

Chimie des solutions 1 - Cours et applications

1. Définitions

1. Propriétés des solutions

a. Homogénéité d'une solution

On supposera dans la suite que les concentrations des espèces sont relativement faibles, de sorte qu'une solution sera toujours homogène, et de concentration uniforme. Lorsque l'on fait un prélèvement d'une fraction de la solution, la concentration sera identique à la solution mère.

b. Electroneutralité :

L'eau est électriquement neutre : les concentrations molaire en ions (+) et (-) doivent équilibrer les charges électriques. Ainsi, pour une eau ne contenant que des ions Na^+ et Cl^- , l'électroneutralité impose : $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-]$

Question : Donner la relation entre les concentrations des ions Ca^{2+} et Cl^- dans une solution uniquement constituée de ces deux ions.

Réponse : $[\text{Cl}^-] = 2 * [\text{Ca}^{2+}]$: il y aura une concentration double d'ions Cl^- par rapport aux ions Ca^{2+} , car la dissolution de $\text{CaCl}_{2(s)}$ produit 2 fois plus d'ions Cl^- que d'ions Ca^{2+} .

c. Conductivité

Ce sont les porteurs de charges qui conduisent le courant. Dans les solutions aqueuses, les porteurs de charge sont des ions. La conductivité d'une solution est une grandeur que l'on mesure avec une sonde conductimétrique, et qui donne une indication de la teneur globale en ions dans la solution.

d. pH

definition du pH : le pH mesure le degré d'acidité d'une solution. Il est lié à la concentration molaire en ions H_3O^+ en solution, par la relation :

$$\text{pH} = -\log(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Dans une solution aqueuse, il y a des ions H_3O^+ et des ions HO^- , en plus ou moins grande quantité selon l'acidité de la solution.

- Les ions H_3O^+ sont appelés **les ions oxonium**.

Leur concentration s'écrit : $[\text{H}_3\text{O}^+]$. Pour la calculer: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ (unité: mol.L^{-1})

-Les ions HO^- sont appelés : **les ions hydroxydes**

Leur concentration s'écrit : $[\text{HO}^-]$. Pour la calculer, on utilise la loi d'équilibre :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14} \text{ (produit ionique de l'eau)}$$

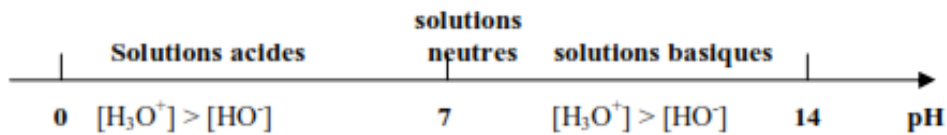
Cette loi montre que le produit des concentrations en H_3O^+ et en HO^- **est constant**. Si l'une des 2 concentrations augmente, l'autre diminue.

Dans une solution acide, les ions les plus abondants sont les ion oxonium donc $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$

C'est l'inverse pour une solution basique : $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$

Et pour une solution neutre: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$ aucune des 2 espèces n'est prépondérante.

En résumé on peut tracer une échelle de pH qui permet de repérer les solutions acide, basique ou neutre :



e. Acidité :

Certaines espèces chimiques, lorsqu'elles sont en solution, réagissent avec l'eau H_2O , et produisent des ions oxonium H_3O^+ . Cela a pour effet de diminuer le pH. On appelle ces espèces des "acides".

exemple d'espèce acide organique : l'acide éthanóique CH_3-COOH

exemple d'espèce acide minéral : l'acide chlorhydrique : HCl

f. Basicité :

Certaines espèces chimiques, lorsqu'elles sont en solution, réagissent avec l'eau H_2O , et produisent des ions hydroxydes OH^- . Cela a pour effet d'augmenter le pH. On appelle ces espèces des "bases".

exemple d'une base organique : l'ion éthanóate : CH_3-COO^-

exemple d'une base minérale : l'hydroxyde de sodium (ou la soude) : $NaOH$

g. Propriétés oxydantes :

Certaines solutions possèdent la propriété d'être avides d'électrons : Lorsque l'on y rajoute une espèce chimique, celle-ci peut être amenée à réagir immédiatement en s'oxydant, et en perdant un ou des électrons. La propriété inverse (symétrique) est la propriété reductrice.

2. Concentration molaire $[X]$, en $mol.L^{-1}$ et massique, en g/L

définition : la concentration molaire d'une espèce X est la quantité de matière, exprimée en L que contiendrait 1 L de cette solution.

vu en TP : Volvic : $m(CaSO_{4(s)}) = 38 \text{ mg/L}$ (soit $2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$)

Exemple :

Pour une préparation plus précise de la solution, on dissout une masse de 380 mg dans 100 mL d'eau. La concentration est alors de $C = m/V = 380 \text{ mg}/100 \text{ mL} = 3800 \text{ mg/L}$.

3. Dilution

Définition : Diluer, c'est rajouter de l'eau à une solution. Cela a pour effet de diminuer sa concentration. En chimie, la dilution d'une solution d'origine, appelée solution mère, permet de fabriquer une solution appelée solution fille. Le volume de solution mère est prélevé à la pipette jaugée. Ce volume est mis dans une fiole jaugée que l'on complète avec de l'eau jusqu'au trait de jauge. Dans un exercice, on notera en général :

- Solution mère : concentration C_0 et volume prélevé V_0 (pipette jaugée)
- Solution fille : concentration C_1 et volume final V_1 (fiole jaugée)

D'après la loi de conservation de la matière, appliquée à la dilution :

$$C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$$

Definition : On appelle **facteur de dilution** le rapport des volumes $\frac{V_1}{V_0}$. Le **facteur de dilution** est aussi égal à

$$\frac{C_0}{C_1}$$

Exemple 1: on réalise la dilution d'un facteur 10 d'une solution acide de concentration $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$: on prélève $V_0 = 10 \text{ mL}$ de cette solution que l'on introduit dans une fiole de volume $V_1 = 100 \text{ mL}$. On complète avec de l'eau jusqu'au trait de jauge. On agite. On obtient alors une solution fille (diluée 10 fois), de concentration $C_1 = 0,1/10 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

Exemple 2 : Pour préparer la solution de même concentration que la Volvic : on prend 10mL de la solution précédente, (celle de concentration 3800 mg/L) que l'on verse dans la fiole de 1L. On ajoute de l'eau, on homogénéise. Et c'est prêt : on a alors réalisé une dilution d'un facteur 100. (10 mL dans 1000 mL).

En effet, si on prend une quantité V_0 de 10mL, de solution mère $C_0 = 3800 \text{ mg/L}$:

$$\text{soit } n_0 = C \cdot V = 3800 \text{ mg} \cdot 10 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 3,8 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 38 \text{ mg}$$

On met dans une fiole de 1L ; $V_1 = 1 \text{ L}$

$$\text{Alors : } C_1 = \frac{C_0 \cdot V_0}{C_1} = \frac{n_0}{C_1} = \frac{38}{1} = 38 \text{ mg/L}$$

II. Méthodes

1. Concentration massique C, en g.L^{-1}

Les concentrations indiquées sur les étiquettes sont le plus souvent exprimées en mg.L^{-1} , ce qui est une concentration massique :

C concentration massique de l'espèce X en g.L^{-1} , m = masse de l'espèce X dans un volume V de solution :

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

2. Lois sur les concentrations

[X] concentration molaire de l'espèce X, en mol.L^{-1} , n = quantité de matière de l'espèce X en mol dans un volume V de solution :

$$[X] = \frac{n}{V}$$

Conversion d'une concentration massique à molaire : soit **M** la masse molaire de l'espèce X :

$$[X] = \frac{C}{M}$$