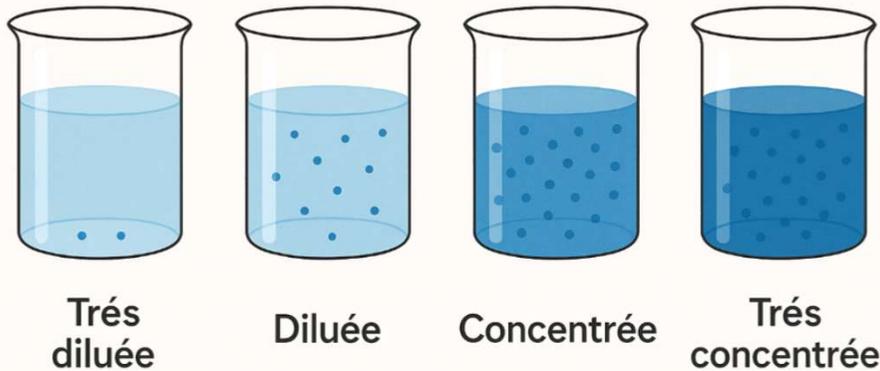
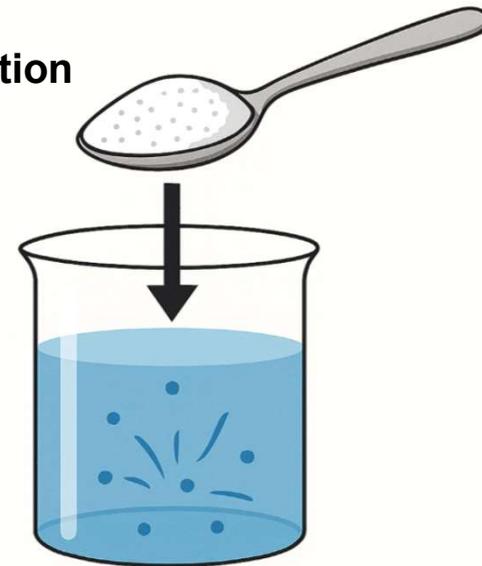


# Concentration et la dilution

## Solutions de concentration différente



## Mise en solution



# Définitions



## Solution

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

## Solvant

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

# Définitions



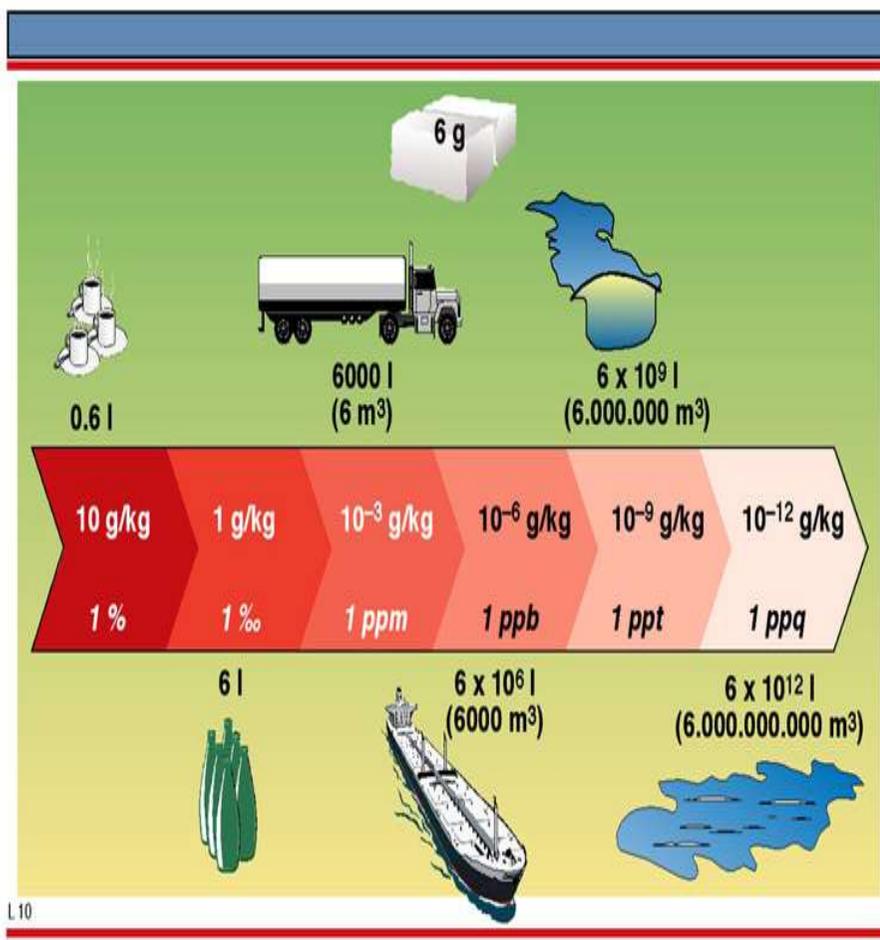
## Soluté

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

## Concentration

- Rapport entre la quantité de soluté dissout et la quantité totale de solution

# Des concentrations toujours plus faibles



L 10

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 <sup>3</sup> m <sup>3</sup> ) (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 <sup>6</sup> m <sup>3</sup> ) (réservoir d'eau potable)	1 ng/kg = 1 ppt	PAK (hydrocarbures polyaromatiques dans l'eau potable)
6 billions de litres (6.10 <sup>9</sup> m <sup>3</sup> ) (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 volumique



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 volumique



$$C = n/V \text{ avec } n = m/M$$

n qui est le  
nombre de mol  
de soluté

V qui est le  
Volume de  
solution  
(l ou m<sup>3</sup>)

m qui est la  
masse de soluté  
(g ou Kg)

M qui est la  
Masse molaire du  
soluté  
(en g.mol<sup>-1</sup>)

# La concentration: pourcentage massique



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

# La concentration: pourcentage volumique



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

# La concentration: pourcentage masse/volume



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

# La concentration: parties par million, billion, trillion



1 ppm = 1 mg/L (milligramme par litre de solution)  
1 ppb = 1  $\mu$ g/L (microgramme par litre de solution)  
1 ppt = 1 ng/L (nanogramme par litre de solution)

**Pour une solution aqueuse diluée !!!**

# Manipulation 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

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

$$n = C_i \cdot V_i = 0,1 \cdot 0,500 = 0,05 \text{ mol}$$

$$C_f = n / V_f = 0,05 / (0,500 + 0,200) = 0,071 \text{ M}$$

# 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

$$\begin{aligned}n &= n_1 + n_2 = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 \\ &= 0,2 \cdot 0,200 + 0,1 \cdot 0,050 \\ &= 0,045 \text{ mol} \\ C &= n / (V_1 + V_2) \\ &= 0,045 / (0,200 + 0,050) \\ &= 0,18 \text{ M}\end{aligned}$$

# Problèmes de « dilution »



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

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

$$n_1 = C_1 * V_1 = 0,1 * 0,500 = 0,05 \text{ mol}$$
$$n_2 = m/M = 50 / (23 + 16 + 1) = 1,25 \text{ mol}$$

$$n = n_1 + n_2 = 0,05 + 1,25 = 1,30 \text{ mol}$$
$$C = n/V = 1,30 / 0,500 = 2,6 \text{ M}$$



## Le facteur de dilution $F_{dil}$

$$F_{dil} = C_i/C_f = V_f/V_i$$

Ex: on veut préparer 100 ml d'une solution 0,5 M en HCl à partir d'une solution plus concentrée à 12 M.

$$F_{dil} = C_i/C_f = 12/0,5 \\ = 24 \text{ fois}$$

Volume de solution 12 M à prélever:

$$V_i = V_f/f_{dil} = 100/24 \\ = 4,2 \text{ ml}$$

# 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

# 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