

N°3 : Préparation des solutions par dissolution et par dilution

I. Objectif : Il s'agit de préparer une solution de chlorure de sodium (NaCl) de normalité 0,1N et de préparer une solution d'acide chlorhydrique (HCl) de normalité 0,1N par dilution d'une solution de HCl de normalité 1N et par dilution d'une solution mère commerciale de concentration x .

II. Théorie :

II.1. Corps purs, mélange homogène et hétérogène :

- Un corps pur est un corps constitué d'une seule sorte d'entité chimique (atome, ion ou molécule). Un corps pur est soit un élément (corps pur simple ex : Cu, Fe, H₂, O₂...) soit un composé (constitué de plusieurs éléments ex : l'eau pure H₂O).

- Un mélange est un corps constitué de plusieurs sortes d'entités chimiques mélangé ensemble. Les mélanges sont soit Homogène (l'eau et le sel...) soit Hétérogène (possède deux ou plusieurs phases distinctes exemple : l'eau et l'huile...)

Exemple : l'eau salée : constituée d'eau H₂O et de sel NaCl.

II.2. Les solutions : soluté, solvant, solution aqueuse :

- Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs constituants (en phase liquide, gazeuse, ou solide).

- Le solvant est toute substance liquide qui a le pouvoir de dissoudre d'autres substances.

- Le soluté est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant.

Le solvant est toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s).

- Ce mélange homogène (solvant + soluté) est appelé solution aqueuse si le solvant est l'eau.

II.3. Aspect quantitatif de la matière :

II.3.1. Les concentrations :

Les concentrations sont des grandeurs avec unités permettant de déterminer la proportion des solutés par rapport à celle du solvant, Selon la nature de l'unité choisie, on distingue :

- **La molarité (CM)** : exprime le nombre de mole du soluté par litre de solution.

- **La molalité (Cm)** : exprime la quantité de soluté contenue dans 1000g de solvant.

- **La normalité (N)** : exprime le nombre d'équivalents grammes de soluté par litre de solution (ég.g/l). L'équivalent-gramme est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H⁺, OH⁻, e⁻... etc.)

- **Le pourcentage %** : d'une solution indique la masse de substance pour 100g de solution. Il s'agit d'une comparaison poids-poids

- **La fraction molaire (Xi)** : indique le rapport entre le nombre de moles et le nombre total de mole de la solution.

II.3.2. La masse volumique : est une grandeur physique qui caractérise la masse d'un matériau par unité de volume. $\rho = m/V$

Où m est la masse de la substance homogène occupant un volume V .

II.3.3. La dilution : d'une solution aqueuse consiste à en diminuer la concentration par l'ajout d'un

solvant (eau). La solution initiale de concentration supérieure est appelée solution-mère.

La solution finale de concentration inférieure est appelée solution-fille (solution diluée). Lors d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté de telle sorte que l'on peut écrire : $n_i = n_f \Rightarrow C_i V_i = C_f V_f$,

Avec n : quantité de matière ; V : volume et C : la concentration

II.3.4. Relation entre normalité et molarité : *A noter que :*

$1 \text{ eq.g} = M/z$ avec z la valence ou le nombre d'électrons de valence mis en jeu.

Par définition, une solution normale acide est une solution susceptible de fournir une mole d'ions H^+ par litre de solution.

Par définition, une solution normale basique est une solution capable de capter une mole d'ions H^+ par litre de solution.

La normalité d'une solution est égale à la concentration analytique et est déterminée par analyse.

Cette normalité se réfère au nombre de moles d'ions H^+ .

En plus d'être caractérisée par leur normalité, chaque solution l'est aussi par sa molarité qui, elle, se réfère à la quantité de la solution.

En effet lorsque qu'on a *une monobase ou un monoacide on a normalité égale à la molarité* ; tandis que lorsqu'on a affaire à une dibase ou un diacide on a : molarité = normalité/2.

III. Préparation des solutions :

On peut procéder à la préparation de solutions de deux manières : par dissolution ou par dilution.

III.1. Dissolution : La dissolution consiste à dissoudre un soluté solide dans un solvant liquide, généralement de l'eau.

Il est important de savoir déterminer la masse de soluté à dissoudre pour préparer une solution de concentration et de volume donnés.

III.2. Dilution : La dilution consiste à diluer un soluté liquide (un liquide pur ou une solution concentrée) dans un solvant liquide, en ajoutant le solvant liquide à la solution déjà existante ce qui a pour effet de diminuer sa concentration.

III.3. Solutions mère et fille : La solution mère est la solution que l'on dilue. La solution fille est la solution obtenue après la dilution. Il est important de savoir déterminer le volume de solution mère à prélever pour préparer une solution fille de concentration et de volume donnés.

IV. Matériel et produits :

| Matériel | Produits |
|--|--|
| <ul style="list-style-type: none">-Balance électronique- Coupelle de pesée ou verre de montre- Spatule- Entonnoir à solide- Béchers de 50mL- Pipettes jaugées (ou graduées) de 10 mL- Fioles jaugées de 100mL et de 200 mL-Pissette d'eau distillée | <ul style="list-style-type: none">-Chlorure de sodium solide (NaCl) solide.-Chlorure de sodium solide (NaCl) 0,1 mol.L⁻¹.- Acide chlorhydrique (HCl) commerciale.- Eau distillée |

V. Mode opératoire :

On se propose de préparer des solutions par dissolution d'un composé solide et par dilution d'une solution concentrée appelée solution mère selon la procédure générale de préparation dans une fiole jaugée.

Tout d'abord, on doit noter que dans certaines situations, il peut être nécessaire de prendre en considération quelques facteurs lors de la préparation de solutions par dissolution :

- La pureté relative du solide de départ : une vérification sur l'étiquette du récipient du fabricant s'impose.
- La présence de molécules d'eau d'hydratation dans la formule moléculaire et dont il faut tenir compte dans le calcul de la masse à peser.
- La solubilisation du solide avec changement de température du mélange (dissolution exothermique ou endothermique). Il peut alors être nécessaire de placer la fiole dans un bain d'eau froide pour une dissolution exothermique.
- La masse du solide à la limite de dissolution prévue à la température ambiante (solubilité g/100 mL d'eau à T°C ambiante). Il est possible de chauffer avec un bain d'eau chaude pour augmenter la solubilité du composé.

V.1. Préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide :

V.1.1. Préparer 100mL d'une solution aqueuse de chlorure de sodium NaCl de concentration 0,1 mol.L⁻¹ :

- Déterminer la masse m de chlorure de sodium NaCl à prélever par calcul.
- Dans une fiole jaugée de 100mL, on verse un peu d'eau distillée
- Allumer la balance et faire la tare, c.à.d. remettre à « zéro ».
- Prendre une capsule propre et sèche et la poser sur le plateau de la balance.
- À l'aide d'une spatule, verser la quantité nécessaire de solide dans la capsule.
- On verse l'espèce chimique dans l'eau et non l'eau sur l'espèce chimique, ce qui permet d'éviter des projections dangereuses, en particulier quand on manipule des acides et la dispersion de la chaleur si la réaction de dissolution est exothermique.
- À l'aide d'un entonnoir, introduire le solide dans la fiole
- Rincer la capsule et l'entonnoir avec un peu d'eau distillée, l'eau de rinçage doit couler dans la fiole jaugée (cela permet de ne pas perdre de soluté).

- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au $\frac{3}{4}$ environ de la fiole.
- Agiter afin de dissoudre le solide. Au besoin (solution saturée) ajouter de l'eau, toujours en petite quantité ; il ne doit plus rester de grains visibles
- Une fois la dissolution terminée, ajuster le niveau au trait de jauge en ajoutant de l'eau avec précaution, à la pissette puis à la pipette simple.
- Boucher la fiole jaugée et retourner-la plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution.

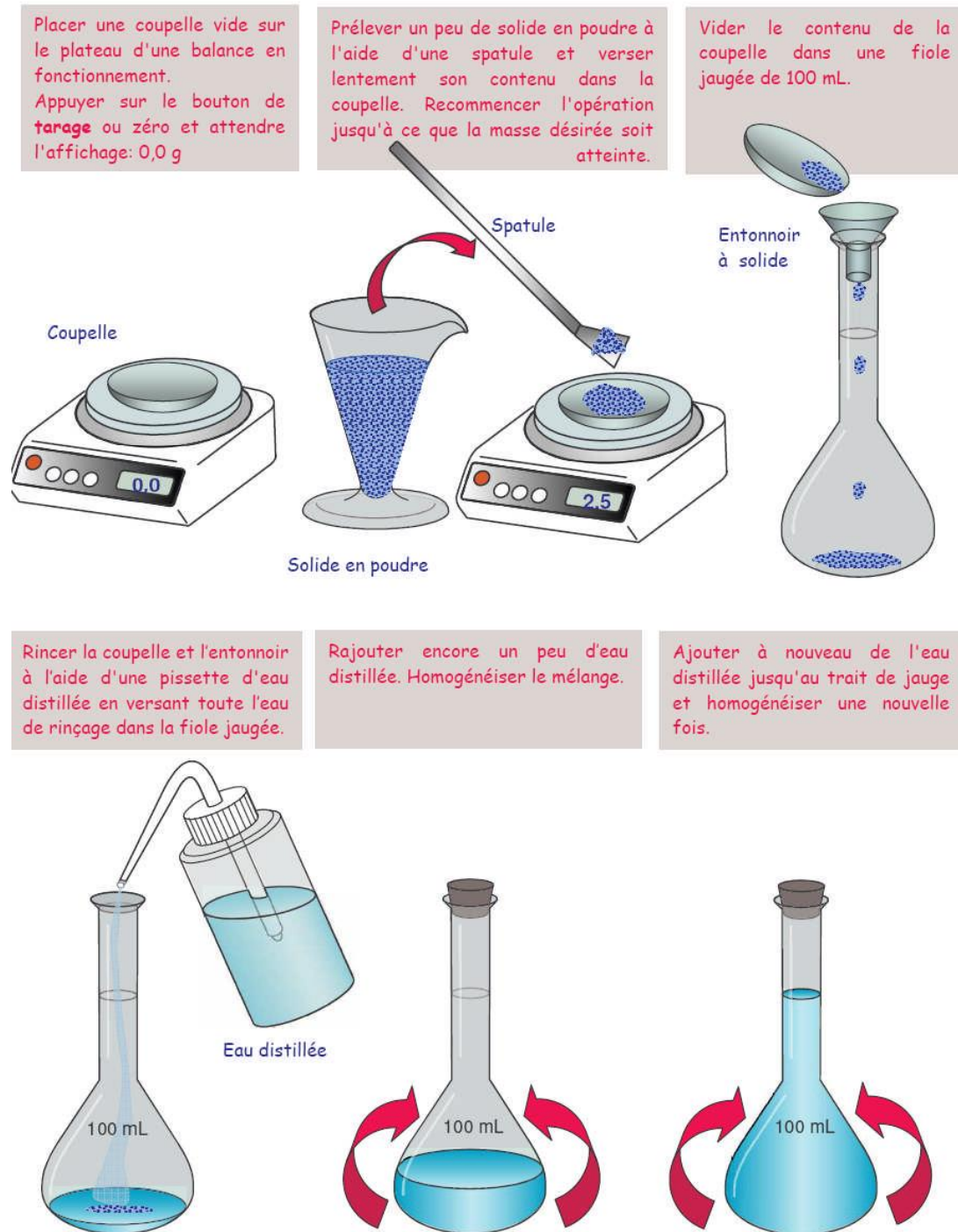


Figure 4: Préparer une solution par dissolution

V.1.2. Préparation d'une solution à partir d'un liquide de concentration connue :

Préparer un volume $V_f = 100 \text{ mL}$ de solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration molaire $C_f = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ à partir de la solution 1 de concentration molaire $C_m = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

- Déterminer le volume V_m de la solution aqueuse de chlorure de sodium à prélever par calcul.
- Dans une fiole jaugée de 100 mL , on verse un peu d'eau distillée
- verser suffisamment de solution-mère (solution 1) dans un bécher (rincé à l'eau puis lavé à la solution mère au moins 3 fois) pour effectuer le prélèvement (On ne pipette jamais directement dans le récipient qui contient la solution mère, on risque de polluer la totalité du récipient si la pipette est sale).
- Adapter le pipeteur en haut de la pipette jaugée qui convient.
- Prélever la quantité nécessaire de liquide par une pipette et la verser la fiole.
- Placer la pipette bien verticale au dessus du bécher et faire monter un peu de liquide dans celle-ci ; le faire circuler dans la pipette pour la rincer puis le jeter dans un endroit prévu à cet effet : bidon de récupération ou évier. Répéter ce lavage 3 fois.
- Placer la pipette bien verticale au dessus du bécher et faire monter le liquide dans la pipette jusqu'au trait de jauge supérieur ; pour cela, vous tiendrez la pipette d'une main, le bécher de l'autre et vous élèverez l'ensemble de façon à avoir le trait de jauge à hauteur de vos yeux.
- Transvaser le liquide dans la fiole : placer la pipette bien verticale au dessus de la fiole jaugée et faire descendre le liquide dans la fiole jusqu'au trait de jauge inférieur. Le liquide qui reste dans la pipette sous le trait de jauge inférieur est jeté (si la pipette n'a pas de trait de jauge inférieur, il faut la vider complètement dans la fiole. Si on utilise une pipette graduée, on verse le contenu de la pipette graduée dans la fiole jaugée.
- Finir de remplir la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge comme déjà décrit, bien mélanger.

V.1.3. Préparation d'une solution par dilution d'une solution commerciale :

Préparer un volume $V_f = 100 \text{ mL}$ de solution d'acide chlorhydrique HCl de concentration molaire $C_f = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution commerciale d'acide chlorhydrique (HCl) dont voici les données présentes sur l'étiquette :

- solution contenant en masse $P(x) = 37 \%$ d'acide chlorhydrique
- densité de la solution : $d = 1,16$
- masse molaire : $M = 36,5 \text{ g.mol}^{-1}$
- Déterminer le volume V_m de la solution commerciale à prélever par calcul.
- Mettre des gants et des lunettes de protection et à l'aide d'une pipette graduée munie d'un pipeteur, prélever le volume nécessaire de HCl .
- Verser le dans une fiole jaugée de 100 mL contenant déjà la moitié d'eau distillée afin de modérer l'élévation de température accompagnant la dilution et de limiter les éventuelles projections

- Finir de remplir la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge comme déjà décrit, bien mélanger.
- Si vous dépassez le trait de jauge, il est nécessaire de recommencer du début la préparation de la solution. Ne jamais simplement retirer le volume excédentaire, la concentration de la solution s'en verrait erronée.

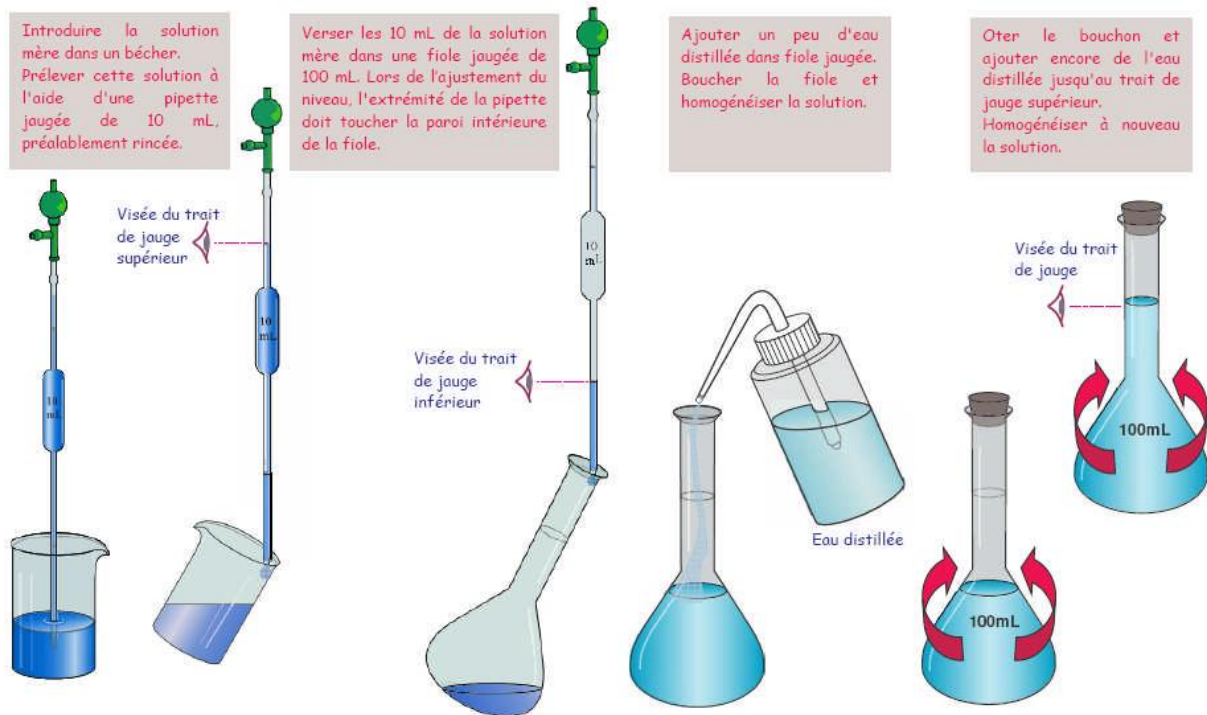


Figure 5: Préparer une solution par dilution

VI. Questions :

- 1-Quelle est la masse de KOH qu'il faut peser pour préparer 100 mL d'hydroxyde de potassium de concentration molaire $0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
2. Un chimiste veut préparer 500 ml d'une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 à 2 M. Il dispose d'une solution concentrée de 18 M.
 - a. Comment appelle-t-on cette opération?
 - b. Quelle quantité de solution concentrée devrait-il utiliser pour sa solution ?
3. Est-ce qu'on peut préparer une solution fille d'acide chlorhydrique HCl de concentration 8 M (100 mL) à partir d'une solution mère de concentration 4 M ? Pourquoi ? Si oui, calculer le volume de la solution concentrée?

Données: $M_{\text{H}}=1\text{g/mol}$, $M_{\text{O}}=16\text{g/mol}$, $M_{\text{Cl}}=35,45\text{g/mol}$, $M_{\text{K}}=39,09\text{g/mol}$, $M_{\text{S}}=32,06\text{g/mol}$