

## **Définition: la concentration**

La concentration exprime la quantité de substance par unité de volume

## **Expressions de concentration**

- i) La molarité
- ii) La molalité
- iii) La normalité
- iv) Le pourcentage
- v) La fraction molaire

## Les unités des expressions de concentration

- i) La molarité [ ]:  $\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$ , M
- ii) La molalité:  $\text{mol}\cdot\text{kg}^{-1}$
- iii) La normalité N
- iv) Le pourcentage % pourcent
- v) La fraction molaire x sans unité

## Qu'est ce qu'une solution aqueuse?

Lorsqu'on dissout un corps dans l'eau on obtient , **une solution aqueuse**

Une solution est un mélange homogène dans lequel une substance ou plusieurs substances sont dissoutes dans une autre substance.

La substance qui dissout (celle qui est en plus grande quantité ) s'appelle **solvant**. La substance dissoute (celle qui est en plus petite quantité) s'appelle **soluté**.

**Exemple:** Eau sucrée, eau salée.....

## Est-ce que toutes les solutions aqueuses conduisent le courant électrique?

Seules les solutions aqueuses qui contiennent **des ions** conduisent le courant électrique

**Exemple:**

**Eau saline** conduit le courant électrique ; c'est une **solution aqueuse ionique**

**Eau sucrée** ne conduit pas le courant électrique ; c'est une **solution aqueuse moléculaire**

## **Définition d'une solution aqueuse**

Une solution aqueuse est un mélange d'eau et de composés solubles dans cette dernière.

## **Exemples de solutions aqueuses**

Une eau salée, une eau sucrée, l'eau de chaux ou un mélange d'eau et de sulfate de cuivre sont des solutions aqueuses.

## **Solvant et soluté**

Lorsqu'on prépare une solution aqueuse on utilise toujours de l'eau et un solide:

- on dit que l'eau joue le rôle de solvant car c'est un liquide capable de dissoudre certains composés solides.
- on dit que le solide joue le rôle de soluté car il est destiné à se dissoudre.

## **Les solutions aqueuses saturées**

Il existe une limite à la quantité de soluté que l'eau peut dissoudre. Lorsque cette limite est atteinte on dit que la solution est saturée.

## **Les solutions aqueuses ioniques et moléculaires**

Si le soluté dissout dans l'eau est composé de molécules alors la solution est qualifiée de solution moléculaire.

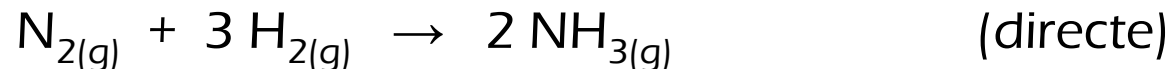
Si le soluté dissout dans l'eau est composé d'ions alors la solution est qualifiée de solution ionique.

Ces deux types de solution se distinguent notamment par leur conductivité: les solutions ioniques sont conductrices tandis que les solutions moléculaires ne le sont pas.

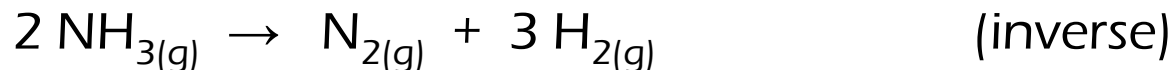
# Equilibres en solution

## 3.1 Le caractère de l'équilibre

- Certaines réactions chimiques sont incomplètes ;
- Il est donc impossible d'appliquer simplement les règles de la stoechiométrie.
- Exemple:



Il se produit également la réaction inverse :



- À l'équilibre, les vitesses des réactions directes et inverses sont égales.
- Les concentrations des réactifs et des produits demeurent constantes.

## L'équilibre chimique

Les concepts de réaction chimique et de stoechiométrie mènent au concept **d'équilibre chimique**



Les MAJUSCULES représentent les molécules (atomes) qui sont mises en présence.

Les minuscules représentent les coefficients stoechiométriques nécessaires à équilibrer la réaction chimique.

L'équilibre chimique est atteint lorsqu'il y a autant de molécules  $wW + xX$  qui réagissent pour donner  $yY + zZ$  qu'il y a de molécules  $yY + zZ$  qui réagissent pour donner  $wW + xX$

## La constante d'équilibre K

Il est possible d'écrire quantitativement les facteurs qui influencent la position d'un équilibre chimique:

### LA LOI D'ACTION DE MASSE

Cato Guldberg et Peter Waage (Norvège 1864)

$$K = \frac{[Y]^y [Z]^z}{[W]^w [X]^x}$$

**K est appelé la constante d'équilibre**

# Constantes d'équilibres importantes en chimie

**TABLEAU 7-2** Équilibres et constantes d'équilibre importants en chimie analytique

Type d'équilibre	Nom et symbole de la constante d'équilibre	Exemple	Expression de la constante d'équilibre
Dissociation de l'eau	Produit ionique de l'eau, $K_e$	$2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$	$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$
Équilibre hétérogène entre une substance faiblement soluble et ses ions dans une solution saturée	Produit de solubilité, $K_s$	$\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$
Dissociation d'un acide ou d'une base faible	Constante de dissociation, $K_a$ ou $K_b$	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{CH}_3\text{COOH}$	$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$
Formation d'un ion complexe	Constante de complexation, $\beta_n$	$\text{Ni}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$	$\beta_4 = \frac{[\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}]}{[\text{Ni}^{2+}][\text{CN}^-]^4}$
Équilibre d'oxydo-réduction	$K$	$\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	$K = \frac{[\text{Mn}^{2+}][\text{Fe}^{3+}]^5}{[\text{MnO}_4^-][\text{Fe}^{2+}]^5[\text{H}^+]^8}$
Équilibre de distribution entre des solvants non miscibles	Constante de distribution, $K_D$ ou coefficient de partage	$\text{I}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{org})$	$K_D = \frac{[\text{I}_2]_{\text{org}}}{[\text{I}_2]_{\text{aq}}}$

\*N.d.tr. : Les constantes de dissociation des acides et des bases sont aussi appelées respectivement "constante d'acidité" et "constante de basicité".



## Les coefficients d'activité $a$

La loi d'action de masse (MWG) n'est valable que pour des solutions diluées ( $[Y] < 0.1M$ ).

Lorsque les solutions sont plus concentrées, on doit remplacer les concentrations  $[Y]$  par les activités  $a_Y$

$$a_Y = \gamma_Y \cdot [Y]$$

$\gamma_Y$  coefficient d'activité  
(sans unité)

$K$  = cst d'équilibre  
thermodynamique (activité)

$K'$  = cst d'équilibre  
thermodynamique  
(concentration)

La loi d'action de masse devient:

$$K = \frac{a_Y^y \cdot a_Z^z}{a_W^w \cdot a_X^x} = \frac{(\gamma_Y \cdot [Y])^y \cdot (\gamma_Z \cdot [Z])^z}{(\gamma_W \cdot [W])^w \cdot (\gamma_X \cdot [X])^x}$$

## Le principe de le Chatelier :

Permet de prédire le sens de la réaction (directe ou inverse) suite à un changement de température pression ou concentration afin de retrouver l'équilibre.

### 1. Effet de la température :

Un système qui peut être perturbé par le changement de la T°.

#### Petit rappel :

- $\Delta H$  à (gauche)  $\rightarrow$  Réaction endothermique



- $\Delta H$  à (droite)  $\rightarrow$  Réaction exothermique



**Exp :**  $A + B \leftrightarrow C + \Delta H$  (réaction exothermique)

-Si on augmente la T° alors l'équilibre se déplace vers les réactifs (réaction inverse)

-Si on diminue la T° alors l'équilibre se déplace vers les produits

**Exp :**  $A + B + \Delta H \leftrightarrow C$

-Si on augmente la T° alors  $A + B \rightarrow C$  la réaction directe est favorisée

-Si on diminue la T° alors  $A + B \leftarrow C$  la réaction inverse est favorisée

## 2- Effet de la concentration :

Un système peut être aussi perturbé par la concentration .Soit la réaction :



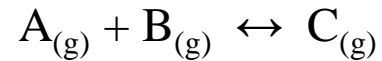
Imaginant une balance à l'équilibre ayant du coté les réactifs et de l'autre les produits.

-Si on augmente la concentration de A et B (réactif) pour ramener l'équilibre de la réaction devra se déplacer vers les produits.

-Si on augmente la concentration du C la réaction sera favorisée pour atteindre un nouvel équilibre

### 3- effet de pression :

Le système peut aussi être perturbé par un changement de la pression. Ceci s'applique uniquement au gaz. Soit la réaction :



2 moles                  1 mole

-si on augmente la pression (donc diminuer le volume) le système va tenter de favoriser le coté avec le moins de mole. La réaction directe sera favorisée

-Par contre si on diminue la pression (volume augmente) donc le système va tenter de se déplacer vers le coté qui présente le plus grand nombre de mole donc le système va se déplacer vers les réactifs pour retrouver l'équilibre.

#### **4- Effet du Catalyseur :**

Soit la réaction :  $A + B + \text{Catalyseur} \leftrightarrow C + \text{Catalyseur}$

L'augmentation ou la diminution de la quantité de catalyseur ne change rien au sens  $\rightarrow$

Fait juste augmenter ou diminuer la vitesse d'une réaction.