes pour éviter cette erreur.

Correction 32



POINT DE VIGILANCE Ce que cet exercice ajoute

Tu n'as pas besoin de connaître la structure cristalline du solide. Il faut utiliser la formule indiquée et la correspondance «une mole de solide donne une mole d'ions cuivre», fournie dans l'énoncé. Le raisonnement est le même que pour les autres chaînes de calcul.

Avant de regarder les corrections

Pour les exercices qui t'ont résisté, coche ce qui t'a manqué sur ton cahier : identifier l'espèce ; choisir la masse ; choisir le volume ; convertir ; isoler l'inconnue ; justifier la conservation ; exploiter le graphique ; contrôler le résultat.

II · PROBLÈMES LONGS

Relier une étiquette, une dilution et une mesure

Chaque question prépare la suivante : garde le nom de la solution à côté de chaque valeur.

33 Contrôler le magnésium d'une eau minérale

Problème guidé · 8 questions

L'étiquette d'une eau minérale annonce $84,0 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ d'ions magnésium Mg^{2+} . Pour contrôler cette valeur, on prélève $5,00 \text{ mL}$ d'eau et on complète à $100,0 \text{ mL}$. Après ajout du même réactif coloré à toutes les solutions, on obtient les données suivantes. L'absorbance de l'échantillon dilué vaut $A = 0,552$.

$c(\text{Mg}^{2+})$ en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	50,0	100,0	150,0	200,0
A sans unité	0,160	0,320	0,480	0,640

On donne $M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Distingue la solution initiale, la solution diluée et les quatre solutions étalons.
2. Convertis la concentration annoncée en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, puis calcule la concentration en quantité de matière attendue en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
3. Calcule le facteur de dilution et la concentration attendue dans la solution mesurée, en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
4. Rédige le protocole de dilution, en nommant la verrerie jaugée et l'étape d'homogénéisation.
5. Justifie le modèle $A = kc$ sur la gamme et calcule k avec son unité lorsque c est exprimée en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
6. Détermine la concentration mesurée dans la solution diluée, puis dans l'eau minérale initiale.
7. Reviens à une concentration en masse en $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$.
8. Calcule l'écart relatif à l'étiquette. Le laboratoire accepte un écart inférieur à $3,0\%$: conclus, sans confondre cet écart avec une étude complète d'incertitude.

Correction 33

34 Préparer une solution trop diluée pour être pesée directement Problème de laboratoire · 8 questions

On veut obtenir 100,0 mL d'une solution fille de colorant à $c_f = 8,00 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le colorant solide a pour masse molaire $M = 250 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et la balance ne permet pas de peser correctement moins de 10 mg. On propose de préparer d'abord 250,0 mL d'une solution mère avec 0,125 g de solide, puis d'effectuer deux dilutions. La verrerie disponible comprend des pipettes jaugées de 5,00 et 10,0 mL et des fioles de 100,0 et 250,0 mL. À la longueur d'onde choisie, $A = kc$ avec $k = 6,00 \times 10^4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Calcule la masse qu'exigerait la préparation directe et explique pourquoi elle est inadaptée à la balance.
2. Calcule la quantité de colorant introduite dans la mère, puis sa concentration c_0 .
3. Détermine le facteur de dilution total nécessaire pour passer de c_0 à c_f .
4. Choisis deux dilutions réalisables avec la verrerie disponible et donne la concentration intermédiaire.
5. Rédige les deux protocoles en précisant dans quelle solution est effectué le second prélèvement.
6. Vérifie par conservation de la quantité de colorant que la concentration finale vaut bien c_f .
7. Calcule l'absorbance attendue de la fille. Indique ce que signifierait une mesure égale à 0,360 si l'étalonnage et les transferts sont valides.
8. Un élève prélève la seconde fois dans la solution mère. Calcule la concentration qu'il obtient et compare-la à la cible.

Correction 34

II · PROBLÈMES LONGS

Passer de la composition au prélèvement

Un pourcentage, une masse volumique et un volume ne décrivent pas la même grandeur.

35 Diluer une solution commerciale de peroxyde d'hydrogène

Problème guidé · 7 questions

Une solution commerciale de peroxyde d'hydrogène contient 12,0 % de H_2O_2 en masse. Sa masse volumique vaut $1,04 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ et $M(\text{H}_2\text{O}_2) = 34,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. On prélève 10,0 mL de cette solution et on prépare une fille dans une fiole jaugée de 250,0 mL.

1. Explique ce que signifie exactement « 12,0 % en masse ».
2. En choisissant 1,00 L de solution commerciale, calcule sa masse, puis la masse et la quantité de H_2O_2 .
3. Déduis la concentration c_0 de la solution commerciale.
4. Retrouve la quantité de H_2O_2 contenue dans le prélèvement de 10,0 mL.
5. Calcule le facteur de dilution et la concentration c_f de la fille par deux méthodes.
6. Rédige le protocole en distinguant le volume final du volume d'eau ajouté.
7. Un élève verse le prélèvement dans 250 mL d'eau au lieu de compléter à 250,0 mL. En supposant les volumes additifs, détermine le sens de l'erreur et estime la concentration obtenue.

Correction 35

36 Composer puis concentrer une boisson glucosée

Problème en chaîne · 8 questions

On mélange 150,0 mL d'une solution de glucose à $0,180 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec 350,0 mL d'une autre solution à $0,0600 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Il n'y a ni réaction ni perte et les volumes sont additifs. On donne $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

1. Calcule séparément les deux quantités de glucose apportées.
2. Détermine la quantité totale et le volume du mélange.
3. Calcule sa concentration en quantité de matière. Explique pourquoi la moyenne simple des deux concentrations ne convient pas.
4. Dédus sa concentration en masse.
5. Quelle masse de glucose contient une bouteille de 750 mL de ce mélange?
6. Combien de molécules de glucose sont présentes dans un prélèvement de 25,0 mL?
7. On évapore seulement de l'eau jusqu'à ramener 500,0 mL de mélange à 400,0 mL. Calcule la nouvelle concentration.
8. Explique pourquoi cette dernière opération n'est pas une dilution, bien que la conservation du glucose permette encore d'utiliser $c_i V_i = c_f V_f$.

Correction 36

II · PROBLÈMES LONGS

Construire une stratégie d'étalonnage

Avant de calculer, vérifie le blanc, la gamme et le facteur de dilution.

37 Un étalonnage avec une ordonnée à l'origine

Analyse de données · 8 questions

Pour un colorant, l'étalonnage conduit au modèle

$$A = 0,0500 c + 0,004,$$

où c est exprimée en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La gamme validée s'étend de 2,0 à 10,0 $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Une boisson est diluée quarante fois; sa solution diluée donne $A = 0,454$. La masse molaire du colorant vaut 450 $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et la bouteille contient 1,50 L.

1. Interprète le coefficient 0,0500 et l'ordonnée à l'origine 0,004, avec leurs unités éventuelles.
2. Isole c dans la relation d'étalonnage.
3. Détermine la concentration de la solution mesurée et vérifie son appartenance à la gamme.
4. Reviens à la concentration de la boisson en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
5. Calcule la concentration en masse du colorant en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.
6. Détermine la masse de colorant contenue dans la bouteille.
7. Prévois l'absorbance qu'aurait donnée la boisson non diluée selon le même modèle. Pourquoi cette valeur ne doit-elle pas être exploitée directement?
8. Quel résultat obtiendrait-on en négligeant l'ordonnée à l'origine? Explique pourquoi un petit écart numérique n'autorise pas à modifier le modèle fourni.

Correction 37

38 Atteindre un facteur de dilution égal à 800

Choix de verrerie · 7 questions

Une solution mère a pour concentration $c_0 = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On veut préparer une solution à $c_f = 2,50 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le laboratoire possède des pipettes jaugées de 5,00, 10,0 et 20,0 mL ainsi que des fioles jaugées de 50,0, 100,0 et 200,0 mL.

1. Calcule le facteur de dilution total.
2. Montre qu'aucune dilution unique n'est réalisable avec la verrerie indiquée.
3. Trouve deux facteurs réalisables dont le produit vaut le facteur total.
4. Choisis les deux couples pipette-fiole correspondants et calcule la concentration intermédiaire.
5. Rédige la succession des opérations, y compris les rinçages utiles et les deux homogénéisations.
6. Vérifie le résultat en calculant la quantité prélevée à chaque étape.
7. Si le second prélèvement était effectué dans la mère, quelle concentration finale obtiendrait-on? Quantifie l'écart à la cible.

Correction 38

II · PROBLÈMES LONGS

Faire parler la formule du solide

La masse molaire doit correspondre au produit réellement pesé.

39 Du chlorure de cobalt hydraté à l'absorbance

Problème guidé · 8 questions

On dissout 0,2974 g de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ dans une fiole jaugée de 250,0 mL. On admet la dissolution totale



La masse molaire du solide hydraté vaut $237,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. On dilue ensuite 10,0 mL de cette solution à 100,0 mL. Pour les ions cobalt dans la gamme utilisée, $A = kc$ avec $k = 840 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Calcule la quantité de solide hydraté dissoute.
2. Dédus les quantités initiales d'ions cobalt et chlorure dans la fiole.
3. Calcule leurs concentrations respectives et vérifie l'électroneutralité à partir des charges.
4. Détermine la concentration en ions cobalt après dilution.
5. Calcule l'absorbance attendue.
6. Explique pourquoi l'eau de cristallisation n'engendre pas une troisième concentration ionique.
7. Un élève calcule la masse à peser avec $M(\text{CoCl}_2) = 129,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ puis pèse cette masse de solide hydraté. Calcule la masse qu'il choisit pour viser la même quantité de cobalt.
8. Détermine alors la concentration réelle en ions cobalt dans la première fiole et l'absorbance après dilution. Conclue sur le sens de l'erreur.

Correction 39

40 Du colorant d'une boisson à une décision

Bilan de chapitre · 9 questions

Un laboratoire contrôle un colorant de masse molaire $M = 792,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Il prépare une gamme qui conduit aux mesures suivantes.

c en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	0	2,00	4,00	6,00	8,00	10,00
A sans unité	0,000	0,118	0,239	0,359	0,478	0,598

Pour analyser la boisson, on prélève 2,00 mL et on complète à 100,0 mL. Trois mesures de la solution fille donnent 0,421, 0,424 et 0,419. La bouteille contient 330 mL et le cahier des charges impose moins de 100 mg de colorant par bouteille.

1. Identifie la solution mère au sens de la dilution, la fille et le blanc.
2. Montre que la gamme est compatible avec une relation proportionnelle et estime le coefficient k de $A = kc$, avec son unité.
3. Calcule l'absorbance moyenne de la fille et l'étendue de la série.
4. Détermine la concentration de la fille; vérifie qu'elle appartient à la gamme étalonnée.
5. Calcule le facteur de dilution, puis la concentration de la boisson en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
6. Dédus la concentration en masse en $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$.
7. Calcule la masse de colorant dans la bouteille et statue sur le cahier des charges.
8. Si une trace sur la cuve augmentait toutes les absorbances de l'échantillon sans affecter les étalons, dans quel sens la masse calculée serait-elle biaisée?
9. Cite trois contrôles expérimentaux à effectuer avant de transformer ce résultat en décision définitive.

Correction 40

III • CORRECTIONS 1 ET 2

Convertir et nommer

Après lecture, referme la correction et refais le calcul.



SAVOIR-FAIRE Le fil à reproduire au contrôle

Écris d'abord ce que tu cherches et dans quelle portion de matière ou de solution. Choisis la relation littérale, isole l'inconnue, puis convertis les données dans des unités compatibles avant de remplacer. Termine par l'unité, un nombre de chiffres cohérent et un contrôle de sens : dilution, ordre de grandeur ou appartenance à la gamme d'étalonnage.

1 Les conversions qui changent tout

Énoncé

1. Pour passer des millilitres aux litres, on multiplie par 10^{-3} :

$$75,0 \text{ mL} = 0,0750 \text{ L.}$$

De même, $3,20 \text{ mmol} = 3,20 \times 10^{-3} \text{ mol}$ et $450 \text{ mg} = 0,450 \text{ g}$. Le préfixe micro vaut 10^{-6} , donc

$$8,0 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = 8,0 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

2. On cherche la quantité de soluté dans une portion de solution. La définition $c = n/V$ donne $n = cV$. Avec c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, on emploie V en L :

$$n = 0,0400 \times 0,0750 = 3,00 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

3. Le résultat 3,00 provient de $0,0400 \times 75,0$: l'élève a remplacé V par une valeur en millilitres sans adapter les unités. Il obtient un résultat mille fois trop grand.



Vérifier. Un litre contient 0,0400 mol. Une portion de 0,0750 L en contient forcément moins, ce qui exclut immédiatement 3,00 mol.

2 Molécules et atomes

Énoncé

1. $N = nN_A$, avec n en mol et N_A en mol^{-1} :

$$N(\text{NH}_3) = 1,50 \times 10^{-2} \times 6,02 \times 10^{23} = 9,03 \times 10^{21}.$$

Il y a $9,03 \times 10^{21}$ molécules d'ammoniac.

2. Chaque molécule contient trois atomes d'hydrogène. Donc

$$n(\text{H}) = 3 \times 1,50 \times 10^{-2} = 4,50 \times 10^{-2} \text{ mol,}$$

$$N(\text{H}) = 3 \times 9,03 \times 10^{21} = 2,709 \times 10^{22} \simeq 2,71 \times 10^{22}.$$

3. Cette fois, le nombre de molécules est connu : on divise par N_A .

$$n(\text{CO}_2) = \frac{3,01 \times 10^{22}}{6,02 \times 10^{23}} = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$



Le déclic. Le facteur 3 de la deuxième question vient de la formule NH_3 . Il ne modifie pas la quantité de molécules d'ammoniac.

III • CORRECTIONS 3 ET 4

De la formule à l'échantillon

La masse molaire relie une composition microscopique à une masse mesurable.

3 Lire les indices

Énoncé

Pour l'éthanol, on compte 2 C, 6 H et 1 O :

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = 46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Pour $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, il y a 1 Ca, 2 N et 6 O. Le 2 multiplie tout le groupe entre parenthèses :

$$M = 40,1 + 2 \times 14,0 + 6 \times 16,0 = 164,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Pour $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, il y a 2 Al, 3 S et 12 O :

$$M = 2 \times 27,0 + 3 \times 32,1 + 12 \times 16,0 = 342,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$



Vérifier. Dans la dernière formule, écrire seulement 4 O oublierait que le groupe sulfate apparaît trois fois. Tu peux garder les parenthèses dans le calcul : $2 \times 27,0 + 3 \times (32,1 + 4 \times 16,0)$.

4 Une pièce de fer

Énoncé

1. L'échantillon est pur : toute sa masse est une masse de fer. On utilise $n = m/M$ avec m en grammes et M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$n(\text{Fe}) = \frac{2,80}{55,8} = 0,050179 \dots \text{ mol} \simeq 5,02 \times 10^{-2} \text{ mol}.$$

2. On garde la valeur non arrondie pour le calcul du nombre d'atomes :

$$N = \frac{2,80}{55,8} \times 6,02 \times 10^{23} = 3,0207 \dots \times 10^{22} \simeq 3,02 \times 10^{22}.$$

3. Une mole de fer pèse environ 56 g. Ici, la masse est voisine de $56/20 = 2,8$ g. La quantité est donc proche de $1/20 = 0,05$ mol. Cinq moles pèseraient environ 280 g : ce serait incompatible.



Le déclic. L'estimation ne remplace pas le calcul demandé. Elle fournit un contrôle indépendant de l'ordre de grandeur.

III • CORRECTIONS 5 ET 6

Remonter des entités au laboratoire

Le choix de la masse volumique doit correspondre à l'échantillon.

5 Retrouver la masse d'eau

Énoncé

1. La quantité de molécules d'eau est

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{6,02 \times 10^{22}}{6,02 \times 10^{23}} = 0,100 \text{ mol.}$$

2. $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Ainsi

$$m = nM = 0,100 \times 18,0 = 1,80 \text{ g.}$$

3. La masse totale se partage entre N molécules identiques :

$$m_{\text{entité}} = \frac{m}{N} = \frac{1,80}{6,02 \times 10^{22}} \simeq 2,99 \times 10^{-23} \text{ g} = 2,99 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

Contrôle : $M/N_A = 18,0/(6,02 \times 10^{23})$ redonne la même masse en grammes. Le passage en kilogrammes multiplie bien la valeur par 10^{-3} .

6 Un volume d'éthanol

Énoncé

1. La masse volumique est en $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$: on peut garder V en millilitres dans $m = \rho V$.

$$m = 0,789 \times 7,50 = 5,9175 \text{ g} \simeq 5,92 \text{ g.}$$

Puis on utilise $n = m/M$, en gardant la masse non arrondie :

$$n = \frac{5,9175}{46,0} = 0,12864 \dots \text{ mol} \simeq 0,129 \text{ mol.}$$

2. Un litre contient 1000 mL :

$$0,789 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} = 789 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3. Dans une solution aqueuse, le volume contient de l'éthanol et de l'eau. La masse volumique du corps pur ne donne pas la masse d'éthanol de ce mélange. Il faudrait des informations sur la solution et sa composition.



Véifier. Les deux jeux d'unités donnent la même masse : $789 \times 0,00750 = 5,9175 \text{ g.}$

III • CORRECTIONS 7 ET 8

Deux grandeurs, deux lectures

Commence par écrire ce que désigne chaque symbole.

7 Deux gaz de même volume

Énoncé

1. Les deux gaz sont dans les mêmes conditions et suivent le même modèle. Avec $V = 0,244 \text{ L}$,

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{0,244}{24,4} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

C'est la quantité de chacun. Avec $m = nM$:

$$m(\text{CO}_2) = 0,0100 \times 44,0 = 0,440 \text{ g,}$$

$$m(\text{He}) = 0,0100 \times 4,00 = 0,0400 \text{ g.}$$

2. Ils contiennent chacun $N = nN_A = 6,02 \times 10^{21}$ entités : des molécules pour CO_2 , des atomes pour l'hélium. Même quantité ne signifie pas même masse.

3. $V = nV_m = 0,0500 \times 24,4 = 1,22 \text{ L}$.

4. Non : la pression a changé. À température constante, comprimer un gaz diminue le volume occupé par une mole. La valeur donnée pour 1,00 bar ne convient plus automatiquement.

8 Solution, soluté et masse volumique

Énoncé

1. Pour la masse volumique, on utilise la masse *totale* et le volume de solution :

$$\rho_{\text{solution}} = \frac{260}{250,0} = 1,04 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}.$$

2. Pour les concentrations, le numérateur ne concerne que le glucose. Avec $V = 0,2500 \text{ L}$,

$$c_m = \frac{13,0}{0,2500} = 52,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1},$$

$$n = \frac{13,0}{180,0} = 0,07222 \dots \text{ mol}, \quad c = \frac{n}{0,2500} \simeq 0,289 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3. Les 260 g sont la masse de solution, eau comprise. L'élève les a traités comme s'il s'agissait de glucose pur. Il fallait employer 13,0 g.

III • CORRECTIONS 9 ET 10

Portion et composition

La concentration décrit une proportion; la quantité dépend aussi du volume.

9 Prélever sans diluer

Énoncé

1. Avec $M(\text{glucose}) = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$n = \frac{2,70}{180,0} = 1,50 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

Le volume final est $V = 0,1500 \text{ L}$. Donc

$$c = \frac{0,0150}{0,1500} = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, \quad c_m = \frac{2,70}{0,1500} = 18,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

2. Dans $V_p = 20,0 \text{ mL} = 0,0200 \text{ L}$,

$$n_p = cV_p = 0,100 \times 0,0200 = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol},$$

$$m_p = c_m V_p = 18,0 \times 0,0200 = 0,360 \text{ g}.$$

3. Le prélèvement homogène contient une proportion 20/150 du volume et du soluté. Le quotient n_p/V_p reste égal à $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Aucun solvant n'a été ajouté : ce n'est pas une dilution.

10 Une étiquette en pourcentage

Énoncé

1. Pour $1,00 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$ de solution,

$$m_{\text{solution}} = \rho V = 1,05 \times 1000 = 1050 \text{ g}.$$

La fraction massique est $w = 12,0/100 = 0,120$. La masse de glucose vaut

$$m_{\text{glucose}} = w m_{\text{solution}} = 0,120 \times 1050 = 126 \text{ g}.$$

On peut maintenant calculer sa quantité : $n = 126/180,0 = 0,700 \text{ mol}$.

2. Cette quantité et cette masse sont contenues dans $1,00 \text{ L}$:

$$c = 0,700 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, \quad c_m = 126 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3. Le pourcentage relie deux masses. Pour en déduire une masse par litre, il faut connaître la masse d'un litre de solution. Elle vaut ici 1050 g, et non 1000 g.

III • CORRECTIONS 11 ET 12

Comparer et préparer

Même masse de soluté ne signifie pas même nombre de molécules.

11 Même masse, concentrations différentes

Énoncé

1. $M(\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}) = 12,0 + 4 \times 1,0 + 2 \times 14,0 + 16,0 = 60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. Dans les deux solutions, $c_m = 6,00/0,5000 = 12,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Pour les concentrations en quantité de matière, on utilise $c = c_m/M$:

$$c_G = \frac{12,0}{180,0} = 6,67 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, \quad c_U = \frac{12,0}{60,0} = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3. Les volumes étant égaux, le rapport des quantités vaut celui des concentrations : $n_U/n_G = 180,0/60,0 =$

3. La solution U contient trois fois plus de molécules de soluté. Une mole d'urée pèse trois fois moins qu'une mole de glucose.

12 Une dissolution complète

Énoncé

1. On cherche la masse de glucose pour $V = 0,2500 \text{ L}$:

$$n = cV = 0,0800 \times 0,2500 = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol},$$

$$m = nM = 2,00 \times 10^{-2} \times 180,0 = 3,60 \text{ g}.$$

2. Il faut une balance adaptée, une coupelle, une spatule, une fiole jaugée de 250,0 mL et son bouchon, un entonnoir si nécessaire, une pissette d'eau distillée et un compte-gouttes. On tare la coupelle, on pèse 3,60 g, puis on transfère le solide dans la fiole. On rince coupelle et entonnoir dans la fiole. On ajoute de l'eau sans atteindre la jauge et on dissout complètement. On ajuste le ménisque au trait, puis on bouche et on homogénéise. On étiquette.

3. Le rinçage récupère le glucose resté sur la coupelle. Recueilli ailleurs, il provoquerait une perte de soluté par rapport à la masse pesée.

4. Avec une perte de solide, n est plus petit alors que V est correct. Comme $c = n/V$, la concentration réelle est plus petite que celle visée.



Véifier. On fixe le volume final *après* dissolution; on ne mesure pas 250,0 mL d'eau avant d'ajouter le solide.

III • CORRECTIONS 13 ET 14

La dilution devient un choix matériel

Le facteur indique une proportion, puis la verrerie la réalise.

13 Une dilution dans un grand flacon mère

Énoncé

1. Le facteur vaut $F = c_0/c_f = 0,150/0,0150 = 10$.

2. La quantité de soluté prélevée dans la mère se retrouve dans la fille, sans perte ni transformation : $c_0 V_p = c_f V_f$. On isole

$$V_p = \frac{c_f}{c_0} V_f = \frac{0,0150}{0,150} \times 100,0 = 10,0 \text{ mL.}$$

Le rapport de concentrations est sans unité; on a donc conservé les millilitres pour les volumes.

3. On choisit une pipette jaugée de 10,0 mL, une propipette et une fiole jaugée de 100,0 mL. On prélève, on transfère, on complète à la jauge et on homogénéise.

4. Cette fois, pour $n = cV$ en moles, on convertit le prélèvement en litres :

$$n_p = 0,150 \times 0,0100 = 1,50 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

On retrouve $n_f = 0,0150 \times 0,1000 = 1,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Les 500 mL indiquent seulement la quantité de mère disponible; on n'en transfère que 10,0 mL.

14 La verrerie disponible

Énoncé

On teste le rapport $F = V_f/V_p$, avec les volumes dans la même unité.

Facteur demandé	Pipette	Fiole
5	10,0 mL	50,0 mL
5	20,0 mL	100,0 mL
8	25,0 mL	200,0 mL

Pour $F = 6$, les trois pipettes exigeraient respectivement des volumes finaux de 60,0, 120 ou 150 mL. Aucune fiole disponible ne convient. Avec un seul prélèvement et cette liste de matériel, c'est impossible.



Le déclic. Il ne suffit pas de calculer un volume théorique : il faut vérifier que le matériel permet de le prélever et de fixer le volume final.

III • CORRECTIONS 15 ET 16

Conserver le soluté sans perdre le fil

Une phrase expérimentale peut cacher plusieurs erreurs distinctes.

15 Réparer un protocole

Énoncé

- 1. La pipette reste mouillée à l'eau.** Avant le prélèvement, il faut la rincer avec un peu de mère : sinon, l'eau résiduelle dilue la solution qu'elle contiendra. Le prélèvement ne correspond plus exactement à la concentration annoncée.
- 2. Le volume ajouté est confondu avec le volume final.** Il faut compléter à 100,0 mL de solution dans une fiole jaugée, pas ajouter 100,0 mL d'eau aux 10,0 mL prélevés.
- 3. Un dépassement de jauge est mal corrigé.** Retirer une portion de solution homogène retire à la fois soluté et solvant; la concentration trop faible reste la même. On recommence la préparation. Si le mélange n'est pas homogène, le retrait est encore moins maîtrisé.
- 4. L'homogénéisation est oubliée.** Avant de prélever pour la mesure, on bouche la fiole et on la retourne plusieurs fois. Un prélèvement dans une solution non homogène n'en représente pas correctement la composition.

16 Deux dilutions successives

Énoncé

- Première étape : $F_1 = 100,0/10,0 = 10$, donc

$$c_1 = \frac{c_0}{F_1} = \frac{0,200}{10} = 0,0200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

- Deuxième étape : $F_2 = 100,0/25,0 = 4$, donc

$$c_2 = \frac{c_1}{F_2} = \frac{0,0200}{4} = 0,00500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

- Le facteur total vaut $F_1 F_2 = 40$. Le contrôle donne bien

$$\frac{c_0}{c_2} = \frac{0,200}{0,00500} = 40.$$

- Si les seconds 25,0 mL étaient prélevés dans la mère initiale, on ferait seulement une dilution par 4 de celle-ci : on obtiendrait $0,0500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, dix fois trop concentré.



Véifier. Le second prélèvement de 25,0 mL est possible dans les 100,0 mL d'intermédiaire préparés. Le calcul et les volumes disponibles sont cohérents.

III • CORRECTIONS 17 À 19

Du spectre à la concentration

La longueur d'onde, l'épaisseur et les unités déterminent la relation utilisée.

17 Un spectre à interpréter

Énoncé

1. Le sommet du spectre se situe vers 550 nm, avec $A \simeq 0,90$. On choisit donc environ 550 nm pour la mesure, sous réserve que les absorbances des solutions restent dans le domaine validé.
2. La composante verte de la lumière blanche est fortement absorbée. La lumière transmise conserve davantage de rouge et de bleu; leur combinaison peut donner une perception magenta. La couleur observée n'est pas celle du maximum d'absorption.
3. Non. Une autre espèce peut absorber plus fortement à concentration identique; une cuve plus épaisse atténue aussi davantage la lumière. On ne peut comparer les concentrations par la seule intensité de couleur sans contrôler ces conditions.

18 Beer-Lambert dans les deux sens

Énoncé

1. Les unités données sont compatibles : ε en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$, ℓ en cm, c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$A = \varepsilon \ell c = 2,50 \times 10^4 \times 1,00 \times 1,60 \times 10^{-5} = 0,400.$$

2. La longueur traversée est divisée par 2, à concentration identique : $A = 0,200$.

3. Dans la cuve de 1,00 cm,

$$c = \frac{A}{\varepsilon \ell} = \frac{0,650}{2,50 \times 10^4 \times 1,00} = 2,60 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

19 La même pente, deux écritures

Énoncé

1. $c = A/k = 0,360/0,120 = 3,00 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} = 3,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
2. Puisque $1 \text{ mmol} = 10^{-3} \text{ mol}$, on a $k = 120 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Le calcul devient $c = 0,360/120 = 3,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
3. L'élève a associé à sa valeur numérique une unité incompatible avec celle de la pente. Avec k en $\text{L} \cdot \text{mmol}^{-1}$, A/k est en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

III • CORRECTION 20

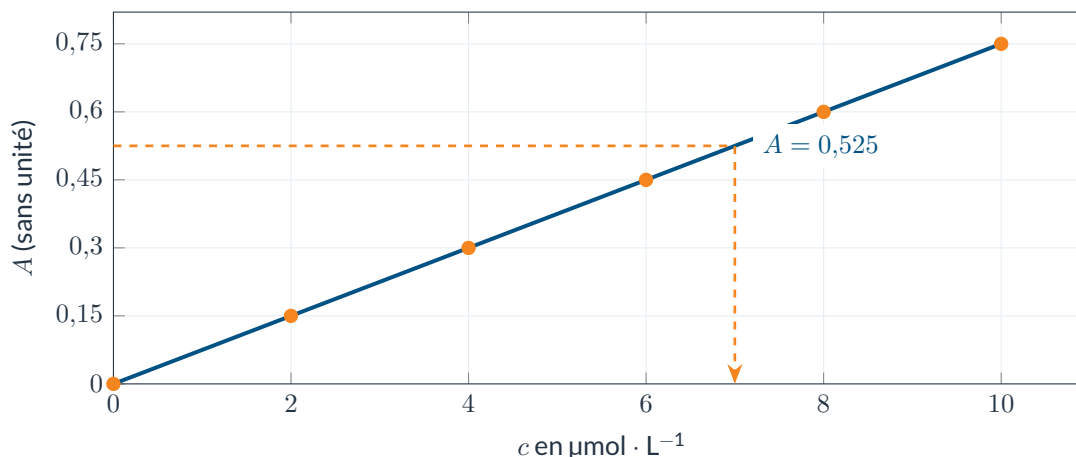
Construire et lire la droite

Le graphique permet une lecture ; le modèle permet un calcul.

20 Construire puis utiliser l'étalonnage

Énoncé

1. La concentration est en abscisse et l'absorbance en ordonnée. La droite ci-dessous représente le jeu de données de l'exercice.



2. Les points sont alignés sur une droite passant par l'origine ; pour toute concentration non nulle du tableau, le rapport A/c vaut 0,0750. Le modèle proportionnel est donc cohérent avec ces données idéales.

$$k = \frac{0,750}{10,0} = 0,0750 \text{ L} \cdot \mu\text{mol}^{-1}.$$

3. Le tracé horizontal puis vertical donne environ $7,0 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Par calcul,

$$c = \frac{A}{k} = \frac{0,525}{0,0750} = 7,00 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Cette valeur est bien comprise entre les concentrations des étalons.

4. $A = 1,20$ dépasse la plus grande absorbance étalonnée (0,750). Un prolongement de droite fournirait une extrapolation dont la validité n'est pas établie. On dilue l'inconnu, on homogénéise, on mesure à nouveau, puis on applique le facteur de dilution pour revenir à la concentration initiale.



Vérifier. Il faut utiliser la droite correspondant à cet exercice : celle du cours possède une autre pente. Une droite d'étalonnage n'est pas universelle.

III • CORRECTIONS 21 ET 22

Adapter les conditions de mesure

Une comparaison exige des conditions connues et maîtrisées.

21 Pourquoi les résultats divergent-ils?

Énoncé

- Longueur d'onde.** Le coefficient d'absorption dépend de λ . La droite à 530 nm ne s'applique pas directement à 620 nm. Il faut mesurer l'inconnu à 530 nm ou établir un étalonnage approprié à la nouvelle longueur d'onde.
- Épaisseur.** Dans le modèle de Beer-Lambert, doubler ℓ double A à concentration identique. Employer sans adaptation la droite obtenue avec 1,00 cm ferait ici surestimer la concentration d'un facteur 2. On utilise la même longueur de cuve ou un étalonnage adapté.
- Faces sales et bulle.** Elles perturbent le trajet lumineux; l'absorbance ne traduit plus seulement l'effet de la solution. On nettoie les faces optiques, élimine la bulle et recommence la mesure. On ne peut pas corriger ces défauts par un simple facteur numérique connu.
- Espèce absorbante supplémentaire.** Elle contribue au signal alors qu'elle n'est pas représentée par la gamme. Il faut adapter la méthode : choisir, si possible, une longueur d'onde sélective, séparer les espèces ou utiliser une méthode validée tenant compte de cette contribution. La droite initiale seule ne permet plus d'isoler la concentration cherchée.

22 Diluer pour entrer dans la gamme

Énoncé

- Dans le modèle proportionnel et à conditions identiques, $A_f = A_0/F$:

F	2	5	10	50
A_f prévue	1,60	0,640	0,320	0,0640

- Seuls les facteurs 5 et 10 donnent une valeur entre 0,100 et 0,800.
- Le critère demandé retient $F = 5$, pour lequel A serait 0,640, la plus grande des deux valeurs admissibles.
- Pour $V_f = 100,0$ mL, $V_p = V_f/F = 20,0$ mL. On utilise donc une pipette jaugée de 20,0 mL. Après préparation et homogénéisation, on mesure réellement l'absorbance : l'estimation initiale sert à choisir, elle ne remplace pas cette vérification.

III • CORRECTIONS 23 ET 24

Préparer et juger les données

La cohérence expérimentale se contrôle à plusieurs niveaux.

23 Fabriquer une gamme étalon

Énoncé

1. Le soluté prélevé est conservé : $c_0 V_p = c_f V_f$. Ainsi $V_p = (c_f/c_0) V_f$. Les concentrations ont la même unité et le volume final vaut 100,0 mL.

c_f en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2,00	4,00	6,00	8,00
V_p en mL	2,00	4,00	6,00	8,00

2. On rince la pipette graduée avec de la mère. Avec une propipette, on prélève 6,00 mL selon ses graduations et son mode d'écoulement. On transfère dans une fiole de 100,0 mL, on ajoute l'eau, on ajuste au trait, on bouche et on homogénéise. On identifie la fiole et sa concentration.

3. L'homogénéisation garantit que la portion placée dans la cuve a la concentration calculée pour la solution entière.

4. Dans les conditions simples indiquées, le blanc contient de l'eau, dans une cuve de même longueur. Avec d'autres réactifs ou une autre matrice, le blanc devrait être adapté.

24 Répéter ne supprime pas tous les défauts

Énoncé

1. La moyenne arithmétique des concentrations vaut

$$\bar{c} = \frac{7,8 + 8,0 + 8,1 + 7,9}{4} = 7,95 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

C'est la valeur calculée de la moyenne ; arrondie au dixième, elle vaut $8,0 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'étendue est $8,1 - 7,8 = 0,3 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. Les résultats diffèrent légèrement : ils illustrent la dispersion de mesures répétées. L'étendue donne une description simple de cette dispersion ; elle n'est pas à elle seule une incertitude-type.

3. Quatre résultats égaux peuvent partager un même biais, ou paraître égaux à cause de la résolution de l'affichage. La seconde série est répétable à la précision affichée, mais son écart à l'étalon ne justifie pas de la dire meilleure.

4. On peut contrôler le blanc et vérifier la gamme avec une solution de référence indépendante. On vérifie aussi, selon le cas, le facteur de dilution, la longueur d'onde et la propreté des cuves. Il faudrait des informations d'incertitude pour quantifier rigoureusement la compatibilité à une référence.

III • CORRECTIONS 25 ET 26

Relier les étapes sans les confondre

La conservation porte sur une quantité de soluté bien identifiée.

25 Une solution préparée à partir d'un mélange

Énoncé

1. On calcule d'abord la masse du prélèvement de solution commerciale :

$$m_{\text{solution}} = \rho V = 1,10 \times 5,00 = 5,50 \text{ g.}$$

La fraction massique vaut $w = 0,180$, donc

$$m_{\text{glucose}} = 0,180 \times 5,50 = 0,990 \text{ g.}$$

2. La quantité de glucose transférée est $n = 0,990/180,0 = 5,50 \times 10^{-3} \text{ mol.}$

3. Cette quantité se retrouve dans $V_f = 0,2500 \text{ L}$:

$$c_f = \frac{5,50 \times 10^{-3}}{0,2500} = 0,0220 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

4. Un litre de solution commerciale pèse 1100 g, dont $0,180 \times 1100 = 198 \text{ g}$ de glucose. Il contient $198/180,0 = 1,10 \text{ mol}$: $c_0 = 1,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le facteur vaut $F = 250,0/5,00 = 50$ et $c_0/F = 1,10/50 = 0,0220 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

26 Mélanger deux solutions du même soluté

Énoncé

1. On additionnera des quantités, donc on les calcule séparément avec les volumes en litres :

$$n_1 = 0,120 \times 0,0400 = 4,80 \times 10^{-3} \text{ mol,}$$

$$n_2 = 0,0200 \times 0,0600 = 1,20 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

2. Sans transformation ni perte, $n = n_1 + n_2 = 6,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$. L'additivité des volumes étant donnée, $V = 0,1000 \text{ L}$, donc $c = 0,0600 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La moyenne simple donnerait $0,0700 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: elle ne convient pas, car les volumes mélangés sont différents. La concentration est pondérée par les volumes.

3. L'ajout d'eau conserve les $6,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$: $c_f = 0,00600/0,2500 = 0,0240 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

4. Avant ajout d'eau, la concentration doit être entre $0,0200$ et $0,120 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le résultat respecte ce contrôle.

III • CORRECTIONS 27 ET 28

Du volume au flacon initial

À chaque étape, demande-toi quelle solution est concernée.

27 L'eau s'évapore

Énoncé

1. La quantité initiale est $n = cV = 0,0500 \times 0,1200 = 6,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Le glucose n'est ni perdu ni transformé : cette quantité reste identique après évaporation.

2. Le volume final est 0,0800 L, d'où

$$c_f = \frac{6,00 \times 10^{-3}}{0,0800} = 0,0750 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Puis $c_{m,f} = c_f M = 0,0750 \times 180,0 = 13,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. Ce n'est pas une dilution : le solvant est retiré et la concentration augmente. La relation $c_i V_i = c_f V_f$ demeure valable car elle exprime ici la conservation du glucose dissous, explicitement supposée.

28 Du spectrophotomètre au flacon

Énoncé

1. La cuve contient la fille diluée. La relation d'étalonnage donne

$$c_f = \frac{A}{k} = \frac{0,432}{0,0600} = 7,20 \text{ } \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

L'unité vient de celle de k . La valeur appartient à l'intervalle étalonné de 0 à $10,0 \text{ } \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. $F = 250,0/10,0 = 25$. En revenant à la solution initiale,

$$c_0 = F c_f = 25 \times 7,20 = 180 \text{ } \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = 1,80 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3. Le flacon contient $V_0 = 0,330 \text{ L}$ de solution initiale :

$$n_0 = c_0 V_0 = 1,80 \times 10^{-4} \times 0,330 = 5,94 \times 10^{-5} \text{ mol},$$

$$m_0 = n_0 M = 5,94 \times 10^{-5} \times 400 = 0,02376 \text{ g} \simeq 23,8 \text{ mg}.$$

4. Utiliser c_f pour le flacon reviendrait à considérer sa solution comme déjà diluée. La masse serait sous-estimée d'un facteur 25 : on trouverait environ 0,950 mg.



Véifier. Le calcul du flacon utilise son volume de 330 mL ; les 250,0 mL servent, eux, à établir le facteur de dilution.

III • CORRECTIONS 29 ET 30

Respecter le modèle et le matériel

Une analyse peut demander plusieurs préparations avant la mesure.

29 Un étalonnage légèrement décalé

Énoncé

1. À partir de $A = kc + b$, on soustrait b , puis on divise par k :

$$c_f = \frac{A - b}{k} = \frac{0,377 - 0,002}{0,0500} = 7,50 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La valeur est dans la gamme.

2. Avec $F = 20$,

$$c_0 = 20 \times 7,50 = 150 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = 1,50 \times 10^{-4} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3. Ignorer b donnerait $0,377/0,0500 = 7,54 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis $150,8 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avant arrondi. Le faible écart n'autorise pas à supprimer un terme du modèle validé fourni.

4. Une ordonnée à l'origine anormalement élevée peut signaler un blanc inadapté, une contamination ou un défaut de mesure. Il faudrait vérifier la méthode avant d'interpréter le résultat, sans choisir arbitrairement une origine nulle.

30 Trop peu de solide pour une pesée directe

Énoncé

1. La préparation directe exigerait $m = cVM$, avec c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, V en L et M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$m = 5,00 \times 10^{-6} \times 0,1000 \times 250 = 1,25 \times 10^{-4} \text{g} = 0,125 \text{mg}.$$

Cette masse est inférieure au minimum imposé de 0,100 g.

2. Pour la mère, $m_0 = 5,00 \times 10^{-3} \times 0,1000 \times 250 = 0,125 \text{g}$: cette pesée satisfait la contrainte.

3. Il faut $F_{\text{total}} = c_0/c_f = 1000 = 100 \times 10$. On prépare la mère par dissolution. On prélève 1,00 mL de mère et on complète à 100,0 mL : $c_1 = 5,00 \times 10^{-5} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Après homogénéisation, on prélève 10,0 mL de cet intermédiaire et on complète à 100,0 mL dans une autre fiole : $c_2 = 5,00 \times 10^{-6} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Les prélèvements sont possibles et les deux dilutions produisent bien le facteur 1000. L'ordre inverse des facteurs 10 et 100 serait aussi réalisable avec le matériel donné.

III · CORRECTION 31

Bilan · contrôler un colorant

Prévision pour un solide pur, puis détermination à partir de la mesure.

31 Le solide est-il pur ?

Énoncé

A · Prévoir si la poudre était pure

1. On convertit $30,0 \text{ mg} = 0,0300 \text{ g}$. Si tout est du colorant,

$$n_{0,\text{pur}} = \frac{0,0300}{600} = 5,00 \times 10^{-5} \text{ mol}, \quad c_{0,\text{pur}} = \frac{5,00 \times 10^{-5}}{0,1000} = 5,00 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

2. Le facteur de dilution est $F = 100,0/5,00 = 20$. La concentration prévue de S' vaut $c'_{\text{pur}} = c_{0,\text{pur}}/20 = 2,50 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On attendrait

$$A_{\text{pur}} = kc'_{\text{pur}} = 2,00 \times 10^4 \times 2,50 \times 10^{-5} = 0,500.$$

B · Exploiter la mesure réelle

3. L'absorbance concerne S' . La concentration mesurée est

$$c' = \frac{A}{k} = \frac{0,400}{2,00 \times 10^4} = 2,00 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Donc $c_0 = Fc' = 20 \times 2,00 \times 10^{-5} = 4,00 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

4. Dans les $0,1000 \text{ L}$ de S , $n_0 = c_0 V_0 = 4,00 \times 10^{-5} \text{ mol}$. Ainsi

$$m_D = n_0 M = 4,00 \times 10^{-5} \times 600 = 0,0240 \text{ g} = 24,0 \text{ mg}.$$

5. La fraction massique est $w = m_D/m_{\text{poudre}} = 24,0/30,0 = 0,800$. Le pourcentage de colorant est donc $80,0 \%$. Dans le modèle donné, la poudre n'est pas pure : les autres $20,0 \%$ correspondent aux impuretés.

C · Vérifier les hypothèses

6. Une perte pendant le transfert diminuerait la quantité dissoute, puis c' et A , même avec une poudre pure. Ici, l'énoncé garantit que le colorant est entièrement dissous et transféré, et que les impuretés ne modifient pas le signal. Ces hypothèses permettent d'interpréter l'écart en termes de composition.



Vérifier. Le rapport $A/A_{\text{pur}} = 0,400/0,500 = 0,800$ retrouve la fraction massique, puisque tous les autres facteurs sont identiques.

III • CORRECTION 32

Tenir compte du solide réellement pesé

Une mole du pentahydrate est plus lourde qu'une mole du solide anhydre.

32 Un solide hydraté

Énoncé

1. Pour le sulfate de cuivre anhydre,

$$M(\text{CuSO}_4) = 63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 = 159,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La formule du pentahydrate contient en plus cinq molécules d'eau par motif :

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 159,6 + 5 \times 18,0 = 249,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

2. On cherche la quantité d'ions cuivre dans 0,1000 L :

$$n(\text{Cu}^{2+}) = c(\text{Cu}^{2+})V = 0,0100 \times 0,1000 = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

L'énoncé donne une mole d'ions cuivre par mole de solide hydraté. Il faut donc $1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de pentahydrate.

3. La balance pèse tout le solide, eau de cristallisation comprise :

$$m = nM = 1,00 \times 10^{-3} \times 249,6 = 0,2496 \text{ g} \simeq 0,250 \text{ g}.$$

4. Avec 0,160 g du même pentahydrate, sa masse molaire reste $249,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, quelle que soit la formule utilisée par erreur par l'élève. La quantité réellement dissoute est

$$n_{\text{réel}} = \frac{0,160}{249,6} = 6,410 \dots \times 10^{-4} \text{ mol}.$$

La correspondance 1 pour 1 donne autant de moles d'ions cuivre; ainsi

$$c_{\text{réelle}}(\text{Cu}^{2+}) = \frac{6,410 \dots \times 10^{-4}}{0,1000} \simeq 6,41 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La solution est moins concentrée que prévu : elle contient environ 64,1 % de la concentration visée.

5. On lit la **formule complète du produit réellement pesé**, notamment les molécules d'eau de cristallisation, sa pureté et les indications utiles. On calcule la masse molaire de ce produit, puis on relie sa quantité à celle de l'espèce recherchée avec la correspondance fournie ou l'équation de dissolution.



Le déclic. Cette erreur se détecte par le sens physique : à quantité de cuivre identique, il faut peser davantage de solide hydraté, car sa masse inclut aussi l'eau de cristallisation.

III • CORRECTIONS 33 ET 34

Étiquette, dilution et mesure

Les facteurs de dilution relient des solutions différentes ; ils ne remplacent pas l'identification de chacune.

33 Contrôler le magnésium d'une eau minérale

Énoncé

1. La solution initiale est l'eau de la bouteille. La solution diluée est obtenue avec le prélèvement de 5,00 mL complété à 100,0 mL ; c'est elle qui donne $A = 0,552$. Les quatre étalons sont des solutions de concentrations connues, traitées avec le même réactif et mesurées dans les mêmes conditions.

2. $84,0 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} = 0,0840 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Avec $c = c_m/M$, où c_m est en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ et M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$,

$$c_{0,\text{att}} = \frac{0,0840}{24,3} = 3,4568 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3. $F = V_f/V_p = 100,0/5,00 = 20,0$, sans unité. La concentration attendue dans la fille vaut

$$c_{f,\text{att}} = \frac{c_{0,\text{att}}}{F} = 1,7284 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 172,84 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

4. On rince la pipette jaugée avec un peu d'eau minérale, on prélève 5,00 mL avec une propipette et on transfère dans une fiole jaugée de 100,0 mL. On ajoute de l'eau distillée, on ajuste au trait, on bouche et on homogénéise par retournements. Le volume final est 100,0 mL : ce n'est pas le volume d'eau versé.

5. Les rapports A/c valent tous 0,00320 : les points sont compatibles avec une droite passant par l'origine dans la précision des données. Ainsi

$$k = \frac{A}{c} = 0,00320 \text{ L} \cdot \mu\text{mol}^{-1},$$

car l'absorbance est sans dimension et c est en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

6. La fille mesurée contient

$$c_f = \frac{0,552}{0,00320} = 172,5 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La solution initiale est vingt fois plus concentrée : $c_0 = 3450 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = 3,450 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

7. $c_m = c_0 M = 3,450 \times 10^{-3} \times 24,3 = 0,083835 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, soit $83,8 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

8. L'écart relatif à l'étiquette est

$$\frac{|83,835 - 84,0|}{84,0} \times 100 \simeq 0,20 \text{ \%}.$$

Il est inférieur à 3,0 % : selon le seul critère donné, le contrôle est conforme. Une décision métrologique complète demanderait aussi les incertitudes et la validation du protocole.



Véifier. La valeur mesurée dans la fille, $172,5 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, est presque exactement la valeur $172,84$ prévue à partir de l'étiquette.

34 Préparer une solution trop diluée pour être pesée directement

Énoncé

1. Une préparation directe demanderait

$$m = c_f V_f M = 8,00 \times 10^{-6} \times 0,1000 \times 250 = 2,00 \times 10^{-4} \text{ g} = 0,200 \text{ mg}.$$

Cette masse est cinquante fois plus petite que le seuil de 10 mg; la pesée ne serait pas fiable avec la balance annoncée.

2. Dans la mère, $n_0 = m/M = 0,125/250 = 5,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$. Comme $V_0 = 0,2500 \text{ L}$,

$$c_0 = \frac{n_0}{V_0} = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3. $F_{\text{total}} = c_0/c_f = 2,00 \times 10^{-3}/(8,00 \times 10^{-6}) = 250$.

4. On peut réaliser $250 = 25 \times 10$. Première dilution : 10,0 mL de mère dans une fiole de 250,0 mL, donc $c_1 = c_0/25 = 8,00 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Seconde dilution : 10,0 mL de cette intermédiaire dans 100,0 mL, donc $c_f = c_1/10$.

5. Pour chaque dilution, on rince la pipette avec la solution prélevée, on transfère le volume jaugé dans la fiole, on ajoute le solvant, on ajuste au trait puis on homogénéise. Le second prélèvement doit être effectué dans la solution intermédiaire homogénéisée, jamais dans la mère.

6. À la première étape, $n_1 = c_0 \times 0,0100 = 2,00 \times 10^{-5} \text{ mol}$, réparties dans 0,2500 L, ce qui redonne $c_1 = 8,00 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. À la seconde, $n_2 = c_1 \times 0,0100 = 8,00 \times 10^{-7} \text{ mol}$; dans 0,1000 L, $c_f = 8,00 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

7. $A = kc_f = 6,00 \times 10^4 \times 8,00 \times 10^{-6} = 0,480$. Une mesure à 0,360 correspondrait à $c = 0,360/(6,00 \times 10^4) = 6,00 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, soit 25 % sous la cible. Il faudrait rechercher une erreur de préparation ou de mesure avant de conclure.

8. Prélever 10,0 mL de mère et compléter à 100,0 mL donne directement $c = 2,00 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Cette valeur est vingt-cinq fois la cible : le facteur 25 de la première dilution a été perdu.

III • CORRECTIONS 35 ET 36

Pourcentage, mélange et évaporation

Une chaîne fiable nomme la masse, la quantité et la solution auxquelles chaque nombre appartient.

35 Diluer une solution commerciale de peroxyde d'hydrogène

Énoncé

- 12,0 % en masse signifie que la fraction $m(\text{H}_2\text{O}_2)/m(\text{solution})$ vaut 0,120. Il ne s'agit ni de 12,0 g par litre, ni de 12,0 % du volume.
- Un litre représente 1000 mL, donc $m_{\text{sol}} = \rho V = 1,04 \times 1000 = 1040$ g. La masse de peroxyde vaut $0,120 \times 1040 = 124,8$ g, soit $n = 124,8/34,0 = 3,6706$ mol.
- Ces moles sont contenues dans 1,00 L : $c_0 = 3,67 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à trois chiffres significatifs.
- Dans 10,0 mL = 0,0100 L, $n_p = c_0 V_p = 3,6706 \times 0,0100 = 3,6706 \times 10^{-2}$ mol.
- $F = 250,0/10,0 = 25,0$ et $c_f = c_0/F = 0,1468 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On retrouve aussi $c_f = n_p/0,2500 = 0,1468 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- On prélève 10,0 mL avec une pipette jaugée, on transfère dans la fiole de 250,0 mL, on ajoute de l'eau, on ajuste au trait, on bouche puis on homogénéise. La quantité d'eau ajoutée n'est pas 250,0 mL : seul le volume final est jaugé.
- Sous l'hypothèse d'additivité, le volume final devient environ 260 mL. La même quantité est répartie dans un volume plus grand :

$$c_{\text{err}} = \frac{3,6706 \times 10^{-2}}{0,260} = 0,141 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La solution est donc trop diluée.



Véifier. $0,141 < 0,1468$: ajouter trop d'eau doit bien diminuer la concentration.

36 Composer puis concentrer une boisson glucosée

Énoncé

1. Avec les volumes en litres, $n_1 = 0,180 \times 0,1500 = 2,70 \times 10^{-2} \text{ mol}$ et $n_2 = 0,0600 \times 0,3500 = 2,10 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
2. $n = 4,80 \times 10^{-2} \text{ mol}$ et $V = 0,1500 + 0,3500 = 0,5000 \text{ L}$.
3. $c = n/V = 0,0960 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La moyenne simple $0,120 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ donnerait le même poids aux deux concentrations, alors que les volumes mélangés sont différents.
4. $c_m = cM = 0,0960 \times 180,0 = 17,3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
5. Dans $0,750 \text{ L}$, $m = c_m V = 17,28 \times 0,750 = 12,96 \text{ g}$, soit $13,0 \text{ g}$ à trois chiffres significatifs.
6. Le prélèvement contient $n = 0,0960 \times 0,0250 = 2,40 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Donc $N = nN_A = 2,40 \times 10^{-3} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,44 \times 10^{21}$ molécules.
7. Les $0,5000 \text{ L}$ contenaient $0,0480 \text{ mol}$. Après évaporation, cette quantité est dans $0,4000 \text{ L}$: $c_f = 0,120 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
8. Une dilution ajoute du solvant et diminue la concentration. Ici, on retire du solvant et la concentration augmente. La relation $c_i V_i = c_f V_f$ reste valable parce qu'elle traduit la conservation du glucose, pas parce que l'opération serait une dilution.

III • CORRECTIONS 37 ET 38

Modèle d'étalonnage et dilution en cascade

Une valeur calculable n'est exploitable que si elle appartient au domaine validé.

37 Un étalonnage avec une ordonnée à l'origine

Énoncé

- 0,0500 est la pente : l'absorbance augmente de 0,0500 lorsque c augmente de $1 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Son unité est donc $\text{L} \cdot \mu\text{mol}^{-1}$. L'ordonnée 0,004 est une absorbance sans unité mesurée pour $c = 0$ dans ce modèle; elle peut traduire le blanc ou un petit décalage instrumental.
- On soustrait 0,004, puis on divise par 0,0500 : $c = (A - 0,004)/0,0500$.
- $c_f = (0,454 - 0,004)/0,0500 = 9,00 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La valeur appartient bien à $[2,0; 10,0]$.
- La boisson est quarante fois plus concentrée : $c_0 = 360 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = 3,60 \times 10^{-4} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- $c_m = c_0 M = 3,60 \times 10^{-4} \times 450 = 0,162 \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- $m = c_m V = 0,162 \times 1,50 = 0,243 \text{g}$, soit 243 mg.
- Le modèle donnerait $A = 0,0500 \times 360 + 0,004 = 18,004$. Cette valeur est très éloignée de la gamme validée; la linéarité et l'appareil ne sont pas garantis à une telle absorbance. La dilution rend la mesure exploitable.
- Négliger l'ordonnée donnerait $c_f = 0,454/0,0500 = 9,08 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'écart est faible ici, mais supprimer un terme sans justification change le modèle et introduit un biais systématique.

38 Atteindre un facteur de dilution égal à 800

Énoncé

1. $F_{\text{total}} = c_0/c_f = 0,200/(2,50 \times 10^{-4}) = 800$.
2. Le plus grand rapport fiole/pipette disponible vaut $200,0/5,00 = 40$. Aucun couple ne fournit 800 en une seule dilution.
3. $800 = 20 \times 40$. Ces deux facteurs sont réalisables avec le matériel.
4. On peut prélever 5,00 mL de mère dans 100,0 mL : $F_1 = 20$ et $c_1 = 0,0100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Puis on prélève 5,00 mL de l'intermédiaire dans 200,0 mL : $F_2 = 40$ et $c_f = 2,50 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
5. On rince chaque pipette avec la solution qu'elle doit prélever, on transfère avec une propipette, on complète chaque fiole au trait puis on homogénéise. La première fille doit être homogène avant de devenir la mère de la seconde dilution.
6. Première étape : $n_1 = 0,200 \times 0,00500 = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$, donc $c_1 = n_1/0,1000 = 0,0100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Deuxième : $n_2 = 0,0100 \times 0,00500 = 5,00 \times 10^{-5} \text{ mol}$; dans 0,2000 L, on retrouve $2,50 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
7. Si les seconds 5,00 mL viennent de la mère, la seule dilution effectuée pour la solution finale est de facteur 40 : $c = 0,200/40 = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, vingt fois la cible.

III • CORRECTIONS 39 ET 40

Solide hydraté et contrôle complet

Le résultat final doit rester rattaché au produit pesé, à la solution mesurée et au domaine d'étalonnage.

39 Du chlorure de cobalt hydraté à l'absorbance

Énoncé

- $n_s = m/M = 0,2974/237,9 = 1,250 \times 10^{-3}$ mol à la précision des données.
- L'équation donne une mole de Co^{2+} et deux moles de Cl^- par mole de solide : $n_0(\text{Co}^{2+}) = 1,250$ mmol et $n_0(\text{Cl}^-) = 2,500$ mmol.
- Dans 0,2500 L, $[\text{Co}^{2+}]_0 = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{Cl}^-]_0 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Les charges positives représentent $2[\text{Co}^{2+}] = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'équivalents de charge, égaux aux charges négatives des chlorures.
- Le facteur vaut $100,0/10,0 = 10,0$, donc $[\text{Co}^{2+}]_f = 5,00 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- $A = kc = 840 \times 5,00 \times 10^{-4} = 0,420$.
- L'eau de cristallisation devient de l'eau du solvant; elle ne forme pas un nouvel ion. La concentration ionique concerne ici Co^{2+} et Cl^- .
- Pour viser 1,250 mmol, l'élève calcule $m_{\text{err}} = 1,250 \times 10^{-3} \times 129,8 = 0,1623$ g.
- Cette masse de solide hydraté représente $n = 0,1623/237,9 = 6,82 \times 10^{-4}$ mol. La concentration initiale réelle vaut alors $2,73 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Après dilution par 10, $c_f = 2,73 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $A \simeq 0,229$. L'élève sous-dose le solide parce qu'il a utilisé une masse molaire trop petite pour le produit réellement pesé.

40 Du colorant d'une boisson à une décision

Énoncé

1. La boisson est la mère de la dilution ; la solution obtenue dans la fiole de 100,0 mL est la fille mesurée. Le blanc contient le solvant et les éventuels réactifs autres que le colorant, dans les mêmes conditions de cuve.
2. Les rapports sont proches de $0,0598 \text{ L} \cdot \mu\text{mol}^{-1}$; les points sont compatibles avec une droite passant par l'origine à la précision du tableau. On retient $k \simeq 0,0598 \text{ L} \cdot \mu\text{mol}^{-1}$.

3.

$$\overline{A} = \frac{0,421 + 0,424 + 0,419}{3} = 0,4213.$$

L'étendue vaut $0,424 - 0,419 = 0,005$.

4. $c_f = \overline{A}/k = 0,4213/0,0598 = 7,05 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Cette valeur est entre 0 et $10,00 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

5. $F = 100,0/2,00 = 50,0$. Ainsi $c_0 = 352 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = 3,52 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

6. $c_m = c_0 M = 3,522 \times 10^{-4} \times 792,8 = 0,279 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 279 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

7. Dans $0,330 \text{ L}$, $m = 279 \times 0,330 = 92,1 \text{ mg}$. Avec les arrondis cohérents, cette valeur est inférieure à 100 mg : le critère est respecté.

8. Une absorbance artificiellement trop grande donne une concentration calculée trop grande, puis une masse surestimée.

9. On contrôle au minimum le blanc, la propreté et l'orientation des cuves, la longueur d'onde, le facteur de dilution et une solution de référence indépendante. On vérifie aussi la répétabilité et les incertitudes avant une décision définitive.



Véifier. La fille est dans la gamme et la masse trouvée reste assez proche de la limite : la qualité de la dilution et de la mesure compte réellement pour la décision.

POUR TERMINER

Ce que tu dois pouvoir expliquer

Un résultat juste est plus solide quand tu sais pourquoi il est juste.

Ton bilan personnel

Sur ton cahier, écris un exemple de chaque distinction :

- un nombre d'entités N et une quantité de matière n ;
- une masse de soluté et une masse totale de solution;
- une concentration en masse et une concentration en quantité de matière;
- un prélèvement, une solution fille et le volume de solvant ajouté;
- une concentration obtenue dans la cuve et celle du flacon avant dilution.

Choisis ensuite un exercice que tu n'avais pas réussi. Reprends-le sur une page vierge, en justifiant le choix de chaque relation. Termine par un contrôle : unité, ordre de grandeur, conservation ou comparaison avec un résultat attendu.

Une explication à construire

Choisis une dilution du chapitre. Sans recopier sa correction, explique pourquoi la concentration diminue, ce qui reste conservé et comment la verrerie fixe le prélèvement et le volume final.

Ajoute un contrôle de ton choix : unités, facteur de dilution ou comparaison des concentrations.

Conditions d'utilisation

© 2026 Rémi Piau – Alors on science !

L'utilisation en classe, la projection, l'impression et la photocopie, intégrales ou partielles, sont autorisées pour un usage personnel ou pour les élèves directement accompagnés, sans vente des copies et en conservant le nom de l'auteur, la marque et les présentes mentions.

La diffusion numérique à des tiers, la mise en ligne, la publication de versions modifiées et l'exploitation commerciale du document ou de ses extraits nécessitent l'autorisation écrite préalable de Rémi Piau. Toute commercialisation est réservée à Alors on science !, sauf autorisation écrite.

Tous les autres droits sont réservés, sous réserve des exceptions prévues par la loi.

