

# Théorie 8

## Propriétés des solutions

### Notion de Solution

Manuel p.50-51

Une Solution est un mélange homogène dans lequel on ne peut pas distinguer les substances qui le composent, même avec l'aide d'un instrument d'observation. Elle est composée d'un ou plusieurs solutés dissous dans un Solvant.

Le soluté est la substance présente en plus petite quantité dans une solution.  
Le Solvant est la substance présente en plus grande quantité dans une solution.

Une solution aqueuse est une solution dans laquelle le solvant est l'eau.

### Solubilité

Manuel p.52

La solubilité est la quantité maximale de soluté qu'on peut dissoudre dans un certain volume de solvant. Elle varie selon différents facteurs dont :

- Nature du soluté
- Nature du solvant
- Température
- Pression (pour les solutés gazeux)

### Concentration

Manuel p.52-54

La concentration d'une solution correspond à la quantité de soluté dissous par rapport à la quantité de solution.

$$\text{Concentration} = \frac{\text{qté de soluté}}{\text{qté de solution}}$$

Les quantités de soluté et de solution peuvent être représentées par une masse ou un volume selon l'unité de mesure choisie.

**ATTENTION !** La quantité de soluté est divisée par la quantité totale de solution et non seulement la quantité de solvant.

**Mesure de la concentration**

› g/L concentration massique

La concentration peut être la mesure de la masse de soluté en g selon le volume de solution en L. Il s'agit de l'unité de mesure de la concentration la plus courante.

Formule :

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

où :

C = concentration massique (g/L) du soluté  
 m = masse du soluté (g)  
 V = volume de la solution (L)

**ATTENTION !**

Ne pas confondre concentration et masse volumique.

$\rho = \frac{m}{V}$	vs	$C = \frac{m}{V}$
m et V de la <b>même substance</b>	vs	m du <b>soluté</b> et V de la <b>solution</b>

**Exemple 1 :**

Calcule la concentration de sucre en g/L dans le *CocaCola* si une portion de 355 mL contient 39 g de sucre.

Données	Formule	Calculs	Réponse
V = 355 mL = 0,355 L  m = 39g	$C = \frac{m}{V}$	$= \frac{39g}{0,355L}$	$= 109,9 g/L$ de sucre

C = ?

› **Pourcentage (%)**

La concentration peut être exprimée en pourcentage, donc en partie de soluté pour 100 parties de solution. Puisqu'il s'agit d'une proportion, les quantités de soluté et solvant peuvent être des masses (m) ou des volumes (V).

<del>X</del> % m/m	<del>Y</del> % V/V	<del>Z</del> % m/V
<u>X</u> g de soluté	<u>Y</u> ml de soluté	<u>Z</u> g de soluté
<u>100 g de solution</u>	<u>100 ml de solution</u>	<u>100 ml de solution</u>

$$C = \left( \frac{V_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \right) \cdot 100$$

$$C \% = \frac{g \text{ de soluté}}{g \text{ de solution}} \cdot 100$$

# Produit croisé.

## Exemple 2 :

Calcule la quantité d'alcool présente dans 30 mL de Bacardi Gold à 40 % V/V.

Données	Formule	Calculs	Réponse
$V_{\text{solution}} = 30 \text{ mL}$ $C = 40\% \text{ V/V}$ $M =$ $V_{\text{soluté}} = ?$	<del><math>C =</math></del> $X\% \text{ V/V} = \frac{X \text{ mL soluté}}{100 \text{ mL solution}}$		
	$\frac{40}{100} = \frac{X \text{ mL}}{30 \text{ mL}}$	$V_{\text{soluté}} = \frac{30 \text{ mL} \cdot 40}{100} = 12 \text{ mL}$	

## Parties par million (ppm)

La concentration peut être exprimée en parties par millions, c'est-à-dire le nombre de parties de soluté pour 1 million ( $10^6$ ) de ~~parties~~ <sup>parties</sup> de solution.

Encore une fois, puisqu'il s'agit d'une proportion, les quantités de soluté et solvant peuvent être des masses (m) ou des volumes (V). Toutefois, les deux mesures doivent être dans la **même** unité de mesure.

$$C_{\text{ppm}} = \frac{q_{\text{le soluté}} \cdot 10^6}{q_{\text{le solution}}}$$

$$1 \text{ ppm} = \frac{\text{g de soluté}}{10^6 \text{ g de solution}} = \frac{\text{ml de soluté}}{10^6 \text{ ml de solution}}$$

*Ces particularités :*  $1 \text{ kg} = 10^6 \text{ mg} \rightarrow 1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg/kg}$   
 $\text{eau} = 1 \text{ g/mL} \rightarrow 1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg/L}$

## Exemple 3 :

La norme canadienne pour la concentration de mercure dans le poisson est de 0,5 ppm. Sachant qu'un saumon de 25 kg contient 0,13 mg de mercure, indique s'il peut être consommé.

$$= 25 \times 10^6 \text{ mg}$$

Données	Formule	Calculs	Réponse
$C_{\text{référence}} = 0,5 \text{ ppm}$ $m_{\text{soluté}} = 0,13 \text{ mg}$ $m_{\text{solution}} = 25 \text{ kg}$ $= 25 \times 10^6 \text{ mg}$	$C_{\text{ppm}} = \frac{q_{\text{le soluté}}}{q_{\text{le solut}}} \times 10^6 =$	$\frac{0,13 \text{ mg}}{25 \times 10^6 \text{ mg}} \times 10^6 =$ $= 0,0052 \text{ ppm}$	

## RAPPEL : Masse molaire moléculaire

$$n = \frac{m}{M}$$

où  $n$  : nombre de moles de substance (en mol)  
 $m$  : masse de la substance (en g)  
 $M$  : Masse molaire moléculaire de la substance (en g/mol) ; selon le tableau périodique

### Concentration molaire (mol/L)

En chimie, il est plus utile de calculer la quantité des réactifs en moles. La concentration est donc le plus souvent exprimée en concentration molaire

La concentration molaire égale au nombre de moles de soluté dissous dans 1 litre de solvant. Son unité de mesure est mol/L aussi notée M (molaire).

Formule :

$$C = \frac{n}{V}$$

où :  $C$  = Concentration molaire (mol/L)

$n$  = nombre de moles (mol) de soluté

$V$  = Volume de solution (L)

### Exemple 4 :

On dissout 25,0 g de  $\text{NaHCO}_3$  dans 350 mL de solution.

Calcule la concentration molaire de la solution obtenue.

Données	Formule	Calculs	Réponse
$m = 25\text{g}$	$C = \frac{n}{V}$	$n = \frac{25\text{g}}{84\text{g/mol}} = 0,298\text{ mol}$	
$V = 350\text{ mL}$ $= 0,350\text{ L}$	$n = \frac{m}{M}$	$C = \frac{0,298\text{ mol}}{0,350\text{ L}} = 0,85\text{ mol/L}$	
$n = ?$		$= 0,85\text{ M}$	
$C = ?$			
$M = 23 + 1 + 12 + 3 \cdot 16$ $36\text{ t}$			

### Exemple 5 :

Calcule la masse de  $\text{Ca(OH)}_2$  dissous dans 30 mL de solution si la concentration molaire est de 0,40 M.

Données	Formule	Calculs	Réponse
$m = ?$ $M = 40 + (16+1)2$ $= 74 \text{ g/mol}$ $V = 30 \text{ mL} = 0,030 \text{ L}$ $C = 0,40 \text{ M}$ $= 0,40 \text{ mol/L}$	$C = \frac{n}{V} \rightarrow n = C \cdot V$ $n = \frac{m}{M} \rightarrow m = nM$	$n = 0,4 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,030 \text{ L} = 0,012 \text{ mol}$ $m = 0,012 \text{ mol} \cdot 74 \text{ g/mol} = 0,888 \text{ g}$	$0,888 \text{ g}$

### Modification de la concentration d'une solution

Il est possible de modifier la concentration d'une solution de différentes façons en modifiant la proportion de soluté ou de solvant qu'elle contient. Le tableau 5.1 résume ces actions.

Tableau 5.1 : Modification de la concentration de soluté dans une solution

Action	Conséquence sur la concentration
Ajout de soluté = <b>Dissolution</b>	augmentation de la concentration
Ajout de solvant = <b>Dilution</b>	diminution de la concentration
Diminution du solvant = <b>Évaporation</b>	augmentation de la concentration

### Calcul d'un changement de concentration

Formule :

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

unités même pr  $C_1$  et  $C_2$   
et pr  $V_2$  et  $V_1$

$$V_{\text{ajouté}} = V_2 - V_1$$

où :  $C_1$  = concentration initiale

$V_1$  = volume initial

$C_2$  = concentration finale

$V_2$  = volume final

**Exemple 6 :**

On ajoute 200 mL d'eau à 400 mL d'une solution de HCl concentrée à 0,6 M. Calcul.  
 Calcule la concentration de la nouvelle solution obtenue par cette dilution.

Données	Formule	Calculs	Réponse
$V_1 = 400 \text{ mL}$	$\frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{C_2 V_2}{V_2}$	$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{0,6 \text{ M} \cdot 400 \text{ mL}}{600 \text{ mL}} = 0,4 \text{ M}$	
$C_1 = 0,6 \text{ M}$			
$V_{\text{ajouté}} = 200 \text{ mL}$			
$V_2 = 200 \text{ mL} + 400 \text{ mL}$ $= 600 \text{ mL}$			
$C_2 = ?$			

**Exemple 7 :**

Pour préparer un Cola maison, il suffit d'ajouter 50 mL de sirop concentré de cola à 1 L d'eau pétillante. Calcule la concentration de sucre en g/L dans le soda obtenu si le sirop concentré en contient 88 % m/V.

Données	Formule	Calculs	Réponse
$V_1 = 50 \text{ mL}$ $= 0,05 \text{ L}$	$\frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{C_2 V_2}{V_2}$	$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{88 \% \text{ m/V} \cdot 0,05 \text{ L}}{1,05 \text{ L}} = 4,19 \% \text{ m/V}$	
$V_{\text{ajouté}} = 1 \text{ L}$			
$V_2 = 1,05 \text{ L}$			
$C_1 = 88 \% \text{ m/V}$			
$C_2 = ?$		$\frac{4,19 \text{ g}}{100 \text{ mL}} = \frac{x \text{ g}}{1 \text{ L}}$ $\frac{4,19 \text{ g} \cdot 1000 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = 41,9 \text{ g}$	

## La préparation de solutions en laboratoire

### Par dissolution

Une solution peut être préparée à partir d'une substance pure solide que l'on dissout dans un solvant choisi.

- 1° Peser la masse nécessaire de la substance solide
- 2° Verser la substance solide dans un contenant gradué en verre (bêcher, cylindre, erlenmeyer) contenant une partie du solvant et bien mélanger *jusqu'à dissolution*
- 3° Rincer la coupole de pesée avec le solvant et récupérer dans le contenant gradué
- 4° Ajouter du solvant jusqu'au volume désiré et bien mélanger

### Exemple 8 :

Décris le détail des manipulations à suivre pour préparer 500 mL de  $\text{Ca}(\text{OH})_{2(aq)}$  concentrés à 0,8 mol/L.

Données	Formule	Calculs	Réponse
$M = 40 + (16 + 1) \cdot 2$ $= 74 \text{ g/mol}$	$C = \frac{n}{V}$	$\rightarrow n = CV = 0,8 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,4 \text{ mol}$	
$C = 0,8 \text{ mol/L}$	$n = \frac{m}{M}$	$\rightarrow m = nM = 0,4 \text{ mol} \cdot 74 \text{ g/mol} = 29,6 \text{ g}$	
$V = 500 \text{ mL}$ $= 0,5 \text{ L}$			
$n = ?$ $m = ?$			
Manipulation :			

1) Peser 29,6g de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

2) Dissoudre dans  $\sim 250 \text{ mL}$  d'eau

3) Ajouter de l'eau pour compléter le volume à 500 mL

## Par dilution

Une solution peut aussi être préparée à partir d'une solution concentrée que l'on dilue en ajoutant du solvant.

- 1° Mesurer le volume nécessaire de la solution concentrée
- 2° Ajouter du solvant jusqu'au volume désiré  
(ou mesurer le volume de solvant nécessaire et ajouter à la solution)

### Exemple 9 :

Décris précisément les manipulations à suivre pour préparer 200 mL de  $\text{HCl}_{(\text{aq})}$  concentrés à 0,05 mol/L à partir de 2 L de  $\text{HCl}$  concentrés à 0,25 mol/L.

Données	Formule	Calculs	Réponse
$M = \cancel{11} + 35,5$ $= 36,5 \text{ g/mol}$	$\frac{C_1 V_1}{C_1} = \frac{C_2 V_2}{C_1}$		
$V_2 = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$	$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0,05 \text{ mol/L} \cdot 200 \text{ mL}}{0,25 \text{ mol/L}} = 40 \text{ mL}$		
$C_2 = 0,05 \text{ mol/L}$			
$C_1 = 0,25 \text{ mol/L}$			
$V_1 = ?$			
Manipulation :		$(\Delta V = 200 \text{ mL} - 40 \text{ mL} = 160 \text{ mL})$	

- 1) Prelever 40 mL du  $\text{HCl}$  @ 0,25 mol/L et mettre dans un contenant gradué
- 2) Ajouter de l'eau jusqu'à 200 mL  
ou 2) ajouter 160 mL d'eau.

## Conductibilité électrique

Manuel p.55-59

La conductibilité électrique d'une solution est sa capacité de permettre le passage du courant électrique.

Pour qu'une substance permette le passage du courant électrique, elle doit contenir des électrons ou des ions libres. Il peut s'agir d'un metal sous forme solide ou d'un electrolyte sous forme liquide ou en solution aqueuse.

Deux facteurs influencent la conductibilité électrique d'une solution :

- La concentration
- La force de l'électrolyte

### **RAPPEL :**

Un électrolyte fort conduit fortement le courant, car il contient beaucoup d'ions.

Un électrolyte faible conduit faiblement le courant, car il contient peu d'ions.

Un non-électrolyte ne conduit pas le courant, car il ne contient aucun ion.

## Potentiel hydrogène (pH)

Manuel p.60-61

Le pH, ou potentiel hydrogène, est une propriété qui indique l'acidité d'une solution en mesurant l'activité des ions H<sup>+</sup>. De façon plus pratique, on définit le pH comme une indication de la concentration des ions H<sup>+</sup> présents dans une solution. Il peut être évalué à l'aide d'un indicateurs de pH ou mesuré précisément à l'aide d'un pH mètre.

L'échelle de pH est une échelle logarithmique, c'est-à-dire que chaque augmentation d'un point sur l'échelle de pH correspond à une diminution de la concentration d'ions H<sup>+</sup> par un facteur de 10. La figure 5.1 montre la relation entre la concentration d'ions H<sup>+</sup> et la valeur du pH. Les formules suivantes permettent de calculer la valeur du pH en fonction de la concentration molaire d'ions H<sup>+</sup> et l'inverse.

$$pH = -\log[H^+_{(aq)}]$$

$$[H^+_{(aq)}] = 1 \times 10^{-pH}$$

$[H^+_{(aq)}]$  = concentration d'ions H<sup>+</sup> dans l'eau

Concentration en ions H <sup>+</sup> (en mol/L)	Concentration en notation scientifique	pH
1,0	1 x 10 <sup>0</sup>	0
0,1	1 x 10 <sup>-1</sup>	1
0,01	1 x 10 <sup>-2</sup>	2
0,001	1 x 10 <sup>-3</sup>	3
0,000 1	1 x 10 <sup>-4</sup>	4
0,000 01	1 x 10 <sup>-5</sup>	5
0,000 001	1 x 10 <sup>-6</sup>	6
0,000 000 1	1 x 10 <sup>-7</sup>	7
0,000 000 01	1 x 10 <sup>-8</sup>	8
0,000 000 001	1 x 10 <sup>-9</sup>	9
0,000 000 000 1	1 x 10 <sup>-10</sup>	10
0,000 000 000 01	1 x 10 <sup>-11</sup>	11
0,000 000 000 001	1 x 10 <sup>-12</sup>	12
0,000 000 000 000 1	1 x 10 <sup>-13</sup>	13
0,000 000 000 000 01	1 x 10 <sup>-14</sup>	14

Figure 5.1 : pH et concentration d'ion H<sup>+</sup>

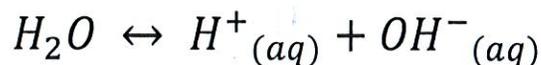
Source : Manuel

Observatoire l'environnement

(4<sup>e</sup> secondaire), page 61 © ERPI, 2008.

## pOH et pH

L'eau pure contient des molécules H<sub>2</sub>O, mais aussi des ions H<sup>+</sup> et des ions OH<sup>-</sup> en infime quantité : 0,000 000 1 (soit 1 x 10<sup>-7</sup> mol) de chacun de ces ions dans exactement 1 litre d'eau. Ces ions sont présents, car les molécules d'eau se divisent en deux selon l'équation suivante :



Selon cette séparation des molécules d'eau, la concentration d'ions H<sup>+</sup> est inversement proportionnelle à celle d'ions OH<sup>-</sup> dans toutes les solutions aqueuses

$$[H^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Le pOH est une mesure de la basicité (ou l'alcalinité) d'une solution. Il indique la concentration des ions OH<sup>-</sup> présents dans une solution.

Dans une solution aqueuse, la somme du pH et du pOH est toujours de 14.

$$pH + pOH = 14$$

## Solutions neutres

Dans une solution neutre la quantité d'ions  $H^+$  est égale à celle d'ions  $OH^-$ .

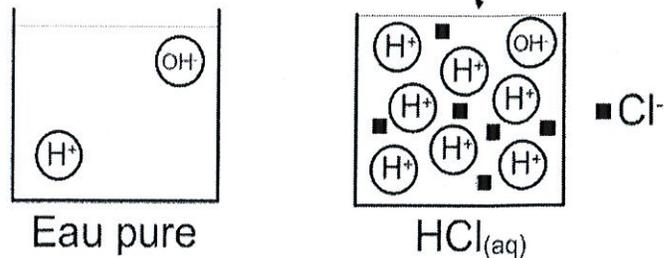
$$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Le pH et le pOH des solutions neutres est de 7.

## Solutions acides

Dans une solution acide la quantité d'ions  $H^+$  est supérieure plus grande à celle d'ions  $OH^-$ . Le pH d'une solution acide est donc  $< 7$  plus grand que 7.  $[H^+] > [OH^-]$   
 $pH < 7$

**Exemple 10 :** Dilution de HCl dans l'eau



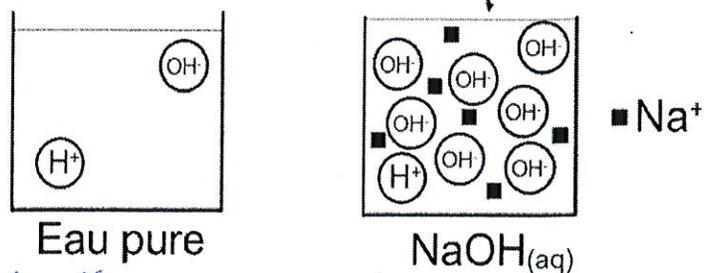
La solution est acide

Les ions  $Cl^-$  ne jouent **aucun rôle** dans l'acidité ou la basicité de la solution.

## Solutions basiques (ou alcalines)

Dans une solution basique (ou alcaline) la quantité d'ions  $H^+$  est inférieure à celle d'ions  $OH^-$ . Le pH d'une solution acide est donc plus petit que 7.  $[H^+] < [OH^-]$   
 $pH > 7$

**Exemple 11 :** Dilution de NaOH dans l'eau



La solution est basique ou alcaline

Les ions  $Na^+$  ne jouent **aucun rôle** dans l'acidité ou la basicité de la solution.

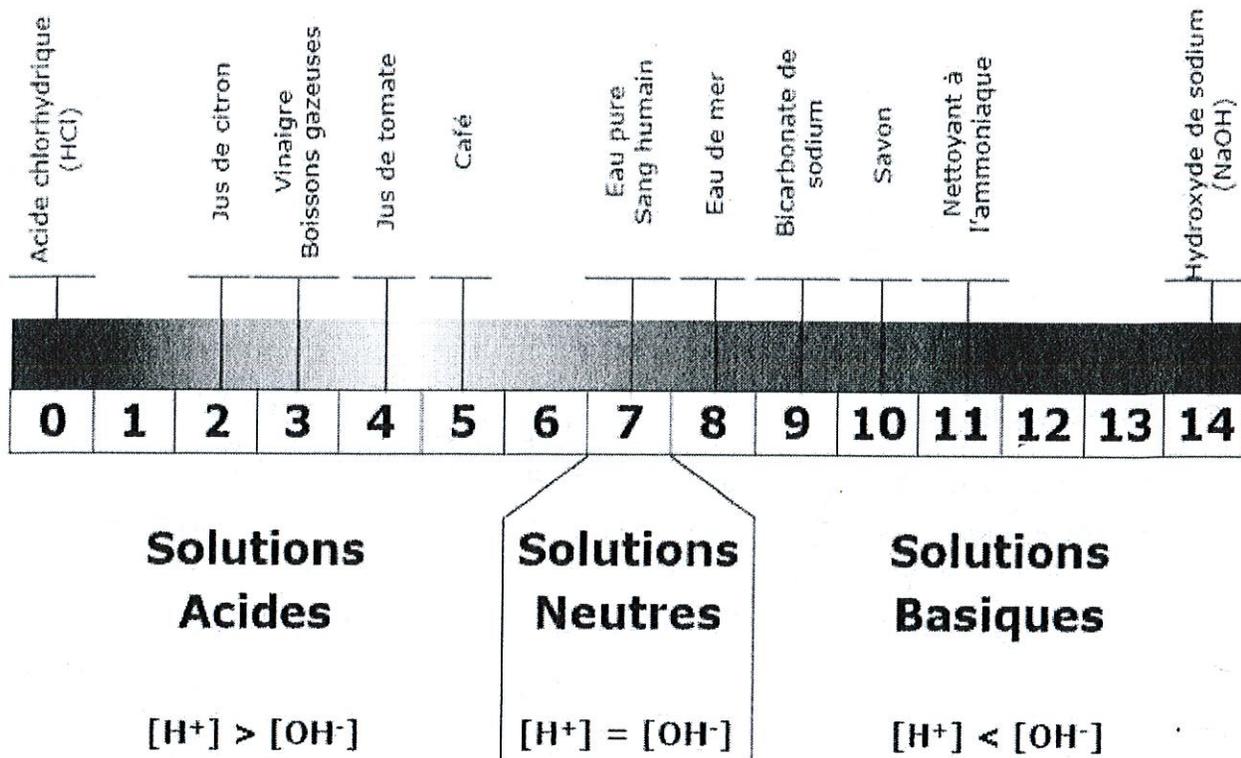


Figure 5.2 : Valeur de pH des solutions acides, neutres et basiques. Source : alloprof.qc.ca.