

Concentrations et dilutions

Exercices

Exercice 1 : chlorure de cuivre (II)

Dans une solution de chlorure de cuivre (II) $CuCl_2$ à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ quelle est la concentration en ions Cu^{2+} ? Et en ion Cl^- ?

Exercice 2 : Facteur de dilution

A partir d'une solution de diiode de concentration $C_0 = 2 \text{ mol.L}^{-1}$, on désire réaliser 100 mL d'une solution de concentration $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

1- Combien de fois dilue-t-on la solution initiale ?

2- Quelle quantité de matière en diiode a-t-on dissout dans les 100 mL de la solution diluée ?

Exercice 3 : sulfate de cuivre penta hydraté

Quelle masse de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ faut-il utiliser pour préparer 100 mL de solution de sulfate de cuivre II de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$?

Masse atomique molaire en $g.mol^{-1}$: **Cu = 63,5** ; **S = 32** ; **O = 16** ; **H = 1**

Exercice 4 : chlorure de sodium

Le sérum physiologique est une solution de chlorure de sodium. Une préparation pour une perfusion contient $0,9\%$ en masse de $NaCl$.

Masse atomique molaire en $g.mol^{-1}$: $Na = 23$; $Cl = 35,5$

1- déterminer la concentration massique de cette solution en prenant pour la masse volumique de la solution : $\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$.

2- En déduire sa concentration molaire.

Exercice 5 : Chlorure de baryum

On dissout 31,2 g de chlorure de baryum dans 100 ml d'eau. La densité de la solution est 1,24 .

Masse atomique molaire en $g.mol^{-1}$: $Ba = 137$; $Cl = 35,5$

- 1- Quelle est la concentration massique de cette solution ?
- 2- Quelle est la concentration des espèces ioniques dans la solution ?

Exercice 6 : sulfate de cuivre II

On veut préparer une solution de sulfate de cuivre à une concentration $C = 0,1 mol.L^{-1}$. Le sulfate de cuivre a pour formule brute ($CuSO_4, 5H_2O$) . Sachant que la solubilité du sulfate de cuivre est de l'ordre de $350 g.L^{-1}$ à $20^{\circ}C$, peut-on préparer la solution de concentration C ? Justifier par un calcul.

Données : masse molaire en $g.mol^{-1}$:

$M(Cu) = 63,5$; $M(O) = 16,0$; $M(S) = 32,0$; $M(H) = 1,0$

Exercice 7 : Préparation d'une solution de glucose

On dissout un échantillon de glucose ($C_6H_{12}O_6$) de masse égale à 1,80 g dans une quantité d'eau suffisante pour préparer 50 mL de solution.

- 1- Préparation de la solution mère.
 - 1.1- Calculer la masse molaire du glucose.
 - 1.2- Calculer la concentration molaire C de la solution.
- 2- Quelles sont les opérations à réaliser pour préparer 100 mL d'une solution de concentration $C = \frac{C'}{10}$ à partir de la solution mère précédemment préparée ? Nommez la verrerie utilisée.

Exercice 8 : Préparation d'une solution de sulfate cuivrique

Un technicien de laboratoire veut préparer 500 mL d'une solution de sulfate de cuivre (II) de concentration $C = 0,10 mol/L$.

Le laboratoire dispose de sulfate de cuivre (II) hydraté (solide de formule $CuSO_4, 5H_2O$).

Décrire le protocole que doit suivre le technicien et faire les calculs nécessaires.

Données : masse molaire en $g.mol^{-1}$:

$$M(Cu) = 63,5 \quad ; \quad M(O) = 16,0 \quad ; \quad M(S) = 32,0 \quad ; \quad M(H) = 1,0$$

Exercice 9 : Solution d'acide nitrique commerciale

A partir d'une solution commerciale d'acide nitrique de densité $d=1,33$ et de pourcentage en acide nitrique : 52,5 % , on veut préparer, par dilution , $V_2=1$ litre d'acide nitrique de concentration $C_2= 0,1 \text{ mol/L}$.

- 1- Calculer la concentration de la solution « mère ».
- 2- Décrire la façon de préparer la solution diluée.

Données : masse molaire en $g.mol^{-1}$:

$$M(O) = 16 \quad ; \quad M(N) = 14 \quad ; \quad M(H) = 1$$

La masse volumique de l'eau est $\rho_{eau}=1000 \text{ g/L}$ dans les conditions de l'expérience.

Exercice 10 : Quelques solutions

- 1- Un litre d'une solution aqueuse de chlorure de sodium contient $0,02 \text{ mol}$ de soluté. Calculer la quantité de soluté contenu dans 50 mL de cette solution.
- 2- Un litre d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre(II) $CuSO_4$ contient $0,10 \text{ mol}$ de $CuSO_4$ (le soluté). Calculer la quantité de matière et la masse de soluté présent dans 100mL de cette solution.
- 3- Calculer le volume de cette solution qui contient 1 g de soluté.
- 4- Indiquer les formules des composés ioniques correspondantes aux noms ci-dessous :
 - Nitrate de calcium
 - Sulfate d'ammonium
 - Carbonate de sodium
 - Chlorure de magnésium

Exercice 11 : Etude d'une solution d'éosine

L'éosine est utilisée pour une propriété colorante, asséchante et antiseptique. Sa formule est $C_{20}H_6O_5Br_4Na_2$.



- 1- Calculer la masse molaire moléculaire de l'éosine.
- 2-On prépare une solution mère en introduisant une masse $m=50,0g$ d'éosine dans une fiole jaugée de 250mL contenant de l'eau distillée. Calculer la quantité de matière en éosine que représente cette masse.
- 3-Après avoir dissout l'éosine dans l'eau de la fiole, on ajuste le niveau du liquide au trait de jauge. Calculer la concentration C_0 de la préparation.
- 4- Avec une pipette jaugée, on prélève 20,0mL de la solution mère pour l'introduire dans une fiole jaugée de 200mL. Après ajustage au trait de jauge, avec de l'eau distillée, on obtient la solution S_1 . Calculer la concentration en éosine C_1 de la solution S_1 .
- 5- Calculer la concentration massique en $(g.L^{-1})$ en éosine de la solution S_1 .

Exercices concentration molaire

Exercice 1

Enoncé

- 1) Calculer les masses molaires moléculaires des corps purs suivants , préciser leur nom et leur état :
(NO₂) ; (CuSO₄, 8 H₂O) .
- 2) Calculer la quantité de matière contenue dans 10g de chaque composé.
- 3) On dissout 10g du 2ème composé dans de l'eau distillée afin d'obtenir 500mL de solution.
 - a. Quelle verrerie doit-on utiliser ?
 - b. Quelle est la concentration massique de la solution obtenue ?
 - c. Quelle est la concentration molaire de la solution obtenue ?

Données : masses molaires en g/mol M(Cu) = 63,5 M(N)=14.0 M(O)=16 M(H)=1 M(S)=32

Corrigé

- 1) NO₂ : dioxyde d'azote : gaz M(NO₂) = 46g.mol⁻¹
(CuSO₄,8H₂O) sulfate de cuivre hydraté: solide M(CuSO₄,8H₂O)=259,5 g mol⁻¹
- 2) Application directe de la formule n=m/M
n(NO₂) = m(NO₂) / M(NO₂) = 10/46 = 2,2.10⁻¹ mol.
n(CuSO₄,8H₂O) = m(CuSO₄,8H₂O) / M(CuSO₄,8H₂O) = 10/259,5 = 3,8.10⁻² mol.
- 3) a- pour effectuer une dissolution on utilise une fiole jaugée
b- On a dissout 10g dans 0,500 L soit 20g/L ou Cm= m/V = 10/0,500 = 20g/L
c- C = n/V = 3,8.10⁻² / 0,500 = 7,7.10⁻² mol/L

Exercice 2

Enoncé

Le cyclohexane est un liquide de formule brute C₆H₁₂ et de masse volumique 0,779kg/L. On désire mesurer 0,0200mol de 2 manières différentes.

- 1) a) Quelle masse de cyclohexane doit-on peser ?
b) Sachant que la balance pèse à 0,01g près . Quelle est la précision de la mesure ?
- 2) a) Quel volume de liquide faut-il prélever ?
b) La verrerie utilisée permet de mesurer ce volume à 0,1mL près. Quelle est la précision de la mesure.
- 3) Quelle est la méthode la plus précise ?

Corrigé

- 1) a) prélèvement d'une masse
la masse molaire du composé est : M = 84,0 g.mol⁻¹
on veut mesurer 0,200 mol soit une masse m = n . m = 0,0200 . 84,0 = 1,68 g
b) la précision de la balance permet de mesurer le composé à 0,01g prêt soit un écart de 0,01 / 84,0 = 1,19.10⁻⁴ mol
- 2) a) par prélèvement de volume
m = ρ . V par définition de la masse volumique ; V = m / ρ = n.M / ρ = 2,15 mL
b) la précision est alors de 0,10 ml soit n=V . ρ/M = 0,10 . 0,779/84,0 = 9,27.10⁻⁴mol
- 3) la méthode la plus précise est la pesée.

Exercice 3

Enoncé

- 1- On souhaite préparer un volume V=100,0 mL de solution S d'acide citrique(C₆H₈O₇, H₂O) de concentration C = 2,0 x 10⁻¹ mol.L⁻¹
Quelle est la masse molaire de l'acide citrique
Quelle est la masse d'acide qu'il faut prélever
- 2- On verse dans une fiole jaugée de 100 ml complétée avec de l'eau distillée un volume V de la solution précédente, la solution obtenue a pour concentration 5,1 . 10⁻³ mol.L⁻¹.
Quel volume a t-on transvasé ?
Calculer la concentration massique de la solution obtenue
- 3- L'acide citrique est contenu dans la limonade avec une concentration de 1,9.10⁻² mol.L⁻¹. A quelle masse d'acide citrique cela correspond-il pour une bouteille de 1,5L ?

Corrigé

- 1) La masse molaire de l'acide est : M acide = 210g.mol⁻¹
pour préparer la solution demandée, il faut prélever la quantité de matière :
n = c.V = 0,1000 x 2,0.10⁻¹ = 2,0.10⁻²mol ce qui correspond à la masse : m = n . 210 = 4,2 g
- 2) Calculons le volume prélevé à la solution mère pour obtenir 100 ml à 5,1.10⁻³ mol.L⁻¹

dans la solution obtenue, on a : $n = 0.100 \cdot 5,1 \cdot 10^{-3} = 5,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

ceci a été obtenu en prélevant un volume V de la solution initiale soit $n = c V$ d'où $V = n/c = 0,025 \text{ L} = 25 \text{ mL}$.

la concentration massique de la solution est : $C_m = c \cdot M = 5,1 \cdot 10^{-3} \cdot 210 = 1,1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

3) calcul de la masse d'acide contenue dans une bouteille de limonade

$$m = nM = (c \cdot V)M = 1,9 \cdot 10^{-2} \cdot 1,5 \cdot 210 = 6,0 \text{ g}$$

Exercice 4

Énoncé

Les liquides utilisés pour déboucher les canalisations, essentiellement constitués de solutions concentrées d'hydroxyde de sodium ou soude, sont très corrosifs.

Pour éviter les accidents domestiques dus à la confusion de ces liquides avec des boissons, on y ajoute de l'ammoniac d'odeur très désagréable.

Le fabricant indique

densité du liquide $d=1,20$

pourcentage massique de soude $P=20,0\%$.

Masse molaire de la soude : $40,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Produit corrosif et irritant pour les yeux

Concentration en ammoniac : $8,50 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$

1) Quelle est la masse de soude contenue dans 1L de solution.

2) En déduire la concentration molaire c de soude dans cette solution .

3) Quelle est la formule de l'ammoniac ?

4) Quel volume ammoniac gazeux a-t-on dissous dans 1 L de solution (on se placera dans les conditions où le volume molaire est de $24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$).

5) Quelles précautions doit-on prendre lors de l'utilisation de cette solution ?

Corrigé

1) la densité étant de 1,20 1 litre de solution pèse 1,20kg ($\rho = d \cdot \rho_{\text{eau}}$)

20% de cette masse est de la soude soit $0,200 \cdot 1,20 = 0,240 = 240 \text{ g}$

2) la concentration de la solution est : $c = n/V$ avec $n = m/M$ soit $c = 6,00 \text{ mol/L}$.

3) la formule de l'ammoniac est : NH_3 .

4) dans un litre de solution, on a dissout 8,5mmol soit $8,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de gaz ce qui correspond à un volume $V = n \cdot V_m = 8,5 \cdot 10^{-3} \cdot 24,0 = 0,204 \text{ L} = 204 \text{ mL}$.

5) le liquide est un produit corrosif et irritant pour les yeux il faudra donc travailler avec des gants et des lunettes et sous la hotte.

Exercice 5

Énoncé

On prélève un volume $v_0 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre II de concentration $c_0 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ce volume est introduit dans une fiole jaugée de 500mL, on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, puis on homogénéise

1) Comment prélève-t-on le volume v_0 de la solution mère.

2) Quelle est la concentration de la solution fille ?

3) On définit le facteur de dilution F comme étant le rapport entre la concentration de la solution mère par la concentration de la solution fille

Calculer le facteur de dilution F effectué.

Corrigé

1) Pour prélever le volume v_0 de solution mère on utilise une pipette jaugée et plus rarement une pipette jaugée (car le prélèvement est moins précis)

2) Concentration de la solution fille

On sait que la concentration de la solution fille c_1 et celle de la solution mère c_0 sont reliées par la relation de dilution

$c_0 \cdot v_0 = c_1 \cdot v_1$ où v_0 et v_1 désignent respectivement le volume de solution mère prélevé et le volume final de la solution fille

$$c_1 = c_0 \cdot v_0 / v_1 \quad \text{A N} \quad c_1 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3) Calcul du facteur de dilution F

On rappelle que $F = c_0/c_1 = v_1/v_0$

$$\text{A N} : F = 5,010^{-2} / 2,0 \cdot 10^{-3} = 25$$