

Chapitre C₁ : Solutions aqueuses

Activités préparatoires

1. Recherche documentaire

Thème : Faire des recherches portant sur :

1. la glycémie du sang, la préparation d'un biberon, d'une tasse de café. . .
2. la préparation d'un jus de menthe par dilution ;
3. l'exploitation des marins salants.

Lexique : Faire des recherches sur le vocabulaire spécifique de :

dissolution, solution, solvant, soluté, dilution, solution saturée, solubilité, concentration massique, concentration molaire volumique.

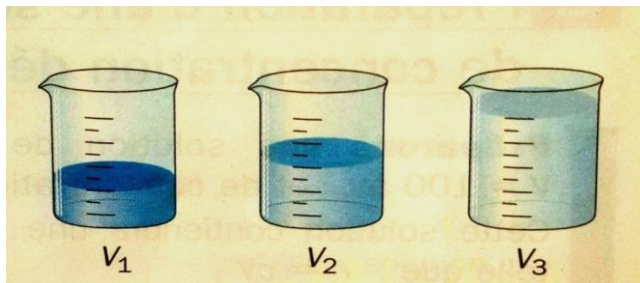
2. Travail personnel

Chercher des mélanges liquides dans l'environnement. Classifier-les en mélanges homogènes et en mélanges hétérogènes. Peut-on séparer les constituants des mélanges homogènes ? Si oui comment ?

A l'inverse réaliser des mélanges liquides homogènes en partant de l'eau et des corps purs.



Lac Rose



Dilution du sulfate de cuivre

Objectifs spécifiques

- Utiliser les expressions des concentrations molaires volumiques et concentrations massiques
- Préparer une solution de concentration donnée
- Utiliser rationnellement les produits dans la préparation des solutions.
- Montrer l'importance des solutions dans la vie courante
- Respecter les consignes de sécurité en manipulant certains produits.

Prérequis

Mélange homogène, mélange hétérogène, masse volumique, densité, techniques de séparation des mélanges, mesure de masse et mesure de volume.

Texte introductif

Dans un laboratoire un élève d'une classe de 3^{ème} réalise dans une première expérience un mélange contenant du sel et de l'eau puis dans une seconde expérience un mélange contenant de l'alcool et de l'eau. Il constate que le sel disparaît et qu'il y a formation d'une phase liquide homogène dans les deux cas.

Le sel et l'alcool changent-ils de nature ? Leurs entités chimiques sont-elles détruites ou dispersées ?



Comment pourrait-on appeler ce mélange homogène ?

Peut-on dissoudre dans un volume d'eau donné n'importe quelle quantité de substance ?

Qu'est-ce qui caractérise ces mélanges homogènes ?

Comment pourrait-on préparer des mélanges homogènes avec des proportions données ?

Situations problèmes

<p>Dans le commerce, beaucoup de variétés de boissons et de jus sont proposées. Leurs arômes et colorants peuvent varier.</p> <p>Qu'est-ce que ces boissons et jus ont-ils en commun ?</p> <p>Quel est le rôle de ce constituant commun ?</p>	
<p>A une température donnée, la masse volumique d'un mélange augmente avec la concentration de la masse du corps dissous alors que celle d'un corps pur est constante.</p> <p>Qu'est-ce qu'une concentration ?</p>	
<p>Sidi présente à son oncle une tasse de thé que celui-là trouve trop "fort"</p> <p>Quel est le sens du mot "fort" ?</p> <p>Que faire à sa place pour avoir un thé moins "fort" ?</p> <p>Comment préparer une solution de concentration donnée ?</p>	

Sécurité

Attention à la verrerie, le verre est très fragile.

En chauffant les liquides le port des lunettes de protection est obligatoire.

N'utilise que des faibles quantités de produit.

Contenus

I. Solutions aqueuses

I.1 Notion de solution

Activité 1

Expérience

Nous disposons de trois béchers, du sel, de l'alcool, du sulfate de cuivre, de l'eau, d'un agitateur et d'un brûleur.

- ✓ Dans les béchers contenant de l'eau numérotée 1, 2 et 3, introduisons respectivement du sel, de l'alcool et du sulfate de cuivre et agitons pour avoir un mélange homogène (Figures 1, 2 et 3).
- ✓ Dans le bécher contenant l'eau salée, continuons à y ajouter du sel et agitons fortement.
- ✓ Lorsque le sel commence à se déposer au fond du tube, chauffons légèrement ce dernier (Figure 4).

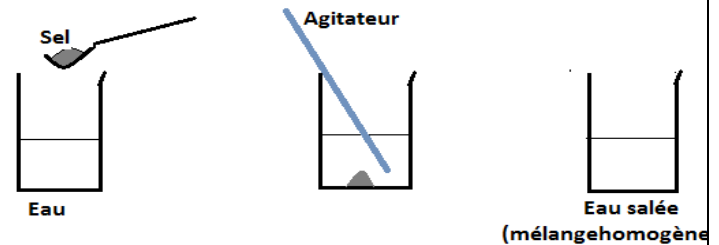


Figure 1 : Dissolution du sel

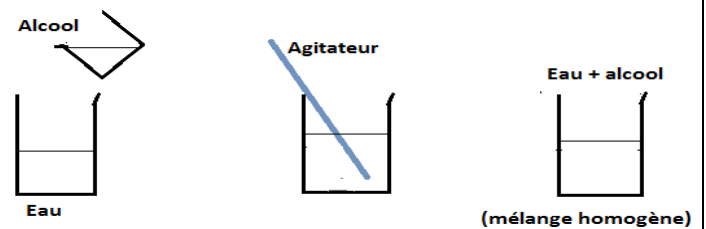


Figure 2 : Mélange de l'alcool et de l'eau

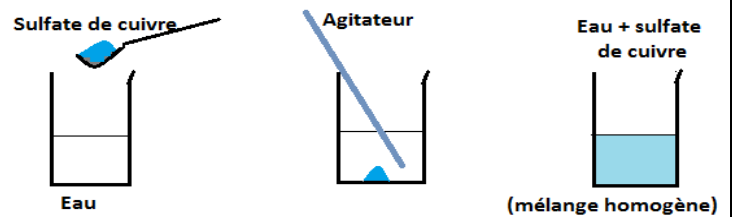


Figure 3: Dissolution du sulfate de cuivre

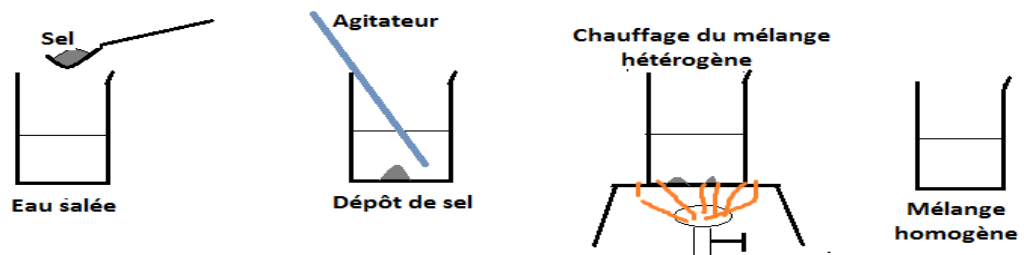


Figure 4 : Influence de la température sur la solubilité

Observation

- Après avoir mélangé et bien agité, le sel et l'alcool ne sont plus visibles à l'œil nu. Ils forment ainsi avec l'eau des mélanges homogènes.
- Par contre la couleur du sulfate de cuivre est visible à l'œil nu, et ce dernier forme ainsi avec l'eau un mélange homogène coloré.
- Après avoir ajouté une certaine quantité de sel dans l'eau salée, on constate un petit dépôt de sel au fond du tube. Chauffé légèrement le dépôt disparaît dans l'eau chaude.

Interprétation

- Le sel et le sulfate de cuivre ne disparaissent pas, ils se dispersent dans l'eau car la couleur bleue du sulfate de cuivre est toujours visible. C'est le phénomène de dissolution qui est une dispersion des entités chimiques. On obtient des mélanges homogènes appelés **solution**.
L'alcool miscible à l'eau forme un mélange homogène (solution) avec l'eau.
- Lorsqu'on dissout une substance dans un liquide, on obtient une **solution** qui est un mélange homogène. La substance dissoute est appelée **soluté** et le liquide dans lequel la substance est dissoute est appelé **solvant**. Si le **solvant est l'eau**, la solution sera dite **solution aqueuse**.
- Le sel est **soluble** dans l'eau mais on ne peut pas dissoudre continuellement du sel à la solution. Il y a une limite à la dissolution : à partir d'une certaine quantité de soluté et à une température donnée la solution est saturée. Mais la solubilité augmente avec la température.

Conclusion

- L'eau peut former avec un certain nombre de substances des mélanges homogènes : on obtient des solutions aqueuses. La substance dissoute est appelée soluté et l'eau le solvant.
- Lorsque le solvant ne peut plus dissoudre de soluté alors la solution est dite saturée. Dans le cas contraire elle dite non saturée.
- La solubilité est la quantité maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un solvant à une température donnée.

Ce qu'il faut retenir

Solution aqueuse

- ☞ L'eau peut former avec un certain nombre de substances des mélanges homogènes : on obtient des solutions aqueuses.
- ☞ La substance dissoute est appelée soluté et l'eau le solvant.

Solution saturée, solubilité

- ☞ Lorsque le solvant ne peut plus dissoudre de soluté alors la solution est dite saturée. Dans le cas contraire elle dite non saturée.
- ☞ La solubilité est la quantité maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un solvant à une température donnée.

I.2 Concentrations

Activité 2

Expérience

Nous disposons de morceaux de sucre, d'une balance, de trois béchers identiques, de deux fioles jaugées, de l'eau distillée, d'un agitateur, d'une calculatrice et d'un extrait du tableau de classification périodique.

- ✓ Versons un même volume d'eau distillée dans chacun des trois béchers.
- ✓ Avec la balance, déterminons la masse d'un morceau de sucre.

✓	Introduisons dans le premier bécher un morceau de sucre, dans le deuxième deux morceaux et dans le troisième trois puis agitons les mélanges obtenus.		
✓	Calculons pour chaque solution le quotient de la masse du sucre dissous par le volume de la solution.		
✓	A l'aide des données de l'extrait du tableau de classification périodique, calculons la masse molaire moléculaire du saccharose de formule chimique $C_{12}H_{22}O_{11}$, puis le nombre de moles de saccharose et le quotient de la quantité de matière du soluté par le volume de la solution dans chaque bécher.		
✓	Complétons le tableau ci-dessous.		
Qu'observons-nous ?			
Quelles sont les grandeurs physiques qui permettent de comparer ces solutions ?			
Existe-t-il une relation entre elles ?			
Solutions	1	2	3
$\frac{m}{V}$			
$\frac{n}{V}$			

Observation et interprétation

- Plus la masse du sucre dissous est grande plus le quotient $\frac{m}{V}$ calculé augmente.
- Plus la quantité du sucre dissous est grande plus le quotient $\frac{n}{V}$ calculé augmente.
- La solution avec les plus grands quotients $\frac{m}{V}$ et $\frac{n}{V}$ contient plus de sucre : on dit qu'elle est la plus concentrée.
- La grandeur physique qui nous permet de comparer les trois solutions est la masse par unité de volume ou le nombre de moles par unité de volume de la solution. On les appelle respectivement concentration massique et concentration molaire volumique. Elles sont caractéristiques de chaque solution : $C_m = \frac{m}{V}$: concentration massique et $C = \frac{n}{V}$:

concentration molaire. Etant donné que la masse $m = n.M$; $\frac{m}{V} = \frac{nM}{V} = \frac{n}{V} M$; donc $C_m = C.M$

Il existe donc entre ces concentrations une relation de proportionnalité.

Conclusion

Les grandeurs physiques qui permettent de comparer deux solutions de même nature sont :

- ☞ La concentration massique C_m ($C_m = \frac{m}{V}$) qui s'exprime en gramme par litre ($g.L^{-1}$),
- ☞ La concentration molaire volumique C ($C = \frac{n}{V}$) qui s'exprime en mole par litre ($mol.L^{-1}$).
- ☞ La concentration massique et la concentration molaire volumique sont proportionnelles.

Le coefficient de proportionnalité est la masse molaire moléculaire du soluté : $C_m = C.M$

N.B

- Une solution molaire est de concentration $C = 1 mol. L^{-1}$

- Une solution décimolaire (centi, milli, etc.) est une solution de concentration $C = 0,1 mol.L^{-1}$ ($0,01 mol. L^{-1}$, $0,001 mol. L^{-1}$ etc.)

I.3 La dilution

1I.3.1 Définition : la dilution d'une solution est l'opération consistant à diminuer sa concentration en y ajoutant du solvant.

I.3.2 Principe de la dilution : On prélève un volume V_i d'une solution aqueuse concentrée appelée solution mère de concentration initiale C_i que l'on dilue avec de l'eau distillée, on obtient une solution fille de volume final V_f et de concentration C_f inférieure à C_i .

Lors de l'addition de l'eau, la quantité de matière n_i du soluté se conserve. On peut écrire : $n_i = n_f$, ce qui donne $C_i V_i = C_f V_f$.

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

Ce qu'il faut retenir

Concentrations

Les grandeurs physiques qui permettent de comparer deux solutions de même nature sont :

- ☞ La concentration massique C_m ($C_m = \frac{m}{V}$) qui s'exprime en gramme par litre (g.L^{-1}).
- ☞ La concentration molaire volumique C ($C = \frac{n}{V}$) qui s'exprime en mole par litre (mol.L^{-1}).
- ☞ La concentration massique et la concentration molaire volumique sont proportionnelles. Le coefficient de proportionnalité est la masse molaire moléculaire du soluté : $C_m = C.M$

La dilution

- ☞ La dilution d'une solution est l'opération consistant à diminuer sa concentration en y ajoutant du solvant.
- ☞ Lors de l'addition du solvant, la quantité de matière n_i du soluté se conserve. On peut écrire : $n_i = n_f$, ce qui donne $C_i.V_i = C_f.V_f$.

II Application : Préparation de solution

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

On désire préparer 100 mL de solution aqueuse de chlorure de sodium de même concentration que l'eau d'un bras de mer dans le Saloum de concentration molaire volumique $C = 4,8 \text{ mol. L}^{-1}$ à partir du chlorure de sodium solide et de l'eau pure.

- **Détermination de la masse de soluté à peser**

$$C = \frac{n}{V} \text{ et } n = \frac{m}{M} \text{ donc } C = \frac{m}{V.M} \text{ Ce qui donne } m = C.V.M$$



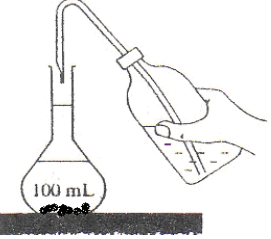
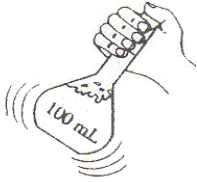
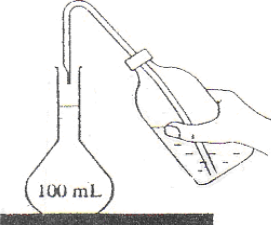
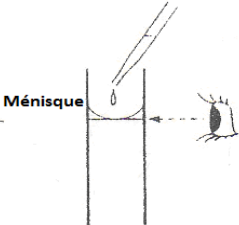

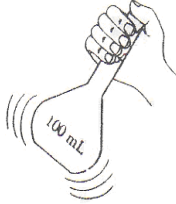
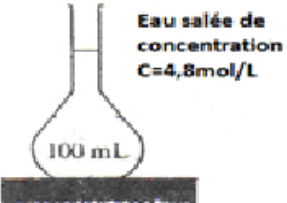
$$C = 4,8 \text{ mol. L}^{-1}, V = 0,1 \text{ L et } M = 58,5 \text{ g.mol}^{-1} \text{ donc } m = 28,08 \text{ g}$$

- **Réalisation de la pesée**

On pèse précisément une masse $m = 28,08 \text{ g}$ en prélevant le chlorure de sodium (NaCl) contenu dans le flacon avec une spatule propre et sèche et en le plaçant dans une soucoupe préalablement tarée.



• **Réalisation pratique**

<p>On introduit les cristaux pesés dans une fiole jaugée de 100 mL avec un entonnoir. On rince la soucoupe avec de l'eau distillée.</p>	 
<p>On remplit la fiole jaugée aux trois quarts (3/4) environ du volume de la fiole avec de l'eau distillée et après l'avoir bouchée, on l'agite pour dissoudre le solide complètement.</p>	 
<p>On ajoute de l'eau distillée avec une pissette au début puis avec une pipette adéquate pour compléter jusqu'au trait de jauge (bas du ménisque).</p>	 
<p>On ferme la fiole et on la retourne plusieurs fois pour homogénéiser son contenu. La solution désirée est prête.</p>	  

II.2 Préparation d'une solution par dilution

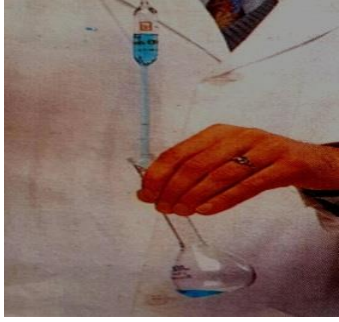
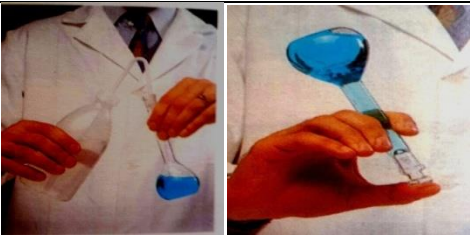
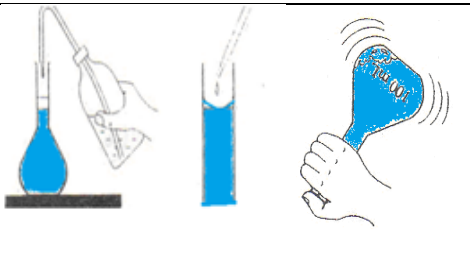
On désire préparer 100 mL de solution aqueuse de sulfate de cuivre de concentration $C_f = 0,01 \text{ mol. L}^{-1}$ à partir d'une solution de concentration $C_i = 0,10 \text{ mol. L}^{-1}$.

- **Calcul** du volume V_i de solution de sulfate de cuivre de concentration $C_i = 0,10 \text{ mol. L}^{-1}$ à prélever.

Equation de dilution : $C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f \Rightarrow V_i = \frac{C_f V_f}{C_i}$

$$V_i = \frac{0,01 \times 0,1}{0,1} = 0,01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

• Réalisation pratique

<p>On verse la solution de sulfate de cuivre dans un bécher. On prélève 10 mL de solution à l'aide d'une pipette jaugée à un trait munie d'une poire aspirante.</p> <p>La solution prélevée est introduite dans une fiole jaugée de 100 mL</p>	
<p>On remplit la fiole jaugée aux trois quarts (3/4) environ du volume de la fiole avec de l'eau distillée et après l'avoir bouchée, on l'agite pour bien mélanger.</p>	
<p>On ajoute de l'eau distillée avec une pissette au début puis avec une pipette adéquate pour compléter jusqu'au trait de jauge (bas du ménisque) et après l'avoir fermée, on l'agite pour bien mélanger et homogénéiser. La solution désirée est prête.</p>	

Document : La pollution de l'eau

L'eau est un solvant naturel. Elle peut dissoudre des corps solides mais aussi des corps liquides ou gazeux. Cette propriété de l'eau est souvent exploitée par l'homme dans de nombreuses situations : fabrication de boissons, eaux minérales, utilisation domestique etc. Elle peut provoquer des pollutions permanentes ou épisodiques.

Comment l'eau devient-elle un polluant ?

Le plus souvent, nos cours d'eau sont pollués par des déchets urbains, agricoles et industriels qui contiennent de nombreuses substances toxiques que les processus naturels ne réussissent pas à dégrader (détruire). Cette pollution se fait par dissolution ou mise en suspension dans l'eau usée ou l'eau de pluie de corps solides, liquides ou gazeux qui sont toxiques pour les êtres vivants.

Les différents polluants, leurs origines

Les déchets toxiques (polluants) proviennent de l'industrie (dioxyde de soufre, oxydes d'azote, monoxyde de carbone, composés organiques volatils, particules en suspension, pétrole, huile, peinture, métaux comme le plomb, le mercure, le cadmium...), de l'agriculture (pesticides, engrais comportant des nitrates, du phosphore...) ou des eaux usées domestiques (détergents...).

Où se produira la pollution de l'eau ?

L'eau peut être en contact avec des corps toxiques du nuage à la mer lors de la traversée de l'atmosphère, lors du ruissellement sur les sols, lors du passage dans les collecteurs d'assainissement.

Cette pollution, qui s'accumule, est entraînée jusqu'aux milieux récepteurs (cours d'eaux, lacs, mers et océans). Le lessivage de l'atmosphère constitue la partie la plus faible de cette pollution.

n. Les oxydes de carbone, de soufre ou d'azotes, rejetés par les grands complexes industriels et par la circulation automobile, se dissolvent dans l'eau de pluie au niveau de l'atmosphère et la rendent acide. Le lessivage des sols par le ruissellement représente la majeure partie de la pollution. L'eau entraîne les poussières et salissures présentes sur le sol (résidus pétroliers de la circulation automobile, excréments d'animaux, etc.). La pollution se produit sur les sites industriels, urbains et agricoles. Le transport dans les canalisations d'assainissement des villes provoque des mélanges plus ou moins importants avec les eaux usées, qui contiennent de matières organiques. Le mauvais fonctionnement des stations d'épuration, en période de fortes pluies, peut être la cause des pollutions supplémentaires.

Les conséquences

La pollution des eaux de pluie affecte la végétation qui est très sensible à ces pluies acides. Dans les cours d'eau, les engrais et les eaux usées favorisent la croissance des algues. En trop grande quantité elles asphyxient le milieu aquatique. Si la pollution est importante, la baignade est interdite (cause de graves maladies de peau) et les poissons meurent. L'eau polluée des cours d'eau, en s'infiltrant dans le sol, pollue à son tour la nappe phréatique. L'eau que l'on prélève dans cette nappe devient alors impropre à la consommation.

Les solutions

Une limitation des rejets des corps toxiques dans la nature réduira la pollution des eaux de pluie sans la supprimer cependant. Il est donc nécessaire de traiter les eaux de pluie polluées. Contrairement aux eaux usées, permanentes et régulières, dont le traitement complet peut être effectué dans des stations d'épuration de taille modeste, celui des eaux de pluie nécessite des ouvrages imposants avec des réservoirs pouvant accueillir plusieurs centaines de milliers de mètres cubes en quelques heures (bassin de rétention, par exemple). Ces installations, très coûteuses, permettent de séparer les matières polluantes de l'eau par décantation. La plupart des grandes agglomérations ont entrepris de tels investissements.

Exercices

Contrôle des acquis

Exercice 1

Recopie le texte ci-dessous et complète les phrases avec les mots ou groupes de mots suivants : solvant, solution, se dissout, la masse, la concentration, le sucre, saturée, la quantité de matière, soluté, l'eau, la dilution.

- 1.1 La concentration molaire d'une solution estde soluté par litre de solution.
- 1.2 La concentration massique d'une solution estde.....par litre de solution.
- 1.3 Une solutionest une solution pour laquelle le solvant ne peut plus dissoudre le soluté à une température donnée.
- 1.4 Le soluté est le corps qui.....dans le solvant.
- 1.5 Dans une solution aqueuse de sucre, le soluté est le solvant est.....
- 1.6 Augmenter le volume du solvant d'une solution, c'est faire ; dans ce cas.....de la solution diminue.

Exercice 2

A partir des affirmations suivantes réponds par vrai ou faux.

- 2.1 Seuls les composés ioniques se dissolvent dans l'eau.
- 2.2 La solution de sucre n'est pas une solution électrolytique.
- 2.3 Toutes les solutions aqueuses conduisent le courant électrique.
- 2.4 Lorsque le solvant ne peut plus dissoudre un soluté, la solution est dite non saturée.
- 2.5 Une solution décimolaire est de concentration $C = 10 \text{ mol/L}$.

Exercice 3

Recopie et complète en choisissant le mot ou groupe de mots qui convient.

- 3.1 L'eau est le constituant de toutes les solutions (*hydraulique/aqueuse*).
- 3.2 La dilution d'une solution est l'opération consistant à (*diminuer /augmenter sa concentration*).
- 3.3 La concentration massique d'une solution est la masse de (*soluté/solvant*) par litre de solution.
- 3.4 La solubilité est la masse (*maximale/minimale*) de soluté que l'on peut dissoudre dans un solvant à une température donnée.

Application

Exercice 4 : Données : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

Pour préparer une solution de soude, on dissout 20g de pastilles de soude (NaHO) dans 400 mL d'eau pure. Calcule :

- 4.1 La concentration massique de la solution
- 4.2 La quantité de matière du soluté
- 4.3 La concentration molaire volumique.

Exercice 5 : Données : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

Une solution a été obtenue en dissolvant une masse $m = 14,2 \text{ g}$ de sulfate de sodium (Na_2SO_4) dans de l'eau et en complétant le volume à 500 mL.

- 5.1 Calcule la concentration massique C_m de cette solution.
- 5.2 Calcule de deux façons différentes la concentration molaire C de cette solution.

Exercice 6 : Données : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

6.1 On prépare une solution de chlorure de sodium (NaCl) en dissolvant 58,5 g de ce composé dans l'eau pour obtenir 250 mL de solution. Calcule la concentration molaire de la solution obtenue.

6.2 Calcule la masse de cristaux d'hydroxyde de sodium NaHO nécessaire à la préparation de 250 mL de soude 0,5 molaire.

Exercice 7

Dans un volume $V = 500$ ml d'eau distillée, on dissout un volume $V = 0,12$ L de chlorure d'hydrogène (HCl). Le volume v est mesuré dans les conditions où le volume molaire est égal à $24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

7.1 Calcule la concentration molaire de la solution obtenue.

7.2 Quelle est la quantité de matière de chlorure d'hydrogène contenue dans un prélèvement de 20 cm^3 de cette solution.

Exercice 8

Une solution est obtenue par dissolution de 24 g d'un soluté dans 1,2 L d'eau pure. La dissolution se fait par ailleurs sans changement de volume.

8.1 Calcule la concentration massique de la solution.

8.2 En déduire la masse molaire moléculaire M du soluté sachant que la concentration molaire volumique de la solution est $C = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Exercice 9 : Données : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La concentration massique d'une solution de chlorure de sodium $C_m = 117 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

9.1 Calcule sa concentration molaire volumique

9.2 Le volume de la solution $V = 500 \text{ mL}$. Trouve la masse du soluté. En déduire la quantité de matière du soluté.

Exercice 10 : Complète le tableau ci-dessous :

$C \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1})$	$C_m \text{ (g}\cdot\text{L}^{-1})$	$M \text{ (g}\cdot\text{mol}^{-1})$
5		40
	20	36,5
2	117	

Exercice 11 : Données : $M(\text{H}) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{Na}) = 23 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{N}) = 14 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Calcule la concentration massique et la concentration molaire volumique des solutions suivantes obtenues par dissolution de :

11.1 5g de chlorure de sodium (NaCl) dans 200 cm^3 d'eau pure.

11.2 0,5mol de gaz d'ammoniac dans 5 L d'eau pure (NH_3).

11.3 0,050 mol d'acétone ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) dans 100 mL d'eau pure.

11.4 44,8 L de gaz chlorhydrique (HCl) dans les conditions normales dans 10 L d'eau pure.

Exercice 12 : Données : $M(\text{H}) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Na}) = 23 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

12.1 Un laborantin prépare 500 mL d'une solution aqueuse (S) de soude (NaHO) de concentration molaire volumique $C = 2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcule :

12.1.1 La concentration massique C_m de la solution S.

12.1.2 La masse de soude utilisée pour préparer la solution S.

12.2 Le laborantin prélève 250 mL de la solution S auxquels il ajoute 250 mL d'eau pure, il obtient une solution S'.

12.2.1 Calcule la concentration molaire volumique C' de la solution S' .

12.2.2 En déduire la concentration massique C_m' .

Exercice 13 : Données : $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$.

La vitamine C est un médicament utilisé en particulier contre la fatigue. Sa formule brute est $C_6H_8O_6$. Un comprimé contient une masse $m = 500 \text{ mg}$ de vitamine C.

13.1 Calcule la masse molaire de la vitamine C.

13.2 On prépare une solution en dissolvant un comprimé de vitamine C dans 250mL d'eau pure. La dissolution s'est faite sans changement de volume. Calcule :

13.2.1 La quantité de matière de vitamine C dans la solution.

13.2.2 La molarité de la solution. En déduire sa concentration massique.

Situation d'intégration

Exercice 14

Une maman a fait des analyses médicales. Sur le bulletin des résultats on lit entre autres

✓ Glycémie (taux de glucose dans le sang) : $1,04.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

✓ Cholestérol : $6,4. 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Sur le bulletin, sont aussi indiquées les valeurs de références pour la norme

✓ Glucose: [$0,76 \text{ g.L}^{-1}$; $1,10 \text{ g.L}^{-1}$]

✓ Cholesterol: [$1,25 \text{ g.L}^{-1}$; $2,00 \text{ g.L}^{-1}$]

Cette maman doit-elle consulter son médecin ? Justifie.

Données :

• $M(\text{glucose}) = 180 \text{ g.mol}^{-1}$

• $M(\text{cholestérol}) = 388 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 15

Un enfant est atteint de diarrhée. La « Badiènou Gokh » du quartier recommande à sa mère de lui préparer une solution de réhydratation orale (SRO) pour éviter toute déshydratation. Un litre de cette solution contient 20 mg de sucre et 3,5 mg de sel de cuisine.

Quelles masses de sucre et de sel de cuisine devrait-on dissoudre dans une tasse de 50 mL d'eau pour préparer ce remède.

Tu disposes du matériel et des produits suivants : balance de précision, cuillère, coupelle, entonnoir, fiole jaugée de 50 mL pissette, eau, sel et sucre. Décris le mode opératoire pour préparer cette solution

Exercice 16

On dispose de deux solutions 1 et 2 d'acide chlorhydrique. La solution 1 de volume $V_1=0,5 \text{ mL}$ a une concentration $C_1=10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et la solution 2 de volume $V_2=1,5 \text{ mL}$ a une concentration $C_2=10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On mélange les deux solutions.

Détermine la concentration de la solution obtenue.