

SOLUTIONS AQUEUSES ; NOTION DE pH

I. Les solutions aqueuses

1. Les concentrations d'une solution aqueuse

* Une solution aqueuse est un mélange homogène obtenu en dissolvant un soluté (solide, liquide ou gazeux) dans l'eau.

* On appelle concentration molaire ou molarité d'une solution aqueuse la quantité (en moles) ou le nombre de moles de soluté dissout dans un litre de solution.

$$\text{mol/L} \rightarrow c = \frac{n}{V} \leftarrow \begin{array}{l} \text{mol} \\ \text{L} \end{array}$$

- Une solution molaire est une solution dont la concentration est de 1 mol/L.

- Une solution décimolaire est une solution dont la concentration est de 0,1 mol/L.

- Une solution centimolaire est une solution dont la concentration est de 10^{-2} mol/L.

* On appelle concentration massique ou titre massique d'une solution aqueuse la quantité (en grammes) ou la masse de soluté dissout dans un litre de solution.

$$\text{g/L} \rightarrow c_m = \frac{m}{V} \leftarrow \begin{array}{l} \text{g} \\ \text{L} \end{array}$$

* Relation entre la concentration molaire c et la concentration massique c_m .

$$\text{mol/L} \rightarrow c = \frac{c_m}{M} \leftarrow \begin{array}{l} \text{g/L} \\ \text{g/mol} \end{array} \quad \text{soit} \quad \text{g/L} \rightarrow c_m = M \cdot c \leftarrow \begin{array}{l} \text{mol/L} \\ \text{g/mol} \end{array}$$

2. Concentration d'une espèce chimique dans une solution aqueuse

La concentration c_A ou $[A]$ d'une espèce chimique A dans une solution est la quantité (en moles) de cette espèce dissoute dans un litre de solution.

$$\text{mol/L} \rightarrow [A] = c_A = \frac{n_A}{V} \leftarrow \begin{array}{l} \text{mol} \\ \text{L} \end{array} \quad \text{Soit} \quad \text{mol} \rightarrow n_A = c_A \cdot V \leftarrow \begin{array}{l} \text{L} \\ \text{mol/L} \end{array}$$

3. La dilution d'une solution aqueuse

* La dilution est l'opération qui consiste à diminuer la concentration d'une solution aqueuse.

Soit une solution aqueuse S_i (solution mère) de concentration molaire c_i et de volume V_i . On ajoute progressivement un volume V_e d'eau distillée jusqu'à obtention d'une solution S_f de concentration c_f et volume V_f tel que $V_f = V_i + V_e$.

$$n_f = n_i \Leftrightarrow c_f \cdot V_f = c_i \cdot V_i \quad \text{d'où} \quad c_f = c_i \cdot \frac{V_i}{V_f} = \frac{c_i V_i}{V_i + V_e}$$

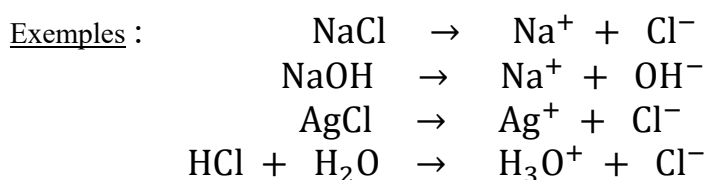
* Le paramètre $n = \frac{c_i}{c_f} = \frac{V_f}{V_i}$ est appelé facteur de dilution.

4. Quelques propriétés des solutions aqueuses

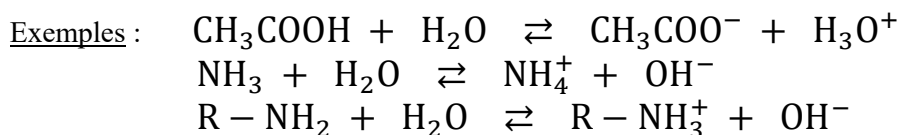
a. Equation de dissolution d'un soluté dans l'eau

La dissolution d'un soluté dans l'eau s'accompagne de son ionisation.

- Elle peut être totale :



- Elle peut aussi être partielle :



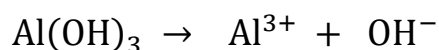
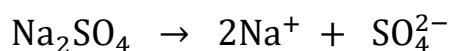
b. Electroneutralité d'une solution aqueuse

Une solution aqueuse étant électriquement neutre, le nombre de charges positives contenues dans la solution doit être égal au nombre de charges négatives. En d'autres termes, on a :

$$\sum q_i^{(-)}[\text{anion}]_i = \sum q_i^{(+)}[\text{cation}]_i$$

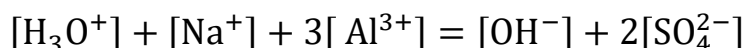
Exemple : Soit une solution aqueuse obtenue en dissolvant du sulfate de sodium Na_2SO_4 et de l'hydroxyde d'aluminium $\text{Al}(\text{OH})_3$.

- Les équations des réactions de dissolution sont :



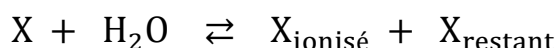
- Les espèces chimiques présentes dans la solution sont : H_3O^+ , OH^- , Na^+ , Al^{3+} , SO_4^{2-} .

- L'équation d'électroneutralité de cette solution aqueuse (REN) s'écrit sous la forme :



c. Relation de conservation de la matière

Le nombre de moles de l'espèce X introduite dans la solution aqueuse est égale à la somme du nombre de moles de X ionisé et du nombre de mole X non ionisé (restant). En d'autres termes, on a :

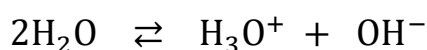
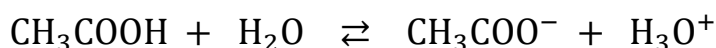


La relation de conservation de la matière (RCM) s'écrit sous la forme :

$$n_{\text{X}_{\text{introduit}}} = n_{\text{X}_{\text{ionisé}}} + n_{\text{X}_{\text{restant}}}$$

Exemple : Soit une solution d'acide éthanóïque de concentration c_a et de volume V_a .

- Equation de dissolution :



- Les espèces chimiques présentes dans la solution sont :

- Ions: H_3O^+ , OH^- , CH_3COO^- ;
- Molécules : H_2O ; CH_3COOH .

- L'équation d'électroneutralité de cette solution aqueuse (REN) s'écrit :

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-]$$

- La relation de conservation de la matière (RCM) s'écrit sous la forme :

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{introduit}}} = n_{\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{ionisé}}} + n_{\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{restant}}}$$

$$c_a V_a = n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} + n_{\text{CH}_3\text{COOH}} \Leftrightarrow c_a V_a = [\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot V_a + [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot V_a$$

$$\text{d'où } c_a = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

5. Classification des espèces chimiques en solutions aqueuses

Les différentes espèces chimiques présentes dans une même solution aqueuse ont des concentrations parfois très différentes, ce qui nous amène à les classer en espèces minoritaires, ultraminoritaires et majoritaires.

Par définition :

- une espèce A est minoritaire devant une espèce B si $\frac{[A]}{[B]} < 10^{-2} \Leftrightarrow [B] > 100[A]$.
- une espèce A est ultraminoritaire devant une espèce B si $\frac{[A]}{[B]} < 10^{-4} \Leftrightarrow [B] > 10^4[A]$.
- dans les deux cas précédents, l'espèce B est dite majoritaire.

II. Le pH d'une solution aqueuse

1. Définition

Les ions H_3O^+ se trouvent dans toute solution aqueuse.

Le pH (potentiel d'hydrogène) d'une solution aqueuse est défini à partir de la concentration en ions H_3O^+ par la relation :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Cette relation est équivalente à $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/L}$ et valable pour $10^{-6} \text{ mol/l} \leq [\text{H}_3\text{O}^+] \leq 10^{-1} \text{ mol/l}$.

D'après la relation précédente on en déduit que le pH d'une solution aqueuse est d'autant plus faible que sa concentration en ion $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est élevée.

2. Mesure du pH d'une solution aqueuse

On mesure le pH d'une solution aqueuse à l'aide d'un pH-mètre (mesure précise).

On trouve un intervalle dans lequel se situe le pH d'une solution en utilisant un papier pH ou un indicateur coloré.

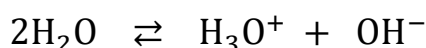
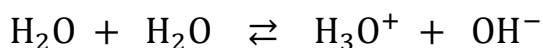
III. L'autoprotolyse et le produit ionique de l'eau

1. Le pH de l'eau pure

A 25°C le pH de l'eau pure est égale à 7. L'eau pure contient donc des ions H_3O^+ tel que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

2. L'autoprotolyse de l'eau

La présence dans l'eau des ions H_3O^+ résulte de l'ionisation partielle de l'eau selon l'équation :



Cette réaction est limitée et connue sous le nom d'autoprotolyse de l'eau.

Dans l'eau pure à 25°C : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$.

3. Le produit ionique de l'eau

- Toute solution aqueuse contient, entre autre, des ions hydronium H_3O^+ et des ions hydroxyde OH^- . Dans une solution aqueuse quelconque, les concentrations des ions H_3O^+ et OH^- peuvent être très différentes, mais leur produit reste constant. Ce produit est appelé produit ionique de l'eau, noté K_e .

$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ où $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$ sont exprimées en mol/L.

- Par commodité, on définit le $\text{p}K_e$ par la relation : $\text{p}K_e = -\log K_e \Leftrightarrow K_e = 10^{-\text{p}K_e}$.

K_e et $\text{p}K_e$ ne dépend que de la température. Ils sont indépendants de la présence et de la nature des substances dissoutes.

- Expression du pH d'une solution en fonction de la concentration en ions hydroxyde OH^-

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]}$$

donc $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log\left(\frac{K_e}{[\text{OH}^-]}\right)$

$$\text{d'où } \text{pH} = \text{p}K_e + \log[\text{OH}^-] \text{ et } [\text{OH}^-] = 10^{\text{pH} - \text{p}K_e}$$

- A 25°C on a : $\text{p}K_e = 14$; $\text{pH} = 14 + \log[\text{OH}^-]$; $[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH} - 14}$

IV. Classification des solutions aqueuses

Une solution aqueuse peut être acide, basique ou neutre.

1. Solution neutre

Une solution aqueuse est neutre si elle contient autant d'ions hydronium H_3O^+ que d'ions hydroxyde OH^-

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

$$\text{d'où } \text{pH} = -\frac{1}{2}\log K_e = \frac{1}{2}\text{p}K_e$$

$$\circ \text{ A } 25^\circ\text{C on a : } \text{p}K_e = 14 ; \text{pH} = \frac{1}{2}\text{p}K_e = 7$$

2. Solution acide

Une solution aqueuse est acide si elle contient plus d'ions hydronium H_3O^+ que d'ions hydroxyde OH^- .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]^2 > K_e \text{ donc } 2\text{pH} < \text{p}K_e \text{ d'où } \text{pH} < \frac{1}{2}\text{p}K_e.$$

$$\circ \text{ A } 25^\circ\text{C, } \text{p}K_e = 14 . \text{ Une solution aqueuse est acide si et seulement si son } \text{pH} < 7.$$

3. Solution basique

Une solution aqueuse est basique si elle contient plus d'ions hydroxyde OH^- que d'ions hydronium H_3O^+ .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]^2 < K_e \text{ donc } 2\text{pH} > \text{p}K_e \text{ d'où } \text{pH} > \frac{1}{2}\text{p}K_e.$$

$$\circ \text{ A } 25^\circ\text{C, } \text{p}K_e = 14 . \text{ Une solution aqueuse est basique si et seulement si son } \text{pH} > 7.$$

V. Les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est une substance qui en solution aqueuse change de couleur selon la nature de cette dernière. La couleur de l'indicateur coloré dans la zone de virage est la teinte sensible.

Principaux indicateurs colorés	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Vert de malachite (1 ^e vir.)	Jaune	0,1 – 2,0	Vert
Hélianthine	Rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Bleu de bromophénol	Jaune	3,0 – 4,6	Bleu
Vert de bromocrésol	Jaune	3,8 – 5,4	Bleu
Rouge de méthyle	Rouge	4,2 – 6,2	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 – 7,6	Bleu
Rouge de crésol	Jaune	7,2 – 8,8	Rouge
Phénolphthaléine	Incolore	8,2 – 10,0	Rose
Vert de malachite (2 ^e vir.)	Vert	11,5 – 13,2	incolore
Carmin d'indigo (2 ^e vir.)	bleu	11,6 – 14,0	Jaune