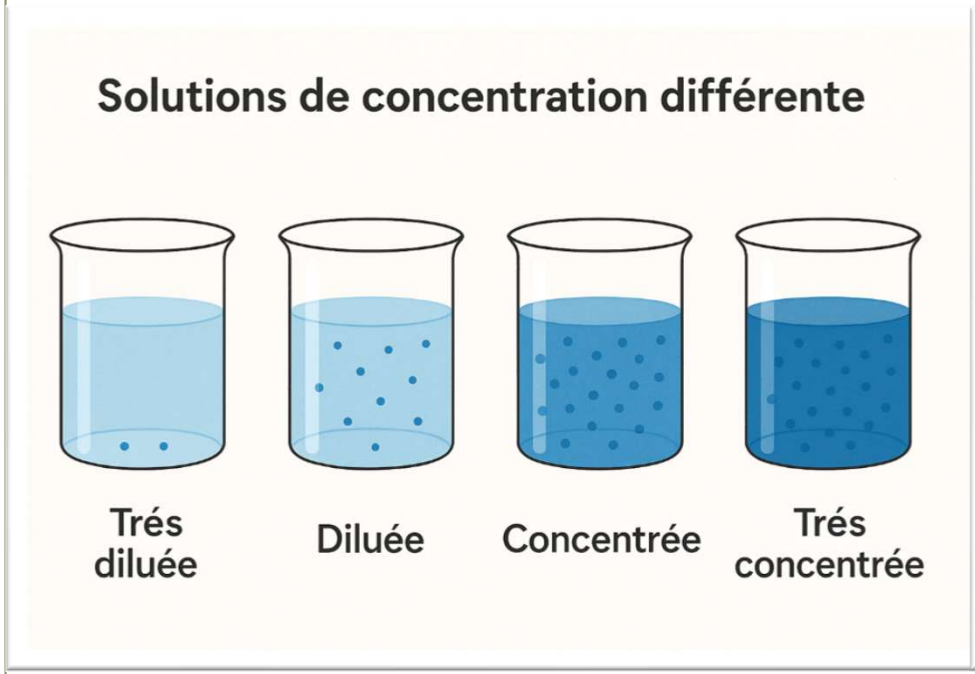
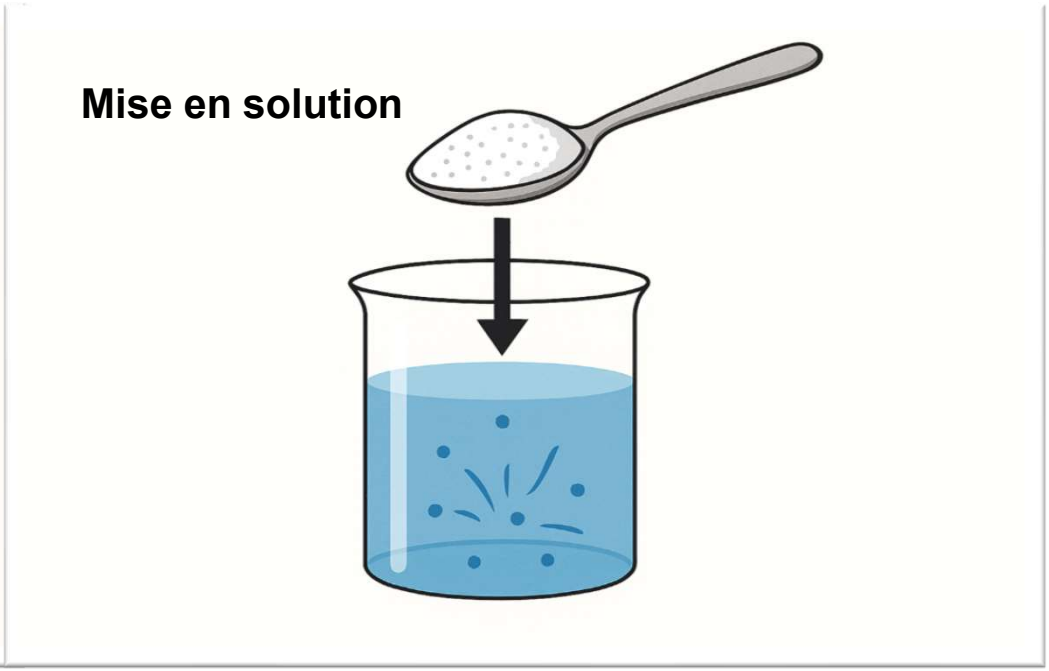
Concentration et la dilution





Objectifs du chapitre

1. Calculer la concentration d'une solution à partir de son protocole de préparation

   Exemple: on dissout 0,12 g de $KMnO_4$ dans de l'eau désionisée pour atteindre un volume total de 250 mL.

   Concentration en mol/L ?

2. Calculer les quantités de matière nécessaires pour préparer une solution de caractéristiques données

   Exemple: on a une solution mère 0,1 M en $KMnO_4$.

   Volume à prélever pour préparer 200 mL de solution fille 0,03 M ?

Définitions

Solution

- Mélange homogène d'au moins deux substances pures dont au moins une est liquide

Solvant

- Partie liquide de la solution. Quand le solvant est de l'eau on parle de solution aqueuse

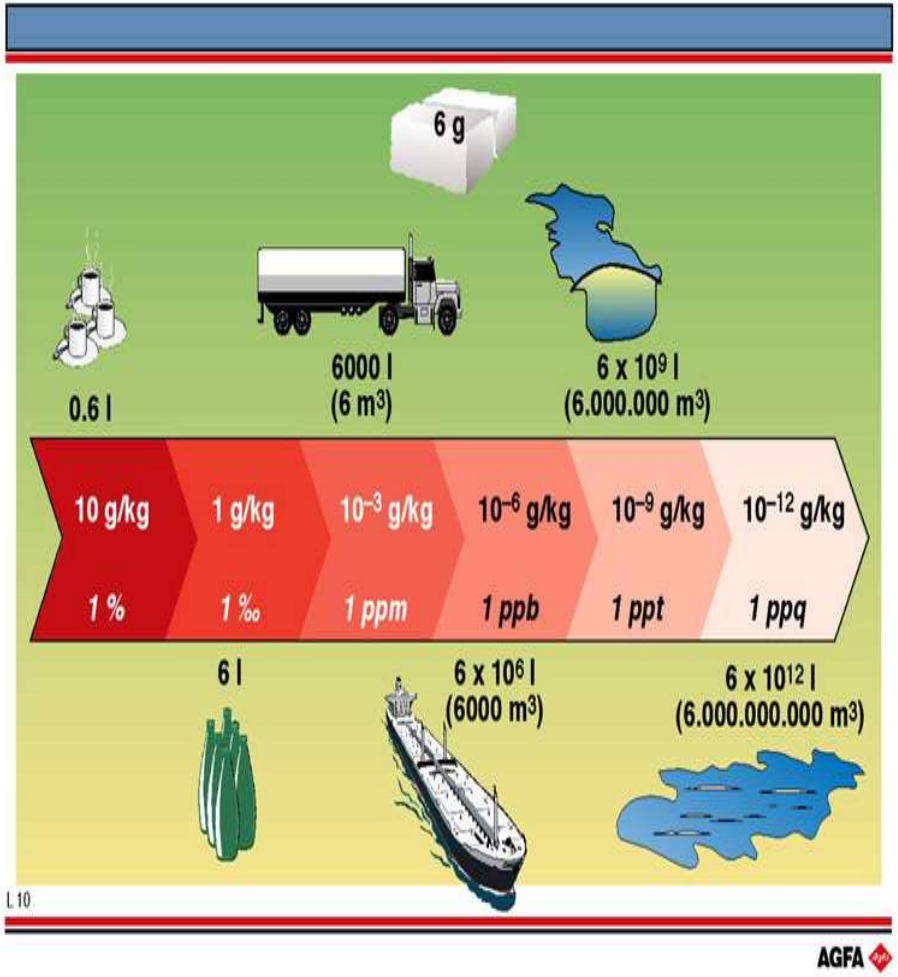
Définitions

Soluté

- Substance(s) dissoute(s) dans le solvant

Solution = SOLVANT + soluté

Des concentrations toujours plus faibles



A l'état dissous dans l'eau	Concentration	Exemple
600 ml (trois tasses)	10 g/ kg = 1 %	Solution d'acide acétique (8 %)
6 l (6 bouteilles de lait)	1 g/kg = 1 °/°°	Teneur maximale du sang en alcool (0,5 °/°°)
6000 l (camion citerne)	1 mg/kg = 1 ppm	Teneur de l'eau potable en nitrates (± 25 ppm)
6 millions de litres (6.10^3 m³) (pétrolier)	1 µg/kg = 1 ppb	Teneur normale de l'eau potable en mercure (1 ppb par jour et par kg)
6 milliards de litres (6.10^6 m³) (réservoir d'eau potable)	1 ng/kg = 1 ppt	PAK (hydrocarbures polyaromatiques dans l'eau potable)
6 billions de litres (6.10^9 m³) (grand lac artificiel)	1 pg/kg = 1 ppq	Dioxine dans la graisse de lait

L’équation générale

$$\text{Concentration} = \frac{\text{« Quantité » de soluté}}{\text{« Quantité » de solution (Soluté+SOLVANT)}}$$

Concentration molaire

Dans la pratique, la concentration molaire est encore appelée Molarité et une solution qui contient 1 mol de soluté par litre de solution est dite 1 molaire, ce qui s'écrit 1M ou M.

Concentration molaire

$C = n/V$ avec $n = m/M$

n qui est le nombre de mol de soluté

V qui est le Volume de solution

(l)

m qui est la masse de soluté (g)

M qui est la Masse molaire du soluté

(en $g.mol^{-1}$)

Exercice 3 des notes

Calculer la molarité des solutions suivantes :

a. 7,88 g de HNO_3 par litre de solution
b. 26,5 g de Na_2CO_3 dissous dans de l'eau désionisée jusqu'à un volume total de 500 mL

Réponses:

a. 0,125 mol/L
b. 0,5 mol/L

Solution

Calculer la molarité des solutions suivantes :

a. 7,88 g de HNO_3 par litre de solution

b. 26,5 g de Na_2CO_3 dissous dans de l'eau désionisée jusqu'à un volume total de 500 mL

a. $M(HNO_3) = 63$ g/mol

$n = m/M = 7,88/63 = 0,125$ mol

$C = n/V = 0,125/1 = 0,125$ mol/L ou 0,125 M

b. $M(Na_2CO_3) = 2*23+12+3*16 = 106$ g/mol

$n = m/M = 26,5/106 = 0,25$ mol

$C = n/V = 0,25/0,500 = 0,5$ mol/L ou 0,5 M

Exercice 5 des notes

Laquelle des solutions de NaOH suivantes contient le plus de soluté ?

a. 1000 mL à 2 M
b. 800 mL à 3 M
c. 500 mL à 4 M
d. 200 mL à 5 M

Réponse: solution b

Solution

Laquelle des solutions de NaOH suivantes contient le plus de soluté ?

a. 1000 mL à 2 M => n = C*V = 2*1 = 2 mol
b. 800 mL à 3 M => n = 3*0,8 = 2,4 mol
c. 500 mL à 4 M => n = 2 mol
d. 200 mL à 5 M = > n = 1 mol

Donc c'est la solution b qui contient le plus de NaOH

Exercice 10 des notes

Combien de grammes de composé sont nécessaires pour préparer 1 L de solution de $CaCl_2.6H_2O$ 1 M ?

Réponse: 219 g

Exercice 10 des notes

Combien de grammes de composé sont nécessaires pour préparer 1 L de solution de $CaCl_2.6H_2O$ 1 M ?

$n = C*V = 1*1 = 1$ mol

$M(CaCl_2.6H_2O) = 40 + 2*35,5 + 6*2*1 + 6*16 = 219$ g/mol

$m = n*M = 1*219 = 219$ g

La concentration: pourcentage massique (% m/m)



$$\%\ m/m\ :\ \frac{\text{masse de soluté (g)}}{\text{masse de solution (g)}} \times 100\ (\%)$$

Qu'on peut aussi définir comme : $\frac{\text{masse de soluté (g)}}{\text{100 g de solution}}$ (%)

Remarque: pour les solutions aqueuses diluées, on considère souvent dans les calculs que la masse volumique de la solution est égale à la masse volumique de l'eau.

La concentration: pourcentage volumique (% v/v)



$$\%\ v/v : \frac{\text{volume de soluté (mL)}}{\text{volume de solution (mL)}} \times 100\ (\%)$$

Qu'on peut aussi définir comme : $\frac{\text{volume de soluté (mL)}}{\text{100 mL de solution}}$ (%)

La concentration: pourcentage masse/volume (% m/v)



$$\%\ m/v: \quad \frac{\text{masse soluté (g)}}{\text{100 mL de solution}} \quad (g/100\ mL)$$

Exercice 2a des notes

Quelle masse de bicarbonate (hydrogénocarbonate) de sodium faut-il dissoudre dans 250 ml de solution pour que la concentration de cette dernière soit 10 % massique (m/m) ?

Réponse: 25 g

Solution

Quelle masse de bicarbonate (hydrogénocarbonate) de sodium faut-il dissoudre dans 250 ml de solution pour que la concentration de cette dernière soit 10 % massique (m/m) ?

- 10 % -> il y a 10 g de bicarbonate dans 100 g de solution
- On peut considérer que la masse volumique de la solution est égale à celle de l'eau, soit 1 kg/L ou 1 g/mL
- Donc 100 g de solution occupe un volume de 100 mL
- Et 250 g de solution occupe un volume de 250 mL
- Il faut dès lors (10/100)*250 = 25 g de bicarbonate

Exercice 4 des notes

Calculer la molarité d'une solution de Na_2CO_3 à 10% m/m.

Réponse: 0,943 mol/L

Solution

Calculer la molarité d'une solution de Na_2CO_3 à 10% m/m.

- 10 % m/m -> il y a 10 g de Na_2CO_3 dans 100 g de solution
- On peut considérer que la masse volumique de la solution est égale à celle de l'eau, soit 1 kg/L ou 1 g/mL
- Donc 1 kg de solution occupe un **volume V de 1 L**
- Dans 1 kg de solution (1000 g), il y a 100 g de Na_2CO_3
- $M(Na_2CO_3)$ = 106 g/mol
- n = m/M = 100/106 = **0,943 mol**
- **C = n/V = 0,943/1 = 0,943 mol/L ou 0,943 M**

Exercice 15 des notes

Soit une solution d'éthanol (C_2H_5OH) à 95 % v/v. La masse volumique de l'éthanol pur est de 0,8 g/cm^3. Que vaut la concentration en g/L et en mol/L ?

Réponses: 760 g/L et 16,5 mol/L

Solution

Soit une solution d'éthanol (C_2H_5OH) à 95 % v/v. La masse volumique de l'éthanol pur est de 0,8 g/cm^3. Que vaut la concentration en g/L et en mol/L ?

95 % v/v -> il y a 95 mL d'éthanol dans 100 mL de solution

Donc il y a 950 mL d'éthanol dans 1 L de solution

Or, 1 cm³ ou 1 mL d'éthanol pèse 0,8 g

D'où 950 mL d'éthanol pèse 950*0,8 = 760 g

Concentration massique: 760 g/L

$M(C_2H_5OH)$ = 46 g/mol

Concentration molaire: 760/46 = 16,5 mol/L

Exercice 10 des notes

Quelle est la pesée en $BaCl_2$ (en g) nécessaire pour préparer 50 mL de solution à 12 % m/v ?

Solution

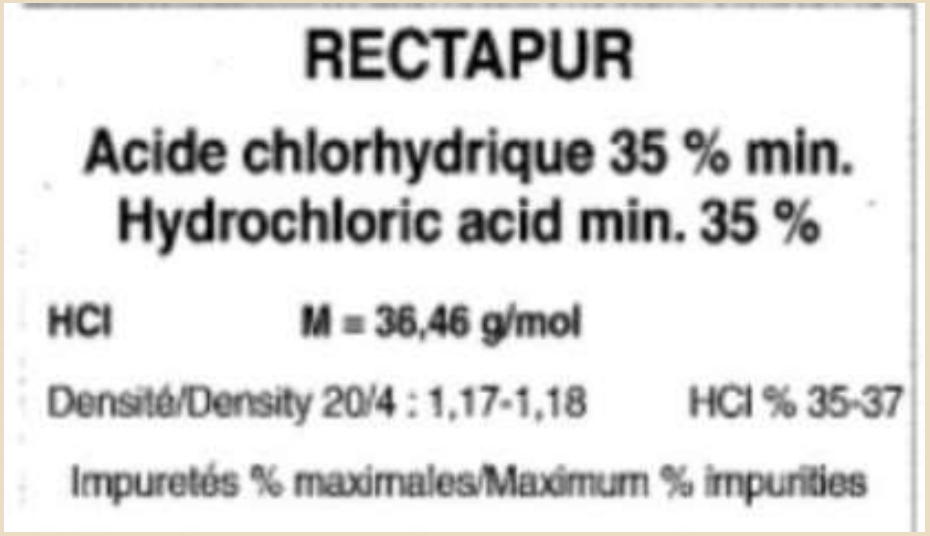
Quelle est la pesée en $BaCl_2$ (en g) nécessaire pour préparer 50 mL de solution à 12 % m/v ?

12 % m/v -> 12 g de $BaCl_2$ dans 100 mL de solution

Dans 50 mL de solution, il y a deux fois moins de $BaCl_2$ soit 6 g

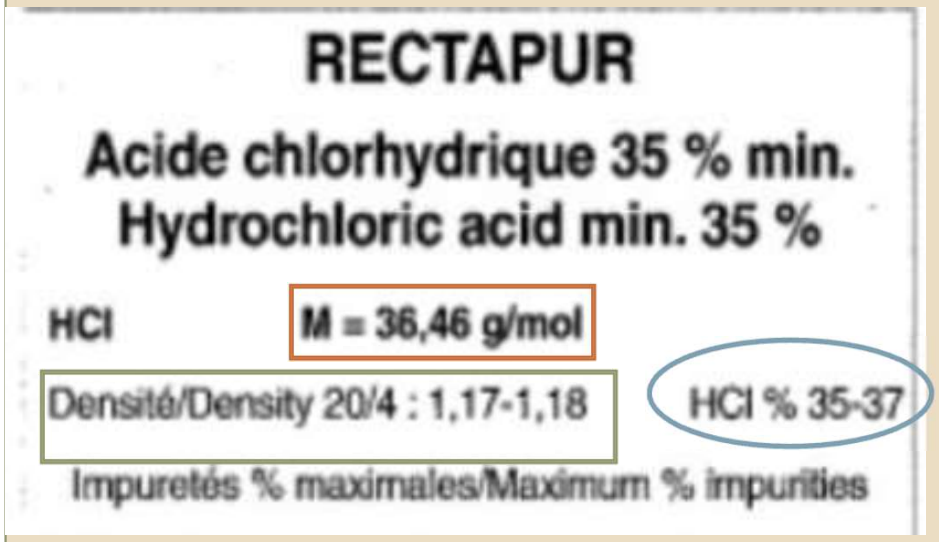
Exercice

Dans le stock du laboratoire se trouve une solution commerciale d'acide chlorhydrique. Voici les indications de l'étiquette:



Quelle est sa concentration molaire ?

Exercice


RECTAPUR

Acide chlorhydrique 35 % min.
Hydrochloric acid min. 35 %

HCl M = 36,46 g/mol

Densité/Density 20/4 : 1,17-1,18

HCl % 35-37

Impuretés % maximales/Maximum % impurities

Densité $d = \frac{\rho_{solution}}{\rho_{eau}}$ avec ρ_{eau} = 1 kg/L

D'où $\rho_{solution}$ = 1,175 kg/L

35-37 % c'est le pourcentage massique (% m/m) qu'on appelle aussi pureté. Prenons le milieu de l'intervalle soit 36 % m/m

On cherche le nbre de mol de HCl dans 1 L de solution

1 L de solution pèse 1,175 kg ou 1175 g
Or dans 100 g de solution, il y a 36 g de HCl
Donc dans **1175 g de solution**, il y a (36/100)*1175 = **423 g de HCl**
M(HCl) = 36,46 g/mol => n = 423/36,46 = **11,6 mol de HCl**
C = n/V = 11,6/1 = 11,6 mol/L ou 11,6 M

La concentration: parties par million, billion, trillion

1 ppm = 1 mg/L (milligramme par litre de solution)
1 ppb = 1 µg/L (microgramme par litre de solution)
1 ppt = 1 ng/L (nanogramme par litre de solution)

Pour une solution aqueuse diluée !!!

Exercices des notes à faire en autonomie

PAGES 91-92: 1-2-6-11-12-13-14

PAGE 93: 1-2B-3-5

PAGE 94: 1 À 5-7-8-11-12

Manipulations en lien avec la notion de concentration



Dissolution

Mise en solution d'un soluté dans un solvant



Dilution

Diminution d'une concentration par ajout de solvant

Problèmes de « dilution »

1. On dilue une solution en y ajoutant de l'eau

<u>Ex:</u> on dilue 500 ml d'une solution 0,1 M en X, en y ajoutant 200 ml d'eau.

$n = Ci*Vi = 0,1*0,500 = 0,05$ mol

$Cf = n/Vf = 0,05/(0,500+0,200) = 0,071$ M

Problèmes de « dilution »

2. On ajoute à un volume de solution donné une autre solution du même composé mais de concentration différente.

Ex: on mélange 200 ml d'une solution 0,2 M en X et 50 ml d'une solution 0,1 M en X

$n = n1 + n2 = C1*V1 + C2*V2$

$= 0,2*0,200 + 0,1*0,050$

$= 0,045$ mol

$C = n/(V1+V2)$

$= 0,045/(0,200+0,050)$

$= 0,18$ M

Problèmes de « dilution »

3. on ajoute dans un volume de solution donnée le même composé sous forme solide (dissolution).

<u>Ex:</u> on ajoute 50 g de NaOH à 500 ml d'une solution 0,1 M en NaOH.

$n_1 = C_1 * V_1 = 0{,}1 * 0{,}500 = 0{,}05$ mol

$n_2 = m/M = 50/(23+16+1) = 1{,}25$ mol

$n = n_1 + n_2 = 0{,}05 + 1{,}25 = 1{,}30$ mol

$C = n/V = 1{,}30/0{,}500 = 2{,}6$ M

Le facteur de dilution Fdil

$$Fdil = \frac{Ci}{Cf} = \frac{Vf}{Vi}$$

- Ex: on veut préparer 100 ml d'une solution 0,5 M en HCl à partir d'une solution plus concentrée à 12 M.
- Fdil = Ci/Cf = 12/0,5 = 24
- Volume de solution 12 M à prélever:

24 = Vf/Vi = 100/Vi

Vi = 100/24 = 4,2 mL

Méthode de travail : les calculs

Attention : assurez-vous que les concentrations que vous allez comparer soient exprimées dans les mêmes unités

Ex: laquelle des bières suivantes est la plus alcoolisée?

La X à 9 %(v/v)

ou la Y à 60 000 ppm

ou la Z à 67 g/l

Il faut se rappeler que dans 1 kg il y a 1000 g et dans 1 litre il y a 1000 ml

Méthode de travail : les calculs

Ex: laquelle des bières suivantes est la plus alcoolisée?
La X à 9 %(v/v)
ou la Y à 60 000 ppm
ou la Z à 67 g/l

Y: 60 000 ppm = 60 000 mg/L ou 60 g/L
Z: 67 g/L
X : 9 % v/v -> 9 mL d'alcool dans 100 mL soit 90 mL d'alcool dans 1 L
$\rho_{alcool} = \rho_{éthanol} = 0,8$ g/mL
Donc 90 mL d'alcool pèse 90*0,8 = 72 g => 72 g/L
La bière X est la plus alcoolisée

Au laboratoire

But:.	• préparation des solutions telles que demandées
Théorie et variables:	• Vos calculs de concentration et de dilution
Au laboratoire :	Calculez votre volume à prélever si vous partez d'une solution de concentration connue. Calculez la masse d'étalon solide à réaliser
Résultats	• Concentrations des solutions connues précisément

Exercices des notes à faire en autonomie

PAGES 92-93: 4-7-8-9 ET 15 À 20

PAGE 93 SUITE: 6 (A) ET 1 À 6 (B)

PAGE 94: 1-2-6-9-13-14-16-17-18