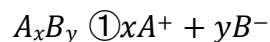


2.2. La constante de dissociation

La **constante de dissociation** est la constante de réaction associée à la dissociation d'un composé chimique. Si un composé de formule A_xB_y se dissocie selon la réaction



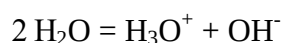
alors la constante de dissociation K_d est

$$K_d = \frac{[A^+]^x \times [B^-]^y}{[A_xB_y]} \quad (3)$$

On définit aussi le pK_d comme étant

$$pK_d = -\log K_d \quad (4)$$

La constante de dissociation de l'eau, notée K_e est la constante de réaction associée à la réaction chimique d'autoprotolyse de l'eau



Les produits de cette réaction sont les ions oxonium et hydroxyde. À l'équilibre, et pour des solutions diluées, le K_e est égal au produit des concentrations en ions oxonium et hydroxyde.

$$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] \quad (5)$$

Dans les conditions normales de température et de pression:

$$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \quad (6)$$

et

$$pK_e = -\log(K_e) = 14 \quad (7)$$

3. Concentrations et activités.

La composition d'une solution est toujours donnée par une **grandeur intensive**.

3.1. La concentration

La concentration de la solution est déterminée par la connaissance de la concentration en soluté (s) qui est la quantité relative de soluté par rapport à la quantité de solvant ou de solution.

3.1.1. Expressions se fondant sur un rapport masse/volume (m/v)

a) Molarité (concentration molaire, C_M) : C'est le nombre de moles du soluté considéré par litre de solution (ou par unité de volume de solution).

La molarité est égale au rapport :

$$C_M = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad (8)$$

n : nombre de moles du soluté (mol),

V : volume de la solution en litre (L)

Application1 :

Calculer la concentration molaire (C_M) des solutions contenant :

5.85 g /L de chlorure de sodium

72.1 mg/cm³ de sulfate disodique de sodium

22g de phosphate trisodique dodécahydraté dans 500 mL

b) Normalité (N) : La normalité est le nombre d'équivalent-gramme d'un soluté (i) présent dans un litre de solution. Une solution normale (ou une fois normale) contient un équivalent-gramme par litre.

Normalité (N) et concentration molaire (C_M) sont reliées par la relation suivante :

$$N = nC_M \quad (9)$$

n : nombre de protons échangés au cours des réactions acido-basiques ou d'électrons dans le cas des réactions d'oxydoréduction.

Application 2:

Quelle est la normalité d'une solution d'acide sulfurique contenant 12.25 g d'acide par 500 cm³.

c) Pourcentage masse / volume % (m/v) : C'est le nombre de gramme d'un soluté dans 100 ml (ou 100 cm³) de solution.

Exemple : Une solution de 50 %(m/v) de H₂SO₄, signifie qu'une telle solution contient 50 g de H₂SO₄ dans 100 ml d'eau.

Remarque : le volume des liquides variant avec la température, les titres définis plus haut dépendent donc de la température.

3.1.2 Expressions se fondant sur un rapport masse/masse (m/m)

Les titres ainsi définis ne dépendent pas de la température.

a) Partie par million (ppm) : La concentration en ppm (parties par million) représente le nombre de portions de soluté dissoutes dans 1 million de parties de solution :

$$1\text{ppm} = 1 / 10^6$$

Cette concentration est souvent utilisée pour quantifier des traces (c'est-à-dire en quantités trop faibles) de solutés contenues dans une solution quelconque.

Une partie par million correspond aussi à un milligramme par kilogramme (1mg/Kg) ou un milligramme par un litre de solution (1mg/L).

Application :

Calculer, en ppm, la concentration d'une solution aqueuse de NaCl de concentration égale à $26 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

Corrigé :

Rappelons : $1 \text{ ppm} = 1 \text{ partie par million} = 1 \text{ mg par million de mg} = 1\text{mg/Kg}$

NaCl a une masse molaire de : $M_{\text{Na}} + M_{\text{Cl}} = 23 + 35.5 = 58.5 \text{ g/mol}$

Une solution $26 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ contient donc $26 \times 10^{-4} \times 58.5 = 0.152 \text{ g/L}$

Si l'on assimile qu'un volume de 1 L de solution de NaCl vaut 1 Kg en masse, alors cela implique

que la solution NaCl contient 0.152 g/Kg , c'est-à-dire : $152 \text{ mg/Kg} = 152 \text{ ppm}$

b) Molalité (concentration molale) : C'est le nombre de moles de soluté considéré par kilogramme de solvant . Elle donnée par la relation suivante :

$$\text{molalité} = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} \quad (10)$$

Application :

On dispose d'une solution aqueuse d'acide acétique à 856 g d'acide par litre et de masse volumique 1.07 Kg/L . Quelle est la molalité de cette solution ?

Corrigé :

Masse du soluté $\text{CH}_3\text{COOH} = 856 \text{ g}$

Masse molaire du soluté = 60 g/mol

Nombre de moles d'acide contenues dans un litre de solution :

$$n_{\text{soluté}} = m_{\text{soluté}} / M_{\text{soluté}} = 856 / 60 = 14.26 \text{ mole}$$

$1 \text{ litre de solution pèse } 1070 \text{ g} :$

$$\text{masse d'eau} = \text{masse solution} - m_{\text{soluté}} = 1070 - 856 = 214 \text{ g} = 0.214 \text{ Kg}$$

molalité = n (soluté) / m (eau) = $14.26 / 0.214 = 66.63 \text{ mol/Kg}$

c) Pourcentage masse / masse (% m/m)(% pourcentage massique) : C'est le nombre de gramme d'un soluté quelconque contenus dans cent grammes de solution.

Exemples : Une solution de 15% m/m de KOH , signifie qu'une telle solution contient 15 g de KOH dans 100 g d'eau.

3.2. L'activité chimique

En thermodynamique, l'activité chimique (a_i), ou activité, d'une espèce chimique exprime l'écart entre les propriétés de cette espèce pure ou dans un mélange réel et les propriétés de cette même espèce dans un état standard à la même température. La notion d'activité chimique est surtout employée pour les phases liquide et solide.

$$a_i = \gamma_i C_i \quad (11)$$

Le coefficient d'activité (γ_i) exprime l'écart entre le potentiel chimique (μ_i) d'un corps dans un mélange réel et le potentiel chimique (μ_i) de ce corps dans la solution idéale aux mêmes pression, température et composition (fractions molaires), dans la même phase (gaz, liquide ou solide) :

γ_i : coefficient d'activité (terme correctif de la concentration). Il est compris entre 0 et 1.

Il est égal à 1 pour les solutions idéales.

Pour les solutions diluées (inférieure à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$), l'activité est proche de la concentration.

Pour les corps purs et le solvant, l'activité est égale 1.

L'activité est toujours inférieure à la concentration molaire ($a < C$) sauf à dilution infinie ou $a \approx C$.

4. La conductivité dans les électrolytes

La conductivité d'une solution est une mesure de la capacité d'un soluté à transporter une charge, la conductivité d'un électrolyte résulte de la mobilité des ions à l'intérieur de la solution. Le courant électrique, induit par une différence de potentiel, résulte du déplacement d'électrons dans les métaux et d'ions dans les solutions. La conductivité d'une solution est déterminée en mesurant sa résistance électrique R .

5. Solutions moléculaires et ioniques.

Selon la nature moléculaire ou ionique du soluté, la solution obtenue a des propriétés différentes

On classe les solutions en deux grandes types de solutions aqueuses:

✓ Solution ioniques

✓ Solution moléculaires

1- La solution est ionique si la solution obtenue est formée d'ions parmi des molécules d'eau.

C'est le cas de la solution aqueuse de sulfate de cuivre **II**. La solution contient des ions cuivre **II** et des ions sulfate. Lors de la réalisation de la solution avec le cristal ionique, le soluté réagit avec l'eau.

2- La solution est moléculaire si elle contient des molécules de soluté (soluté moléculaire) et des molécules d'eau.

C'est le cas de la solution aqueuse de saccharose. La solution contient des ions cuivre **II**

- Une solution électrolytique (solution ionique) est une solution qui contient des ions. Elle conduit le courant électrique alors qu'une solution moléculaire est isolante