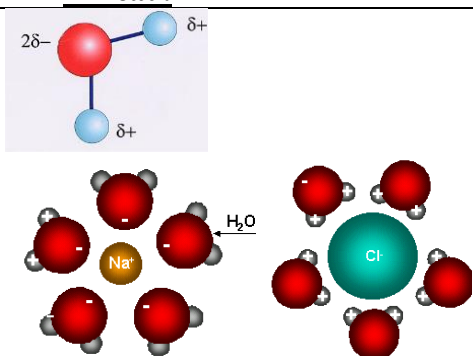


## Les électrolytes

### I L'eau.

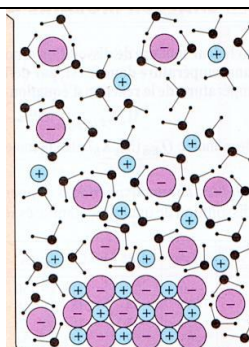


- ◆ L'eau est une molécule polaire, elle fait donc en solution des liaisons hydrogènes (voir fiche Liaison chimique).
- ◆ En solution, les ions s'hydratent, ils s'entourent de molécules d'eau avec lesquelles se créent des liaisons de Van der Waals.
- ◆ Les liaisons que l'eau établit avec les molécules polarisées permettent de rompre certaines liaisons intramoléculaires : l'eau est un solvant ionisant (ex :  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ )

### II la réaction de dissolution des cristaux ioniques.

- ◆ **Cristal ionique** : Il est constitué d'ions bien ordonnés et bien « rangés » les uns par rapports aux autres dans l'espace.

- ◆ Les molécules d'eau entrent en contact avec le cristal, les interactions entre les dipôles « eau » et les ions étant supérieures à celles entre ions, le cristal se **dissocie**.
- ◆ Les ions sont ensuite **hydratés**, ils s'entourent de molécules d'eau avec lesquelles des liaisons intermoléculaires ont été créées.
- ◆ L'eau éloigne ensuite les ions les uns des autres, c'est un **solvant dispersant**.
- ◆ La **dispersion** et la **dissociation** sont des étapes **endothermiques**, alors que l'**hydratation** est une étape **exothermique**.
- ◆ La **dissolution** peut donc être **endothermique**, **athermique** ou **exothermique** suivant les cas de figure.



### III Electrolytes et loi d'action de masse.

#### a- Electrolyte.

- ◆ Un électrolyte est une solution qui conduit le courant électrique. Un électrolyte est une solution qui contient des ions ( tout simplement !).
- ◆ Un électrolyte est toujours électriquement neutre.

#### b- Loi d'action de masse.

Soit l'équation quelconque  $m A + n B = p C + q D$

Sa constante d'équilibre s'écrit :

⚡ **Attention :**

- ◆ La « concentration » d'un solide vaut toujours 1.
- ◆ La « concentration » du solvant vaut toujours 1.

**Rappel** : la « concentration » d'un solide n'existe pas et celle du solvant n'a pas de sens ici, les écritures  $[\text{H}_2\text{O}]$  ou « solide » ne doivent en aucun cas apparaître dans la formule finale.

$$K = \frac{[\text{C}]^p \cdot [\text{D}]^q}{[\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n}$$

**Exemples :**

| Réactions  | Ecriture de K (⚡ raisonnement)   | Forme de K après simplification   |
|--|--|---|
| Produit ionique de l'eau<br>$2 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$                    | $K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{EF}} \cdot [\text{OH}^-]_{\text{EF}}}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$                            | $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{EF}} \cdot [\text{OH}^-]_{\text{EF}}$                                |
| Mise en solution d'un acide faible<br>$\text{AH} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ | $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{EF}} \cdot [\text{A}^-]_{\text{EF}}}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{AH}]_{\text{EF}}}$ | $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{EF}} \cdot [\text{A}^-]_{\text{EF}}}{[\text{AH}]_{\text{EF}}}$ |
| Dissolution d'un cristal.<br>$\text{CaCl}_2 (\text{s}) = \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$ (dans l'eau)      | $K_s = \frac{[\text{Ca}^{2+}]_{\text{EF}} \cdot [\text{Cl}^-]_{\text{EF}}^2}{[\text{CaCl}_2]}$                                       | $K_s = [\text{Ca}^{2+}]_{\text{EF}} \cdot [\text{Cl}^-]_{\text{EF}}^2$                                    |
| Formation d'un cristal.<br>$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^- = \text{CaCl}_2 (\text{s})$                     | $K_f = \frac{[\text{CaCl}_2]}{[\text{Ca}^{2+}]_{\text{EF}} \cdot [\text{Cl}^-]_{\text{EF}}^2}$                                       | $K_f = \frac{1}{[\text{Ca}^{2+}]_{\text{EF}} \cdot [\text{Cl}^-]_{\text{EF}}^2}$                          |

Il est impératif de savoir écrire une constante d'équilibre à partir d'une équation, cette notion est employée dans la moitié des chapitres de l'année.

## Conductimétrie

### I Conductance et conductivité.

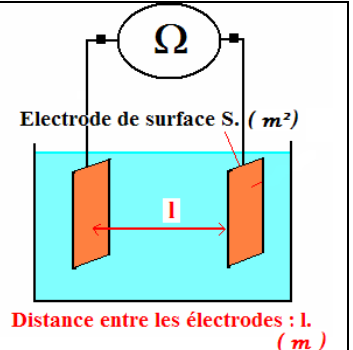
- ♦ La conductance d'une solution est l'inverse de sa résistance, elle se mesure en siemens, S.
- ♦ La conductivité d'une solution,  $\sigma$ , ne dépend que des ions et de la température. Elle se mesure en  $S.m^{-1}$ .

**Formules :**

- ♦  $G = 1/R$
- ♦  $G = k \cdot \sigma$  avec  $k = S/l$
- ♦ k est la constante de cellule. k est exprimé en m.
- ♦  $\sigma = \sum \lambda_i \cdot C_i$

**Exemple pour  $(Na^+ + Cl^-)$ .  $\sigma = \lambda_{Na^+} \cdot C_{Na^+} + \lambda_{Cl^-} \cdot C_{Cl^-}$**

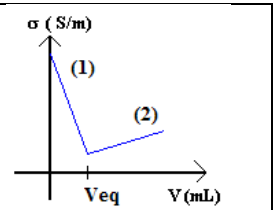
- ♦ Les concentrations sont exprimées en  $mol.m^{-3}$ .
- ♦  $1 mol.L^{-1} = 1000 mol.m^{-3}$
- ♦  $\lambda_i$  est la conductivité molaire de l'ion « i » ( $S.m^2.mol^{-1}$ )



### II Dosages conductimétriques.

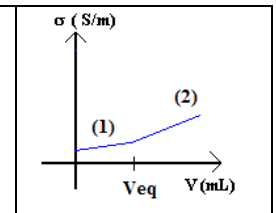
**a- Dosage d'une acide fort par une base forte.**

**Bécher :**  $(H_3O^+ + Cl^-)$  **burette**  $(Na^+ + OH^-)$  **Dosage :**  $H_3O^+ + OH^- = 2 H_2O$   
**Partie (1) :** D'après l'équation de réaction on fait disparaître les ions  $H_3O^+$  qui étaient en solution, cependant on apporte des ions  $Na^+$  en solution. Comme  $\lambda_{H_3O^+} \gg \lambda_{Na^+}$  la conductivité de la solution chute.  
**Partie (2) :** On a dépassé l'équivalence, donc il n'y a plus réaction. On apporte donc directement en solution des ions  $OH^-$  et  $Na^+$  donc la conductivité augmente.



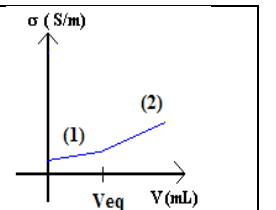
**b- Dosage d'un acide faible par une base forte.**

**Bécher :**  $CH_3COOH$  **burette**  $(Na^+ + OH^-)$  **Dosage :**  $CH_3COOH + OH^- = CH_3COO^- + H_2O$   
**Partie (1) :** D'après l'équation de réaction on fait apparaître des ions  $CH_3COO^-$  et on apporte des ions  $Na^+$  en solution donc la conductivité augmente.  
**Partie (2) :** On a dépassé l'équivalence, donc il n'y a plus réaction. On apporte donc directement en solution des ions  $OH^-$  et  $Na^+$  donc la conductivité augmente. Comme  $\lambda_{OH^-} \gg \lambda_{CH_3COO^-}$  la conductivité de la solution augmente plus vite que dans la partie (1).



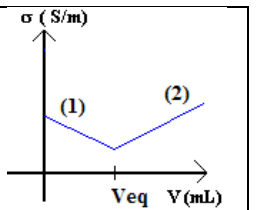
**c- Dosage d'une base faible par un acide fort.**

**Bécher :**  $NH_3$  **burette**  $(H_3O^+ + Cl^-)$  **Dosage :**  $NH_3 + H_3O^+ = NH_4^+ + H_2O$   
**Partie (1) :** D'après l'équation de réaction on fait apparaître des ions  $NH_4^+$  et on apporte des ions  $Cl^-$  en solution donc la conductivité augmente.  
**Partie (2) :** On a dépassé l'équivalence, donc il n'y a plus réaction. On apporte donc directement en solution des ions  $H_3O^+$  et  $Cl^-$  donc la conductivité augmente. Comme  $\lambda_{H_3O^+} \gg \lambda_{Cl^-}$  la conductivité de la solution augmente plus vite que dans la partie (1).



**d- Dosage par précipitation.**

**Bécher :**  $(Ag^+ + NO_3^-)$  **burette**  $(Na^+ + Cl^-)$  **Dosage :**  $Ag^+ + Cl^- = AgCl$   
**Partie (1) :** D'après l'équation de réaction on fait disparaître les ions  $Ag^+$  qui étaient en solution, cependant on apporte des ions  $Na^+$  en solution. Comme  $\lambda_{Ag^+} > \lambda_{Na^+}$  la conductivité de la solution chute.  
**Partie (2) :** On a dépassé l'équivalence, donc il n'y a plus réaction. On apporte donc directement en solution des ions  $Cl^-$  et  $Na^+$  donc la conductivité augmente.



**e- Remarque sur la dilution en début de dosage.**

Pour pouvoir négliger la variation des conductivités en fonction du volume, on prend au départ un grand volume d'eau afin que la variation de volume au cours du dosage, due à la chute de burette, soit négligeable.