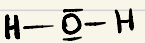
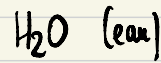


Formule brute



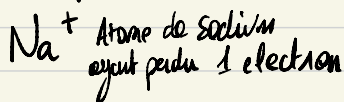
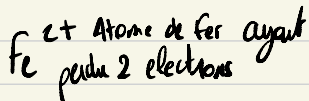
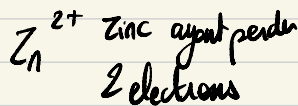
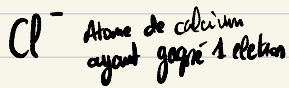
2 Hydrogène,
1 Oxygène



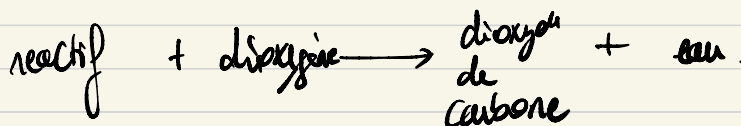
lacunaire.

ANION CATION

ions: Atomes ayant gagnés ou perdus
1 ou plusieurs électrons.

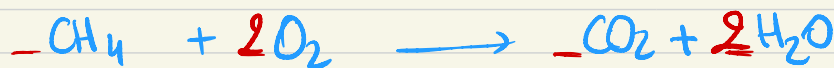


Combustion:

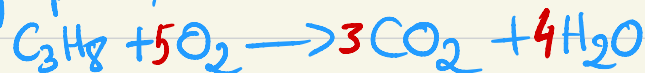


Exemple:

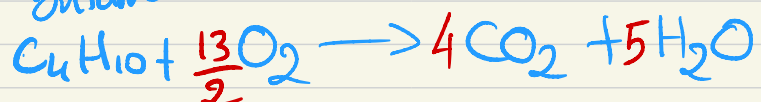
Combustion du méthane:
 CH_4



Combustion du propane:



Combustion du butane



Dissolution:

Dissoudre un soluté dans un solvant
(solide / gaz)

Solubilité (en g/L) : masse maximale de soluté par volume de solvant.

Dilution:

Rajouter du solvant pour réduire la CONCENTRATION

Exercice 6 corrigé disponible

Le tableau ci-dessous donne les températures de fusion de mélanges nickel-cuivre, en fonction du pourcentage en masse de cuivre contenu dans le mélange.

Pourcentage de cuivre dans le mélange	0	20	40	60	80	100
Température de fusion (°C)	1450	1360	1280	1220	1140	1085

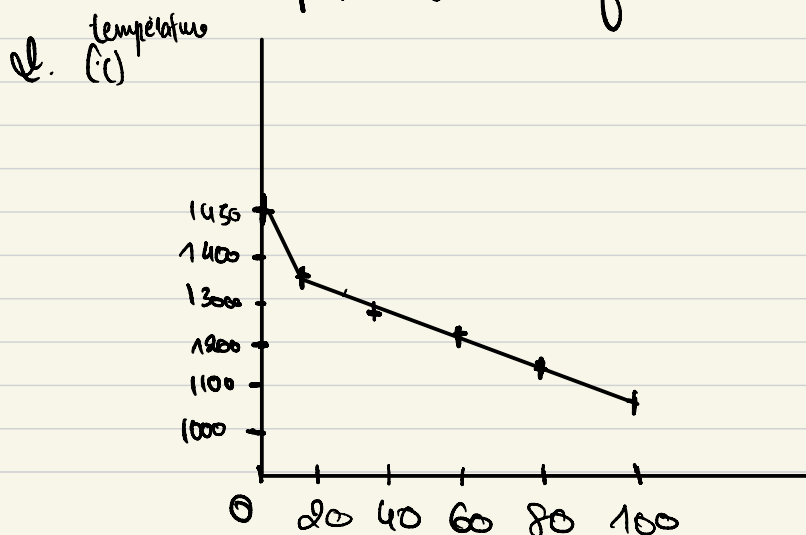
1/ Indiquer les températures de fusion du cuivre et du nickel purs.

2/ Construire la courbe représentant la température de fusion de l'alliage en fonction du pourcentage de cuivre qu'il contient.

3/ L'un des alliages contient essentiellement du nickel (70%) et du cuivre (30%) ; il a une excellente résistance à la corrosion, en particulier pour le chlore. Déterminer la température de fusion à l'aide du graphique.

1. La température de fusion du nickel est de 1450°C .

La température de fusion du cuivre est de 1085°C .



3. Pour 30% de cuivre, la température de fusion est d'environ 1200°C .

(- de cuivre)

Exercice 8 corrigé disponible

On donne à 20 °C, la solubilité du diiode, notée S dans divers solvants; elle est indiquée en g.L⁻¹.

Solvant	eau	éter	chloroforme	Sulfure de carbone
S	0,30	250	47	165

1) Rappeler la définition de la solubilité pour une espèce chimique dans un solvant.

2) Calculer le volume minimal nécessaire de chaque solvant, pour dissoudre 1,0 g de diiode.

3) On souhaite utiliser l'un de ces solvants pour extraire du diiode d'une solution aqueuse. Quel sera le solvant le mieux adapté pour cette opération ?

4) Représenter l'expérience réalisée en cours avec le cyclohexane : c'est à dire l'ampoule à décanter la position et le nom des phases, après agitation et décantation de l'ensemble.

5) Pour réaliser une extraction il faut tenir compte d'une autre propriété du solvant que celle évoquée dans le tableau précédent. Quelle est cette propriété ?

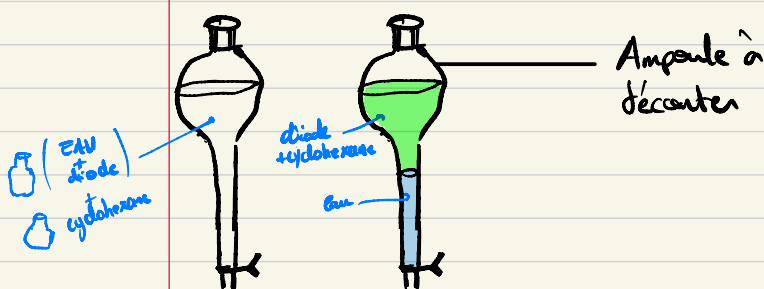
1) La solubilité est la masse maximale de soluté qui peut être dissoute.

2) 0,30g / L de diiode

$$\begin{aligned} 0,30\text{g} &\rightarrow 1\text{L} \\ 1\text{g} &\rightarrow \frac{1}{0,30} \approx 3,33\text{L} \end{aligned}$$

3) Le liquide le plus adapté pour extraire le diiode d'une solution aqueuse est l'éther car c'est le liquide dans lequel le diiode a la solubilité la plus élevée.

4) Décanter : laisser reposer



on distingue 2 phases après décantation.

Le diiode est très soluble dans le cyclohexane (extraction par solvant)

il ne faut pas oublier de dégazer l'ampoule pour empêcher la surpression

5) Notre solvant d'extraction ne doit pas être miscible avec l'eau.

Exercice 10 corrigé disponible

Calculer une masse volumique

On introduit 15 mL d'éthanol dans une éprouvette graduée placée sur une balance tarée.
La masse de cet échantillon d'éthanol est de 12 g.

1. Exprimer littéralement puis calculer la masse volumique de l'éthanol en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$.

2. Exprimer la masse d'éthanol en kilogramme, et le volume en m^3 .

Rappel : $1 \text{ m}^3 = 1 \times 10^3 \text{ L}$.

3. En déduire la valeur de la masse volumique de l'éthanol en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

$$\begin{aligned} & \text{g} \times \text{cm}^{-3} \\ & = \text{g} \times \frac{1}{\text{cm}^3} = \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = \frac{m}{V} \end{aligned}$$

1. $1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3$

$$\begin{aligned} \rho &= \frac{m}{V} = \frac{12}{15} = \frac{\cancel{3} \times 4}{\cancel{3} \times 5} = \frac{4}{5} \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} \\ &= 0,8 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} \end{aligned}$$

2. $12 \text{ g} = 0,012 \text{ kg}$ $15 \text{ ml} = 15 \text{ cm}^3 = 15 \times 10^{-6} \text{ m}^3$

$$\rho = \frac{0,012 \text{ kg}}{15 \times 10^{-6} \text{ m}^3} = 800 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$$

THEME 1 : CONSTITUTION DE LA MATIERE A L'ECHELLE MICROSCOPIQUE ET MACROSCOPIQUE

Chapitre 1 : Identification des espèces chimiques

I. CORPS PURS ET MELANGES

A. Espèces chimiques

capable d'atomes

La matière est constituée **d'entités chimiques** (molécules, atomes, ions). Une espèce chimique est un ensemble d'entités chimiques identiques.

Une espèce chimique est caractérisée par sa formule, son aspect physique (état physique à température ambiante, couleur, odeur, etc.) ainsi que ses propriétés physiques (température de fusion, d'ébullition, masse volumique, indice de réfraction, etc.) et ses propriétés chimiques (sa réactivité avec d'autres espèces par exemple).

Exemples : l'eau, l'acide acétique, le cuivre, le chlorure de sodium sont des espèces chimiques.

Un **mélange** est constitué de plusieurs espèces chimiques différentes.

B. Corps purs simples et corps purs composés

Un **corps pur** est constitué d'une seule espèce chimique. On distingue deux types de **corps purs** : les corps purs simples et les corps purs composés.

Un **corps pur simple** est constitué d'un seul type d'atomes.

Exemple : l'argent Ag , le charbon C , le dioxygène O_2 .

Un **corps pur composé** est constitué de plusieurs types d'atomes. Ces atomes différents restent dans des proportions bien définies dans le corps pur considéré.

Exemples : l'eau H_2O , l'éthanol C_2H_6O , le sel $NaCl$.

C. Mélanges homogènes et hétérogènes

Lorsque plusieurs espèces chimiques sont mélangées, elles peuvent former deux types de mélanges : un mélange **homogène** ou bien un mélange **hétérogène**.

Un **mélange homogène** est constitué **d'une seule phase**.

Exemple : Le thé est un mélange homogène.



Figure 1 : thé, un mélange homogène

On dit que des liquides sont **miscibles** lorsqu'ils se mélangent l'un avec l'autre pour former un **mélange homogène**.

Exemple : l'eau et l'éthanol sont deux liquides miscibles en toutes proportions, ils forment un mélange homogène et il est alors impossible de distinguer l'un de l'autre dans la solution résultante.

Un mélange hétérogène est constitué de plusieurs phases (solide, liquide, gaz), c'est-à-dire plusieurs corps que l'on peut distinguer.

Exemple : l'eau et le fer en poudre forme un mélange hétérogène.

Des liquides ne sont **pas miscibles** lorsqu'ils forment un **mélange hétérogène**, constitué de plusieurs phases distinctes.



Eau + huile



Eau + terre



Boissons gazeuses

II. PROPRIETES PHYSIQUES DES ESPECES CHIMIQUES

A. Masse volumique et densité

Une espèce chimique est caractérisée par sa **masse volumique** ou par sa densité qui dépend de son état physique. Selon son état physique, la masse volumique d'un échantillon peut considérablement varier. En effet, une certaine masse d'eau n'occupe pas le même volume selon qu'elle soit liquide ou gazeuse.

La masse volumique ρ d'un échantillon de matière est une grandeur égale au quotient de sa masse m par le volume V qu'il occupe. Elle est donc définie par la relation :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

- m est la masse qui s'exprime en g
- V est le volume de l'échantillon qui s'exprime en cm^3
- ρ est la masse volumique en $g \cdot cm^{-3}$

Exemple : la densité de l'eau est de $1,00 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Ou bien $\rho(\text{Fer solide}) = 7,86 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$

La densité est une grandeur sans unité. La densité d'un liquide ou d'un solide se calcule en divisant la masse volumique d'un échantillon par la masse volumique de l'eau. On a donc la relation :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

- d est la densité de l'échantillon sans unité

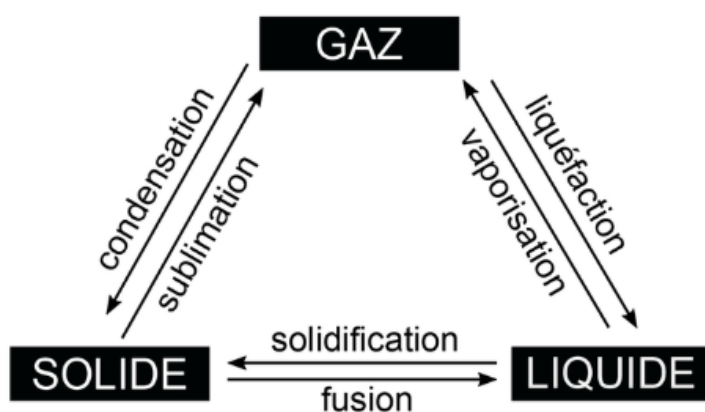
- ρ est la masse volumique en $g.cm^{-3}$
- ρ_{eau} est la masse volumique de l'eau en $g.cm^{-3}$

B. Température de changement d'état

Le passage de la matière d'un état à un autre (solide, liquide ou gazeux) est appelé **changement d'état**. Pour un corps pur, il se produit à une **température donnée**, qui dépend de l'espèce chimique constituant le corps pur.

Le passage de l'état solide à liquide (ou liquide à solide) se produit à la température de fusion, notée θ_f .

Le passage de l'état liquide à l'état gazeux (ou inversement) se produit à la température d'ébullition, notée $\theta_{éb}$.



C. Solubilité

La **solubilité s** exprimée en $g.L^{-1}$ d'une espèce chimique (solide, liquide ou gaz) correspond à la **masse maximale** de cette espèce que l'on peut dissoudre dans **un litre de solvant** (généralement l'eau).

Remarque : la solubilité dépend de la température et de la nature du solvant.

Vocabulaire : on dit qu'une solution est saturée lorsqu'elle contient la masse maximale de soluté que l'on peut y dissoudre.

Exemple : la solubilité s du sel dans l'eau à $20^{\circ}C$ est de $360 g.L^{-1}$. Cela signifie que dans un litre d'eau, au maximum, on peut dissoudre $360 g$ de sel. Au-delà, le sel ne se dissout plus dans l'eau, il précipite au fond du récipient.

III. IDENTIFICATION D'ESPECES CHIMIQUES

A. Identification par les propriétés physiques

On peut identifier une espèce chimique par ses caractéristiques physiques (aspect, couleur), mais surtout par ses propriétés physiques. Ainsi, pour identifier une espèce chimique, il faut comparer ses propriétés physiques à celles qui sont référencées dans l'énoncé d'un exercice par exemple.

Exemple : On sait dans l'énoncé d'un exercice que la température d'ébullition de l'eau est de 100°C à pression atmosphérique. Dans l'exercice on nous parle d'une espèce inconnue dont la température d'ébullition est de 100°C . Alors on peut dire que cette espèce inconnue est bien l'eau sous réserve qu'il n'y ait pas d'autres espèces susceptibles d'avoir la même température d'ébullition.

B. Identification par des tests chimiques

Il existe des tests chimiques qui permettent de reconnaître la présence de certaines espèces chimiques. Voici quelques exemples à connaître :

Espèce chimique à identifier	Test	Schéma de l'expérience	Résultat positif
Eau (liquide)	Sulfate de cuivre anhydre (solide blanc)	<p>Sulfate de cuivre anhydre (blanc) Espèce chimique inconnue Coupelle</p>	Le sulfate de cuivre anhydre devient bleu.
Dioxyde de carbone	Eau de chaux	<p>Bouchon Tube à essai Gaz testé Eau de chaux Agitation</p>	L'eau de chaux se trouble.
Ions chlorure	Solution de nitrate d'argent	<p>Nitrate d'argent Solution contenant l'ion chlorure</p>	Il se forme un précipité blanc.

Corps purs et mélanges – Exercices - Devoirs

Exercice 1 corrigé disponible

1. Parmi les mélanges suivants lister ceux qui sont homogènes et ceux qui sont hétérogènes en précisant les états physiques des constituants.

Eau + essence ; eau + huile ; alcool + eau ; fer en poudre + eau ; fer + soufre ; air sec.

2. Indiquer une méthode appropriée de séparation pour chacun des mélanges suivants :

Sel de cuisine + charbon ; eau + huile ; eau + sucre ; fer en poudre + aluminium ;

Fer en poudre + sel de cuisine + sable, air, pétrole brut, jus de citron+pulpe.

Exercice 2 corrigé disponible

On désire préparer un mélange à partir d'eau de robinet et de sel en poudre.

1.1- Quel type de mélange obtient-on après avoir agité énergiquement si :

a) le sel est utilisé en défaut (mélange M₁) ;

b) le sel est utilisé en excès (mélange M₂).

Justifier dans chaque cas la réponse.

1.2- On considère le mélange d'eau salée M₁ obtenu en utilisant de la poudre de sel en défaut. Une certaine masse de sel a subi une transformation lors de la préparation du mélange M₁. Cette transformation est-elle un phénomène physique ou un phénomène chimique ? Justifier. On précisera le nom de la transformation en question.

1.3- On place le mélange M₁ dans un ballon en pyrex afin de récupérer l'eau seule à l'état pur dans un bécher.

a) Sur quel critère de pureté doit-on se baser pour réussir l'opération ?

Justifier.

b) Quelle technique doit-on utiliser ? Expliquer brièvement son principe.

1.4- Lorsque l'opération est achevée, on constate sur le fond du ballon en pyrex l'apparition d'un dépôt solide sec d'aspect blanc. Ce dépôt est-il un corps pur, un mélange homogène ou un mélange hétérogène ? Justifier.

1.5- Expliquer alors comment devrait-on procéder pour qu'en fin d'opération, on obtienne dans le ballon un corps pur.

1.6- A Fayil, dans le département de Fatick, les femmes vont chercher du sel à une quinzaine de kilomètres. Sur le chemin du retour, l'une d'elles est surprise par un orage et se retrouve à l'arrivée avec une bassine d'eau salée trouble. Comment auriez-vous fait pour l'aider à récupérer son sel. Expliquer clairement le procédé.

Exercice 3 corrigé disponible

On met ensemble dans un erlenmeyer, de l'eau et de l'alcool. Après agitation, le milieu ne présente aucune surface de séparation, l'alcool étant miscible à l'eau.

1. Quelle est la nature du mélange ainsi constitué ? Définir ce type de mélange et citer deux autres exemples de mélanges de même nature.

2. Deux élèves se proposent de séparer les constituants du mélange précédent.

Amina dit : « je propose la méthode de la filtration car elle met peu de temps ».

Issa dit : « je crois que c'est la distillation qui fera mieux notre affaire ».

2.1. Parmi ces deux propositions, quelle est celle qui permet de séparer les constituants du mélange précédent ? Justifier.

2.2. Faire un schéma annoté du dispositif de séparation.

2.3 Dans le cas où vous avez choisi la distillation, quel est le liquide qui sera recueilli le premier comme distillat ? On donne les températures d'ébullition : alcool : 78°C ; eau : 100°C.

Exercice 4 corrigé disponible

On se propose de réaliser une synthèse eudiométrique de l'eau. Pour cela, on introduit d'abord dans un eudiomètre 12 cm³ de dihydrogène et 24 cm³ de dioxygène.

1. Dispose-t-on d'un mélange hétérogène, d'un mélange homogène ou d'un corps pur ?

2. On fait jaillir l'étincelle électrique, que se passe-t-il après ?

3. Quelles sont la nature et le volume du gaz restant ?

Exercice 5 corrigé disponible

Lors de l'expérience de l'électrolyse de l'eau, on constate le dégagement de deux gaz.

1) comment fait-on pour identifier les deux gaz dégagés ?

2) le volume d'oxygène est de 25cm³ dans les conditions où la masse volumique de l'oxygène est $\rho_1=1,43\text{g/l}$.

a) calculer la masse d'oxygène formée.

b) calculer la masse d'eau ainsi décomposée.

Calculer la masse volumique ρ_2 de l'hydrogène dans les mêmes conditions expérimentales

données : pour les produits de la réaction chimique $m(O_2)=8\times m(H_2)$

Exercice 6 corrigé disponible

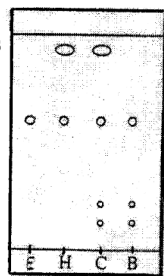
Le tableau ci-dessous donne les températures de fusion de mélanges nickel-cuivre, en fonction du pourcentage en masse de cuivre contenu dans le mélange.

Pourcentage de cuivre dans le mélange	0	20	40	60	80	100
Température de fusion (°C)	1450	1360	1280	1220	1140	1085

- 1/ Indiquer les températures de fusion du cuivre et du nickel purs.
- 2/ Construire la courbe représentant la température de fusion de l'alliage en fonction du pourcentage de cuivre qu'il contient.
- 3/ L'un des alliages contient essentiellement du nickel (70%) et du cuivre (30%) ; il a une excellente résistance à la corrosion, en particulier pour le chlore. Déterminer la température de fusion à l'aide du graphique.

Exercice 7 corrigé disponible

On place dans une cuve de chromatographie, une plaque sur laquelle a été déposée des microgouttes de : dépôt E : estragole pur ; dépôt H : phase organique obtenue par hydrodistillation des feuilles d'estragon ; dépôt C : essence d'estragon du commerce ; dépôt B : essence de basilic du commerce. Après révélation aux ultraviolets, on obtient ceci :



Questions

1. Annoter le chromatogramme et expliquer brièvement la méthode de chromatographie.
2. Citer une autre méthode pour révéler un chromatogramme.
3. Les espèces E, H, C et B sont-elles pures ? Pourquoi ?
4. Calculer le rapport frontal pour le dépôt E. Calculer les rapports frontaux pour le dépôt H ?
5. La phase organique contient-elle de l'estragole ? Pourquoi ?

Exercice 8 corrigé disponible

On donne à 20 °C, la solubilité du diiode, notée S dans divers solvants; elle est indiquée en g.L⁻¹.

Solvant	eau	éther	chloroforme	Sulfure de carbone
S	0,30	250	47	165

- 1) Rappeler la définition de la solubilité pour une espèce chimique dans un solvant.
- 2) Calculer le volume minimal nécessaire de chaque solvant, pour dissoudre 1,0 g de diiode.
- 3) On souhaite utiliser l'un de ces solvants pour extraire du diiode d'une solution aqueuse. Quel sera le solvant le mieux adapté pour cette opération ?
- 4) Représenter l'expérience réalisée en cours avec le cyclohexane : c'est à dire l'ampoule à décanter la position et le nom des phases, après agitation et décantation de l'ensemble.
- 5) Pour réaliser une extraction il faut tenir compte d'une autre propriété du solvant que celle évoquée dans le tableau précédent. Quelle est cette propriété ?

Exercice 9 corrigé disponible

1. On veut extraire par entraînement à la vapeur d'eau du limonène (espèce organique à l'aspect huileux $d=0,84$) présent dans la peau d'orange.

On prélève le zeste écrasé de 3 oranges que l'on place dans un ballon rempli d'eau aux trois quarts, muni d'un tube réfrigérant. On chauffe ce mélange pendant 20 min et on recueille le distillat. Ce dernier est versé dans une ampoule à décanter.

On ajoute de l'éther dans cette ampoule. On bouche, on agite cette ampoule puis on laisse décanter.

- a. Le limonène est peu soluble dans l'eau mais très soluble dans l'éther, quel sera l'aspect du mélange distillat + éther ?
- b. Dans l'ampoule à décanter justifier les positions des 2 phases. Où se trouve le limonène ?
- c. On recueille la phase organique dans un petit ballon. Le point d'ébullition de l'éther est 35°C et celui du limonène 176 °C. Comment récupérer le limonène?

2. L'éther, l'acétone et le chloroforme sont des solvants organiques. On introduit les mélanges suivants dans 3 ampoules à décanter.

Décrire ce que l'on observe dans chaque ampoule en précisant la position des phases organique et aqueuse.

Ampoule 1	Ampoule 2	Ampoule 3
Eau + Ether	Eau + Chloroforme	Eau + Acétone

Liquide	Ether	Acétone	Chloroforme	Eau
Densité	0,714	0,791	1,486	1
Miscibilité avec l'eau	Non Miscible	Miscible	Non miscible	

Exercice 10 corrigé disponible

Calculer une masse volumique

On introduit 15 mL d'éthanol dans une éprouvette graduée placée sur une balance tarée. La masse de cet échantillon d'éthanol est de 12 g.

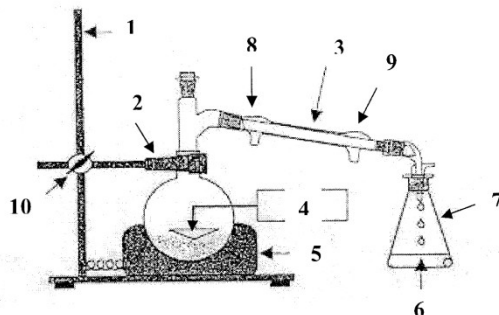
1. Exprimer littéralement puis calculer la masse volumique de l'éthanol en g·cm⁻³.
2. Exprimer la masse d'éthanol en kilogramme, et le volume en m³.
Rappel : 1 m³ = 1 × 10³ L.
3. En déduire la valeur de la masse volumique de l'éthanol en kg·m⁻³.

Exercice 11 corrigé disponible

1) Hydrodistillation :

Pour préparer l'huile essentielle de l'écorce d'orange, on pèle des oranges et on broie les zestes obtenus avec un robot ménager. On désire ensuite effectuer une hydrodistillation.

- Rappeler le principe d'une hydrodistillation. *1 pt*
- Nommer les appareils du dispositif utilisé (schéma donné). *2 pts*



- Dans quel récipient du montage recueille-t-on l'huile essentielle ? *1 pt*

2) Relargage et décantation :

Le distillat obtenu par hydrodistillation est un liquide trouble. On ajoute dans le distillat du chlorure de sodium (sel) solide.

- Comment s'appelle cette opération ? Quel est son but ? *0.5 pt + 0.5 pt*

On souhaite effectuer ensuite une extraction par solvant de l'huile essentielle.

- Quel solvant doit-on choisir parmi ceux proposés dans le tableau ? Justifier votre choix (au moins deux arguments). *1.5 pts*

On verse le distillat dans une ampoule à décanter et on y ajoute 10 mL du solvant choisi.

- Faire un schéma de l'expérience en y faisant apparaître ce que vous observez. Identifier les phases que l'on obtient en justifiant votre réponse. *2 pts*
- Dans quelle phase se trouvent les composants extraits des écorces d'orange ? *0.5 pt*
- Expliquer Comment on utilise une ampoule à décanter. *1 pt*

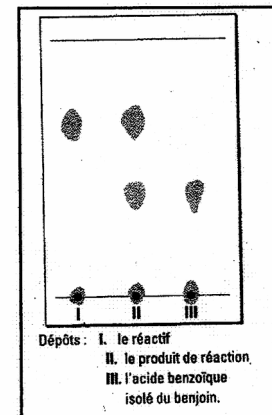
Données :

Espèce chimique	Miscibilité à 20°C	Densité par rapport à l'eau	Solubilité de l'huile essentielle
Eau	Miscible à l'alcool Non miscible au cyclohexane	1	Faible
Eau salée	Miscible à l'alcool Non miscible au cyclohexane	1,1	Très faible
Alcool	Miscible à l'eau et l'eau salée Non miscible au cyclohexane	0,82	Soluble en toutes proportions
Cyclohexane	Non miscible à l'eau, l'eau salée et l'alcool	0,78	Soluble en toutes proportions
Huile essentielle	Miscible à l'alcool et au cyclohexane Très peu miscible à l'eau et à l'eau salée	0,90	

Exercice 12 corrigé disponible

L'acide benzoïque est utilisé comme conservateur alimentaire dans de nombreuses boissons (code E 210 sur les bouteilles). Il s'agit d'un produit naturel isolé au XVI^e siècle à partir du benjoin (ou encens de Java), résine végétale extraite d'un arbre poussant en Asie. On l'obtient par synthèse en exposant le benzaldéhyde à l'air (il se produit alors une réaction entre le benzaldéhyde et le dioxygène de l'air).

- Le produit de la réaction forme de fines aiguilles blanches. Quelle(s) indication(s) présentée(s) dans le tableau peut-on utiliser pour vérifier qu'il s'agit bien d'acide benzoïque ? *1pt*



- Le document ci-dessus représente une étude chromatographique de la réaction évoquée dans le texte.
 - A quel dépôt correspond le benzaldéhyde ? Justifier. *1pt*

- Les fines aiguilles blanches obtenues correspondent-elles à de l'acide benzoïque pur ? Justifier. *1pt*

Espèce chimique	Température de fusion (°C)	Température d'ébullition (°C)	Solubilité dans l'éther	Toxicité
Acide benzoïque	122,4	250	Soluble	Néant
Benzaldéhyde	-	179	Très soluble	Eviter le contact avec la peau

Exercice 13 corrigé disponible

L'eau iodée

Le diiode est constitué de molécules de formule I₂. L'iode de potassium KI est constitué d'ions iodure I⁻ et d'ions potassium K⁺. L'eau iodée, utilisée pour désinfecter les plaies, est un mélange d'eau, de diiode et d'iode de potassium dissous.

Espèce chimique	θ_t (°C)	θ_{eb} (°C)	Solubilité (eau)
I ₂	113,7	184,4	330 mg·L ⁻¹
KI	686	1330	1 430 g·L ⁻¹

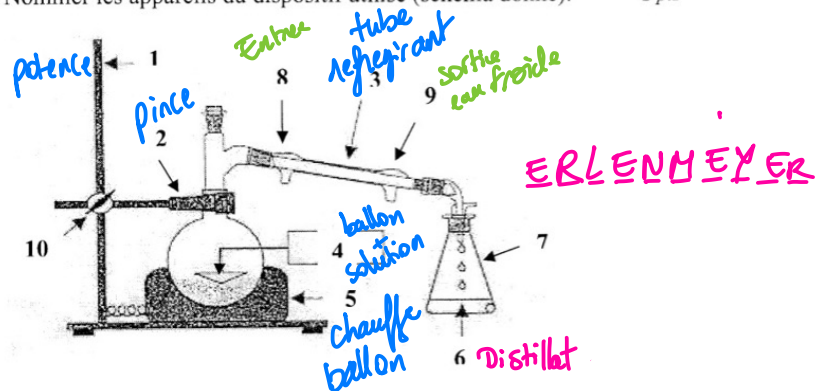
1. Le diiode est-il un corps pur simple, un corps pur composé moléculaire, atomique, ionique ou un mélange ? Même question pour l'iodure de potassium.
2. Dans quel état physique le diiode et l'iodure de potassium sont-ils à température ambiante (20 °C) ?
3. L'eau iodée est-elle un corps pur ou un mélange ?
4. Quelle masse maximale de diiode et d'iodure de potassium peut-on dissoudre dans 25 mL d'eau ?

Exercice 11 corrigé disponible

1) Hydrodistillation :

Pour préparer l'huile essentielle de l'écorce d'orange, on pèle des oranges et on broie les zestes obtenus avec un robot ménager. On désire ensuite effectuer une hydrodistillation.

- Rappeler le principe d'une hydrodistillation. 1 pt
- Nommer les appareils du dispositif utilisé (schéma donné). 2 pts



- Dans quel récipient du montage recueille-t-on l'huile essentielle ? 1 pt

2) Relargage et décantation :

Le distillat obtenu par hydrodistillation est un liquide trouble. On ajoute dans le distillat du chlorure de sodium (sel) solide.

- Comment s'appelle cette opération ? Quel est son but ? 0.5 pt + 0.5 pt

Dissolution - dissoudre du sel dans le solvant

On souhaite effectuer ensuite une extraction par solvant de l'huile essentielle.

- Quel solvant doit-on choisir parmi ceux proposés dans le tableau ? Justifier votre choix (au moins deux arguments). 1.5 pts

cyclohexane soluble / non miscible

On verse le distillat dans une ampoule à décanter et on y ajoute 10 mL du solvant choisit.

- Faire un schéma de l'expérience en y faisant apparaître ce que vous observez. Identifier les phases que l'on obtient en justifiant votre réponse. 2 pts
- Dans quelle phase se trouvent les composants extraits des écorces d'orange ? 0.5 pt
- Expliquer Comment on utilise une ampoule à décanter. 1 pt

Données :

Espèce chimique	Miscibilité à 20°C	Densité par rapport à l'eau	Solubilité de l'huile essentielle
Eau	Miscible à l'alcool Non miscible au cyclohexane	1	Faible
Eau salée	Miscible à l'alcool Non miscible au cyclohexane	1,1	Très faible
Alcool	Miscible à l'eau et l'eau salée Non miscible au cyclohexane	0,82	Soluble en toutes proportions
Cyclohexane	Non miscible à l'eau, l'eau salée et l'alcool	0,78	Soluble en toutes proportions
Huile essentielle	Miscible à l'alcool et au cyclohexane Très peu miscible à l'eau et à l'eau salée	0,90	

1. L'hydrodistillation permet d'extraire une entité chimique d'un mélange. De séparer les constituants en fonction de leur température d'ébullition.

L'hydrodistillation consiste à porter à ébullition, un mélange de zeste d'orange et d'eau.

Sous l'action de la chaleur, les cellules d'orange éclatent et libèrent des composés organiques odorants et volatiles qui sont entraînés vers le tube réfrigérant.

THEME 1 : CONSTITUTION DE LA MATIERE A L'ECHELLE MICROSCOPIQUE ET MACROSCOPIQUE

Chapitre 2 : Composition des solutions aqueuses

I. NOTION DE CONCENTRATION

A. Solution aqueuse

Définition : Une **solution** est un **mélange**. Le **solvant** est le composant majoritaire du mélange. Le **soluté** est l'espèce qui est dispersée dans le solvant. On a ainsi :

$$\overset{\text{eau}}{\text{solvant}} + \overset{\text{sel}}{\text{soluté(s)}} = \overset{\text{eau salé}}{\text{solution}}$$

Remarque : on parle de solution aqueuse lorsque le solvant est l'eau.

Exemple : L'eau de mer est une solution aqueuse. En effet, le solvant est l'eau et le sel (chlorure de sodium NaCl) est le soluté.

B. Concentration en soluté

Définition : La concentration en masse (concentration massique en $g \cdot L^{-1}$) d'un soluté est la masse m (en g) de soluté dissout dans un volume V (en L) de la solution :

$$C_m = \frac{m(\text{soluté})}{V(\text{solution})}$$

Exemple : si on dissout 1 g de sel dans 0,5 L de soupe, la concentration massique en sel de la soupe est :

$$C_m(\text{sel}) = \frac{m(\text{sel})}{V(\text{soupe})} = \frac{1}{0,5} = 2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Remarque : il ne faut surtout pas confondre la concentration massique C_m et la masse volumique ρ bien que ces deux grandeurs s'expriment dans la même unité. En effet, elles ne représentent pas la même chose. Ainsi, la masse volumique ρ représente la masse d'une espèce chimique divisée par **son** volume **à elle** alors que la concentration massique représente la masse de **soluté** divisé par le volume de **solution**.

Exemple : La concentration en sucre d'un sirop est de $C_m = 20 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Alors que la masse volumique de ce sirop est de $\rho(\text{sirop}) = 1180 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

C. Concentration maximum

On ne peut dissoudre qu'une quantité limitée de soluté dans un volume de solvant. Lorsque l'on ne peut plus dissoudre de soluté, on dit que la solution est saturée en soluté.

Définition : La solubilité est la concentration à partir de laquelle un soluté ne peut plus se dissoudre davantage. La solubilité est donc la concentration maximale d'un soluté dans un solvant donné.

Remarque : La solubilité dépend du soluté, du solvant et de la température. Une solution peut être saturée avec un soluté mais pas forcément avec un autre.

Application : La solubilité du chlorure de sodium (sel) est de $s = 358 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Quelle masse de sel peut-on espérer récolter dans un marais salant à partir de $1,2 \text{ m}^3$ d'une solution saturée ?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ m}^3 \longrightarrow 1000 \text{ L} . \\ 1,2 \text{ m}^3 \longrightarrow 1200 \text{ L} . \end{array}$$

358 g par litre donc $358 \times 1200 = 429\,600 \text{ g} .$

$$\begin{array}{l} \text{g} \cancel{\cdot \text{L}^{-1}} \times \cancel{\text{L}} \\ \text{g} \cancel{\cdot \text{L}^{-1}} \times \cancel{\text{L}} \end{array} \quad \boxed{429,6 \text{ kg}}$$

II. PREPARATION DE SOLUTIONS

A. Dissolution

Définition : la dissolution est la dispersion d'un soluté dans un solvant.

On dissout souvent des solides dans des liquides mais il est également possible de dissoudre des gaz.

Exemple : Dissolution du sucre dans du thé ou dissolution de dioxyde de carbone pour fabriquer de l'eau gazeuse avec une machine.

Il faut savoir qu'on peut **agiter** pour accélérer la dissolution d'un soluté dans de l'eau. C'est ce qu'on fait avec une cuillère après avoir ajouté du sucre dans du thé par exemple. On peut aussi **chauffer** pour accélérer la dissolution d'un soluté dans une solution. Par ailleurs chauffer permet aussi **d'augmenter** la **solubilité** d'un **soluté**.

Exemple : Pour faire du chocolat chaud, on chauffe d'abord le lait car le chocolat en poudre se dissout mal dans le lait froid, il reste en surface.

B. Dilution

Définition : une dilution est le fait d'ajouter le solvant dans une solution sans ajout de soluté et ce, dans le but de diminuer la concentration en soluté dans la solution.

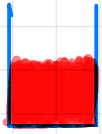
La **solution mère** est la solution de départ et la **solution fille** est la solution obtenue après la dilution. La solution fille est donc **moins concentrée** en soluté que la solution mère.

Exemple : on prend verse du sirop de grenadine dans un verre. La solution est trop concentrée en sucre (presque imbuvable). Alors on ajoute de l'eau (le solvant) dans le verre pour diminuer la concentration en sucre par exemple). En fait, on fait une dilution.

C. Conservation de la masse

Quelle que soit la technique (dissolution ou dilution), la masse de soluté prélevée se retrouve toujours dans la solution préparée (finale).

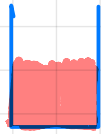
Dilution



$\frac{60g}{100ml}$



$\frac{30g}{100ml}$



$\frac{15g}{100ml}$

- Dans le cas d'une dissolution, la masse de soluté pesée est égale à celle qui se retrouve en solution :

$$m(\text{soluté pesé}) = m(\text{soluté en solution}) = C_m \times V(\text{solution})$$

- Dans le cas d'une dilution :

$$m(\text{soluté dans la sol}^\circ \text{ mère}) = m(\text{soluté dans la sol}^\circ \text{ fille})$$

$$C_m(\text{mère}) \times V(\text{mère}) = C_m(\text{fille}) \times V(\text{fille})$$

Ce qui signifie que :

$$\frac{C_m(\text{mère})}{C_m(\text{fille})} = \frac{V(\text{fille})}{V(\text{mère})} = F = \text{facteur de dilution}$$

Application : On veut diluer par 5 ($F = 5$) une solution mère que nous avons en quantité abondante. On veut par ailleurs obtenir une solution fille de 100 mL. Quel volume de solution mère doit-on prélever ?

Solution : On sait que :

$$\frac{V(\text{fille})}{V(\text{mère})} = F \text{ en faisant un produit en croix, on obtient :}$$

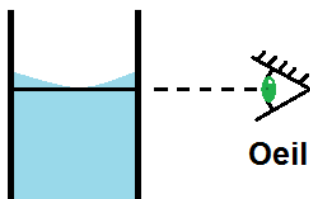
$$V(\text{mère}) = \frac{V(\text{fille}) \times 1}{F} \text{ on remplace les facteurs inconnus :}$$

$$V(\text{mère}) = \frac{100 \times 1}{5} = 20 \text{ mL}$$

Il faut donc prélever 20 mL de solution mère.

Voici le protocole expérimental de cette dilution (à connaître par cœur) :

- 1- On prélève à l'aide d'une pipette jaugée un volume $V = 20 \text{ mL}$ de solution mère.
- 2- On verse ce prélèvement dans une fiole jaugée de 100 mL.
- 3- On complète la fiole jaugée au $\frac{2}{3}$ avec de l'eau distillée, puis on agite



pour homogénéiser la solution.

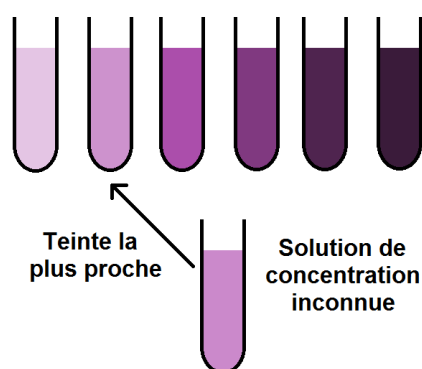
- 4- On complète la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge en faisant coïncider le bas du ménisque avec le trait de jauge.

III. DETERMINATION DE CONCENTRATIONS

A. Echelle de teintes

Lorsqu'une espèce chimique colorée est diluée, sa couleur devient plus claire. En préparant une série de solutions de concentrations connues d'une même espèce colorée (appelée échelle de teinte), on peut ensuite comparer avec la couleur d'une solution de concentration inconnue et obtenir un encadrement de sa valeur.

Exemple :



Imaginons que les concentrations en espèce colorée des solutions contenues dans les 6 premiers tubes à essai sont :

$$C_1 = 0,01 \text{ g.L}^{-1}$$

$$C_2 = 0,04 \text{ g.L}^{-1}$$

$$C_3 = 0,08 \text{ g.L}^{-1}$$

$$C_4 = 0,12 \text{ g.L}^{-1}$$

$$C_5 = 0,16 \text{ g.L}^{-1}$$

$$C_6 = 0,20 \text{ g.L}^{-1}$$

Dès lors la solution inconnue a pour concentration en espèce colorée :

$$0,01 \text{ g.L}^{-1} \leq C \leq 0,04 \text{ g.L}^{-1}$$

Remarque : Cette méthode a ses limites car on ne trouve qu'un encadrement dont l'amplitude est plus ou moins petite.

B. Courbe d'étalonnage

Souvent, on peut mesurer une grandeur physique G en lien de proportionnalité avec la concentration massique C_m . Dès lors, on peut préparer une série de solutions de concentrations massiques C_m connues d'une même espèce chimique. On mesure alors la grandeur G pour chacune des solutions préparées. Ainsi, on obtient un tableau donnant les valeurs de G en fonction des valeurs de C_m . A l'aide du tableau, on trace le graphique qui représente G (en ordonnée) en fonction de C_m en abscisse.

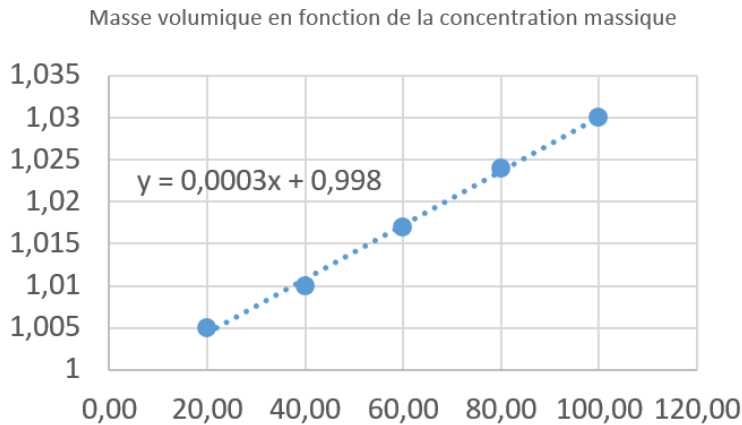
Enfin, on mesure la grandeur G pour la solution de concentration inconnue. Puis grâce au graphique, on lit la valeur de la concentration massique correspondante.

Exemple : Versons de l'eau dans un bécher. Ajoutons-y une certaine quantité de sucre. Connaissant la masse de sucre, on peut déterminer la concentration massique C_m de sucre dans la solution. On peut également

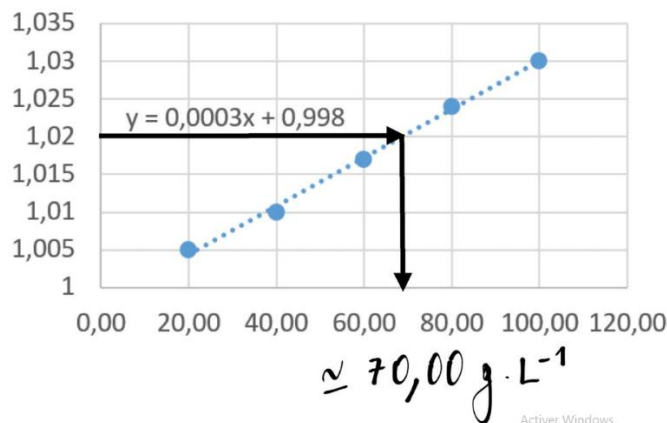
$C_m(g \cdot L^{-1})$	$\rho(g \cdot mL^{-1})$
20,00	1,005
40,00	1,010
60,00	1,017
80,00	1,024
100,00	1,030

mesurer la masse volumique ρ de cette solution (correspondant à la concentration massique C_m). On peut répéter cette même opération pour plusieurs solutions de concentrations massique C_m différentes. On obtient alors le tableau ci-contre.

Ce tableau permet d'obtenir le graphique suivant :



On se demande alors quelle est la concentration massique en sucre d'une solution inconnue S. On mesure alors la masse volumique de cette solution S et on trouve $\rho(\text{solution inconnue}) = 1,02 g \cdot mL^{-1}$. Alors par lecture graphique, on trouve :



Exercices du chapitre 2 : Composition des solutions aqueuses – Seconde

Exercice n°1

Dans chacun des cas suivants, préciser le solvant et le soluté s'il s'agit d'une solution.

- 1- Pour obtenir 1 L de jus d'orange à partir de jus concentré, on verse 350 mL de concentré que l'on complète avec de l'eau.
- 2- Le passage lent d'eau bouillante sur du café moulu permet d'obtenir du café liquide.
- 3- Pour traiter le bois, on peut utiliser de l'huile de lin diluée dans de l'essence de térébenthine à parts égales.
- 4- Des galets de chlore permettent de traiter de l'eau des piscines.
- 5- Un excès persistant de glucose dans le sang est un symptôme du diabète.

Exercice n°2

Dans chacun des cas suivants, préciser s'il s'agit d'une dilution ou bien d'une dissolution.

- 1- Ajouter du sucre dans du thé. *dissolution*
- 2- Ajouter de l'eau dans du café. *dilution*
- 3- La machine injecte du gaz dans l'eau. *dissolution*
- 4- Ajouter un peu de sirop dans de l'eau. *dissolution*
- 5- Ajouter de l'eau plate dans l'eau gazeuse. *dilution*
- 6- Ajouter du lait dans un lait au chocolat. *dilution*

Exercice n°3

La ferritine est une protéine essentielle dans le stockage du fer. Chez un homme, sa concentration doit être comprise entre 30 et 300 $\mu\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. Le corps d'un homme moyen contient environ 6,0 L de sang.

- 1- Quelle est la masse maximum de ferritine que contient un corps moyen.
- 2- Quel volume de sang faudrait-il pour obtenir une masse de 0,4 mg de ferritine ?

Exercice n°4

Un comprimé de vitamine C contient 1 000 *mg* d'acide ascorbique. Il se prend dans un verre d'eau de 20 *cL*.

- 1- Une orange contient 115 *mg* d'acide ascorbique. Combien faut-il d'oranges pour obtenir la même masse d'acide ascorbique que le comprimé.
- 2- Il faut environ trois oranges pour obtenir 200 *mL* de jus. Quelle est la concentration en acide ascorbique du jus d'orange ?
- 3- Quel volume de la solution obtenue avec le comprimé dans le verre contient la même masse d'acide ascorbique du jus d'orange ?
- 4- Quel volume d'eau faut-il ajouter au verre contenant le comprimé pour obtenir la même concentration en acide ascorbique que le jus d'orange ?

Exercice n°5

L'eau de mer contient de nombreux éléments chimiques en quantités infimes. Par exemple, la concentration en or est de l'ordre de $5,0 \times 10^{-12} \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 1- Quelle est la masse d'or contenue dans un 1 m^3 d'eau de mer ?
- 2- Quel volume d'eau de mer faudrait-il pour fabriquer une bague de 3,5 *g* en or jaune ?

Exercice n°6

Pour soigner les problèmes respiratoires, un pharmacien conseille de mélanger 10 *mL* d'huile essentielle d'eucalyptus, 5,0 *mL* d'huile essentielle de thym et de compléter le tout avec 100 *mL* d'huile végétale.

- 1- Identifier le solvant dans cette situation.
- 2- Indiquer un protocole pour réaliser ce mélange avec précision.
- 3- Quelle est la concentration en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ en huile de thym ?

Donnée : $\rho(\text{huile thym}) = 0,90 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

Exercice n°7

On prépare une solution aqueuse de sulfate de fer en dissolvant 0,50 *g* de sulfate de fer avec de l'eau dans une fiole de 100,0 *mL*. La balance utilisée est précise à $\pm 0,01 \text{ g}$. Le volume de la fiole est garanti à $\pm 0,2 \text{ mL}$. L'incertitude sur la concentration massique est donnée par la relation suivante :

$$U(C_m) = C_m \times \sqrt{\left(\frac{U(m)}{m}\right)^2 + \left(\frac{U(V)}{V}\right)^2}$$

- 1- Quelle est la concentration massique C_m de la solution fabriquée ?
- 2- Calculer l'incertitude de sur la concentration attendue.
- 3- Si on choisit maintenant de faire la même solution avec une fiole de $200,0 \pm 0,2 \text{ mL}$ et $1,00 \text{ g}$ de solide, que devient l'incertitude sur la concentration attendue, commenter le résultat.

Exercice n°8

La formule d'une solution hydro-alcoolique développée par une entreprise est connue de l'Organisation Mondiale de la Santé. Le mélange de liquides est le suivant (pour 10 L finaux) : $8,333 \text{ L}$ d'éthanol à 96%, 417 mL de solution de peroxyde d'hydrogène à 3%, 174 g de glycérol à 98% et le reste est complété avec de l'eau distillée.

- 1- Identifier le solvant dans la composition du gel hydro-alcoolique.
- 2- Quelle masse d'éthanol à 96% est utilisée pour 10 L de solution ?
- 3- Déterminer la masse volumique en g.L^{-1} du gel.

Données :

- $\rho(\text{éthanol}) = 0,79 \text{ g.cm}^{-3}$
- $\rho(\text{peroxyde}) = \rho(\text{eau})$
- $\rho(\text{glycérol}) = 1,3 \text{ g.mL}^{-1}$

Exercice n°9

Le pH indique le niveau de concentration des ions H_3O^+ . Il varie de 0 à 14 en solution aqueuse. On peut calculer la valeur de cette concentration en g.L^{-1} notée C_m en appliquant la formule suivante : $C_m = 19 \times 10^{-pH}$.

Certains produits permettent de connaître le pH grâce à leur couleur. Il suffit d'en mettre quelques gouttes dans la solution aqueuse à tester. Un nuancier permet de relier la couleur de la solution obtenue à la valeur du pH.

- 1- Donner un encadrement de la valeur du pH de la solution testée ci-contre.
- 2- En déduire un encadrement de la valeur de la concentration en ions H_3O^+ . Cette mesure de concentration est-elle précise ?
- 3- Que fait la concentration en ions H_3O^+ lorsque le pH augmente ? Justifier.



Exercice n°10

On appelle stalagmite une concrétion formée à partir des gouttes d'eau tombant sur le sol.



Le terme nous vient du grec *stalagmos* qui signifie écoulement. Comment se forment les stalagmites ? Lorsque l'eau de pluie traverse lentement le sol, elle se charge en CO_2 . Elle devient alors acide et désagrège le calcaire $CaCO_3$. Lorsqu'elle arrive jusqu'à la voûte d'une grotte, un fin filet d'eau peut s'y écouler, toujours très lentement et de manière constante. Les gouttes dégazent alors au contact de l'air. L'eau perd son acidité. Une partie du calcaire va pouvoir se reconstituer, cristalliser ou sédimenter sous la forme d'un anneau de calcite.

- 1- Pourquoi le calcaire se forme-t-il lors du dégazage ?
- 2- Une stalagmite grandit de seulement 4 cm par siècle. Si son diamètre fait environ 10 cm, combien faut-il de goutte d'eau pour la faire grandir en un siècle ?
- 3- Combien cela représente-t-il de gouttes en 1 minute ? Est-ce cohérent avec l'énoncé qui parle d'un écoulement lent de l'eau ?

Données :

- Solubilité du calcaire à 20°C : $s = 20 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$
- La solubilité du calcaire est supérieure en milieu acide.
- $V(\text{goutte d'eau}) = 0,05 \text{ mL}$
- $\rho(\text{calcaire}) = 2,77 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$