

Préparer une solution : dissolution et dilution

Préparer une solution de concentration **connue**, c'est procéder de l'une de deux façons : **dissoudre** un soluté, ou **diluer** une solution déjà préparée (la *solution mère*). Cette fiche reprend les deux gestes et leurs calculs.

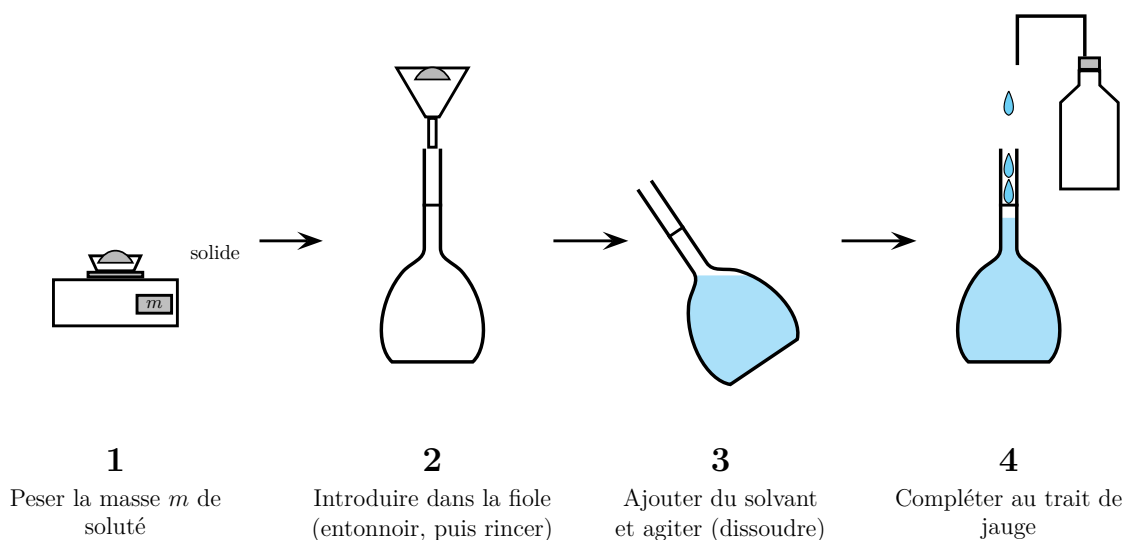
1. Dissoudre un soluté

Dissolution

La **dissolution** consiste à dissoudre une masse m de **soluté** — solide ou liquide pur — dans un **solvant** pour obtenir un volume V de solution de concentration voulue.

Objectif. Préparer un volume V de solution à la concentration molaire c (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) à partir du soluté pur, de masse molaire M .

Mode opératoire



Les étapes d'une dissolution.

1. **Calculer** la masse m de soluté à peser (voir le calcul ci-dessous).
2. **Peser** cette masse à la balance, dans une coupelle.

3. **Introduire** le soluté dans une **fiolle jaugée** de volume V , à l'aide d'un entonnoir ; rincer coupelle et entonnoir au-dessus de la fiole.
4. **Ajouter** du solvant jusqu'à la moitié environ, puis **agiter** pour dissoudre.
5. **Compléter** jusqu'au **trait de jauge**, boucher et **homogénéiser** (retourner plusieurs fois).

Pour un soluté **liquide pur**, on procède de même : on en pèse la masse m , ou on en prélève le volume V_{sol} déduit de sa masse volumique ρ par $m = \rho \cdot V_{\text{sol}}$.

Calcul

La quantité de matière de soluté introduite est $n = \frac{m}{M}$, répartie dans le volume V . La concentration obtenue est donc :

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}.$$

En pratique, on inverse cette relation pour trouver la masse à peser :

$$m = c \cdot M \cdot V.$$

Exemple. Préparer $V = 100,0$ mL de solution de chlorure de sodium à $c = 0,100$ mol · L⁻¹ ($M = 58,5$ g · mol⁻¹).

$$m = c \cdot M \cdot V = 0,100 \times 58,5 \times 0,1000 = 0,585 \text{ g}.$$

On pèse 0,585 g de NaCl, que l'on dissout dans la fiole de 100,0 mL.

La dissolution d'un **solide ionique** en sépare les ions : $\text{NaCl}(s) \longrightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$. Le calcul ci-dessus donne la concentration **apportée** c ; pour les concentrations **effectives** $[\text{Na}^+]$ et $[\text{Cl}^-]$, voir la fiche **R2**.

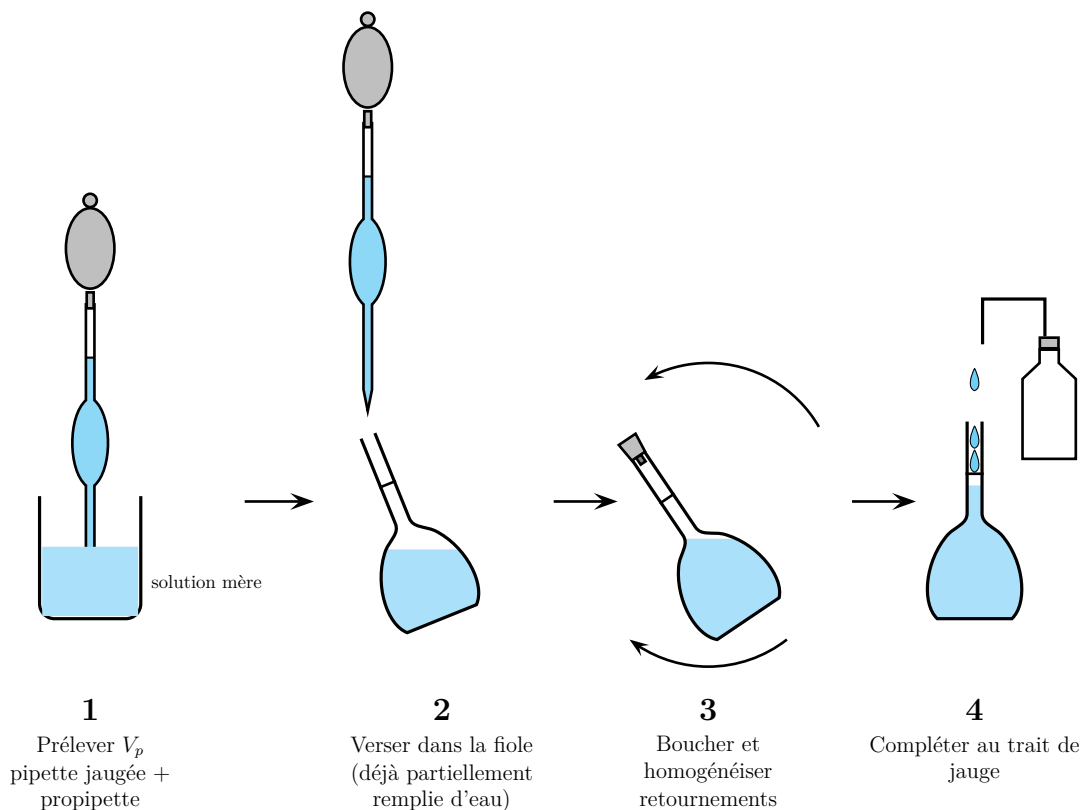
2. Diluer une solution

Dilution

Diluer une solution, c'est lui ajouter du **solvant**. La concentration **diminue**, mais la **quantité de matière de soluté prélevé se conserve**.

Objectif. Préparer un volume V_f de solution **filie** à la concentration c_f à partir d'une solution **mère** de concentration c_m (avec $c_m > c_f$).

Mode opératoire



Les étapes d'une dilution.

1. **Calculer** le volume V_p de solution mère à prélever (voir ci-dessous).
2. **Prélever** ce volume à la **pipette jaugée**, munie d'une **propipette**.
3. **Verser** le prélèvement dans une **fiole jaugée** de volume V_f .
4. **Compléter** au **trait de jauge** avec le solvant, boucher et **homogénéiser**.

Calcul

La quantité de matière de soluté est **identique** avant et après dilution puisqu'on ne fait que rajouter du solvant :

$$n_{\text{prélevé}} = c_m \cdot V_p = c_f \cdot V_f$$

Selon les données, on en tire **soit** le volume de mère à prélever (pour obtenir une concentration fille voulue), **soit** la concentration obtenue (si l'on a prélevé un volume donné) :

$$V_p = \frac{c_f \cdot V_f}{c_m} \quad \text{ou} \quad c_f = \frac{c_m \cdot V_p}{V_f}.$$

Facteur de dilution

Le **facteur de dilution** F est le rapport de la concentration mère à la concentration fille :

$$F = \frac{c_m}{c_f} = \frac{V_f}{V_p} \quad (F > 1).$$

Diluer 10 fois ($F = 10$), c'est prélever un volume $V_f/10$ de solution mère et compléter à V_f .

Exemple. Préparer $V_f = 100,0$ mL de solution à $c_f = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à partir d'une solution mère à $c_m = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

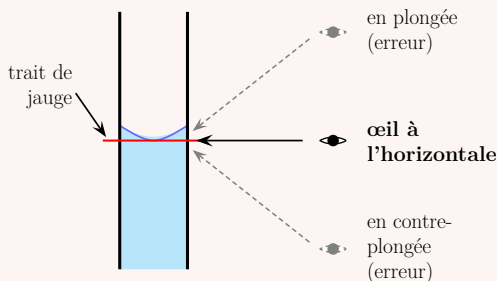
$$F = \frac{c_m}{c_f} = \frac{0,100}{1,00 \times 10^{-2}} = 10,0$$

Le volume à prélever est donc $V_p = \frac{V_f}{F} = 10,0$ mL

On prélève 10,0 mL de solution mère à la pipette jaugée, versés dans la fiole de 100,0 mL complétée au trait de jauge.

Pièges fréquents

- La **fiole jaugée** et la **pipette jaugée** ne mesurent qu'un **seul volume** (celui inscrit) : précises, mais pas pour un volume quelconque.
- Ajuster au trait de jauge **bas du ménisque à hauteur d'œil**.
- En dilution, c'est la **quantité de matière de soluté** qui se conserve, **pas** la concentration.



*Lecture du trait de jauge : l'œil se place à l'horizontale ; le **bas du ménisque** affleure le trait de jauge.*

Cap bac — l'indispensable

Relations à connaître ou à retrouver facilement :

$$\text{dissolution : } c = \frac{m}{M \cdot V} \quad \text{dilution : } c_m \cdot V_p = c_f \cdot V_f, \quad F = \frac{c_m}{c_f} = \frac{V_f}{V_p}.$$

3. Auto-test

Répondez avant de regarder les corrigés.

1. Quelle verrerie utilise-t-on pour mesurer **précisément** le volume final d'une solution préparée par dissolution ?
2. Lors d'une dilution, quelle grandeur se **conserve** ?
3. On dilue 20 fois une solution mère à $0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Quelle est la concentration de la solution fille ?
4. Pour préparer $V_f = 250,0 \text{ mL}$ d'une solution à $c_f = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à partir d'une mère à $c_m = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, quel volume de mère prélever ?
5. On prépare une solution en dissolvant $V_{\text{sol}} = 5,0 \text{ mL}$ d'éthanol **liquide pur** ($\rho = 0,79 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, $M = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) dans de l'eau, pour un volume final $V = 200,0 \text{ mL}$. Calculer la concentration molaire c obtenue.

Corrigés

1. La **fiolle jaugée** de volume voulu (on complète au trait de jauge).
2. La **quantité de matière de soluté** prélevé ($n = c_m \cdot V_p = c_f \cdot V_f$).
3. $c_f = c_m / F = 0,50 / 20 = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
4. $V_p = \frac{c_f \cdot V_f}{c_m} = \frac{2,0 \times 10^{-2} \times 0,2500}{0,10} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ L} = 50,0 \text{ mL}$.
5. La masse d'éthanol prélevée est $m = \rho \cdot V_{\text{sol}} = 0,79 \times 5,0 = 3,95 \text{ g}$ (valeur gardée en mémoire). La concentration obtenue est

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{3,95}{46 \times 0,2000} = 0,43 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$