

### III La transformation chimique n'est pas forcément totale

1) *Qu'est-ce que cela signifie ?*

2) *L'exemple des réactions acide-base*

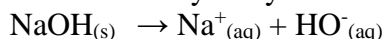
- a) Présentation
- b) Le pH des solutions aqueuses
- c) Les réactions des acides avec l'eau

*TP n°1 : « mesures du pH de solutions aqueuses acides »*

d) Parenthèse : le produit ionique de l'eau

Préliminaire : pH de solutions de soude

La soude ou hydroxyde de sodium  $\text{NaOH}_{(s)}$  se dissout totalement dans l'eau selon la réaction :



Ainsi, une solution de soude de concentration  $c$  sera une solution de  $(\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)})$  dans laquelle  $[\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] = c$

Le pH de quelques solutions de soude a été mesuré et les valeurs sont présentées dans le tableau ci-dessous :

$c \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$
pH	12	11	10

- Quelle réaction pouvait-on envisager entre  $\text{HO}^-$  et  $\text{H}_2\text{O}$  ?
- Mais alors d'où proviennent les  $\text{H}_3\text{O}^+$  détectés (d'après les valeurs du pH) ?
- Comment interpréter la valeur  $\text{pH} = 7$  dans l'eau pure (à  $25^\circ\text{C}$ ) ?
- Un point commun à toutes ces solutions (les trois solutions de soude et l'eau pure) ?
- On généralise ?

**Oui ! Dans toutes solutions aqueuses à une température donnée, le produit des valeurs des concentration en ions oxonium et en ions hydroxyde prend une valeur constante notée  $K_e$  et appelée constante d'autoprotolyse de l'eau (on dit aussi produit ionique de l'eau).**

**A  $25^\circ\text{C}$ ,  $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-] = 10^{-14}$**

**$K_e$  est sans unité** (ce point sera commenté ultérieurement).

e) Les réactions des bases avec l'eau (TP pH n°2)

Mesures du pH de solutions d'ammoniaque  $\text{NH}_{3(aq)}$

$\text{NH}_3$  est la base du couple  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$

Réaction envisagée entre  $\text{NH}_{3(aq)}$  et  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$  ?

Mesure de pH ?

La réaction est-elle totale ?

f) Conclusions : acides et bases forts ou faibles

Dans toutes les réactions considérées au a), l'acide ou la base apportée est largement le réactif limitant (l'eau solvant étant l'autre réactif).

Si les mesures nous permettent de constater qu'il a été entièrement consommé, c'est à dire que sa concentration finale  $x_f/V = x_{\max}/V$ , la réaction est dite **totale** et la flèche symbolisant la transformation sera une **simple flèche** ("→") de gauche à droite. L'acide (ou la base) est alors qualifié de **fort** (en solution aqueuse).

Si les mesures mène à  $x_f/V < x_{\max}/V$ , la réaction est dite **limitée**, l'acide (ou la base) est qualifié de **faible** et c'est une **double flèche** ("⇌") qui symbolise la transformation.

**Cette double flèche est un symbole tout à fait intéressant, qui explique que la réaction est limitée parce qu'un équilibre a été atteint entre la réaction envisagée et la réaction inverse se faisant à la même vitesse.**

**Donc :**

**Acide fort :**

**totalemment dissocié dans l'eau ; réaction totale avec  $H_2O_{(solvant)}$  ;  $pH = -\log c_A$  ; dans une solution d'acide fort de concentration  $c_A$ ,  $[H_3O^+] = c_A$ .**

**Acide faible :**

**partiellement dissocié dans l'eau ; réaction limitée avec  $H_2O_{(solvant)}$  ;  $pH > -\log c_A$  ; dans une solution d'un acide fort de concentration  $c_A$ ,  $[H_3O^+] < c_A$ .**

**Base forte :**

**réaction totale avec  $H_2O_{(solvant)}$  ;  $pH = 14 + \log c_B$  ; dans une solution de base forte de concentration  $c_B$ ,  $[HO^-] = c_B$ .**

**Base faible :**

**réaction limitée avec  $H_2O_{(solvant)}$  ;  $pH < 14 + \log c_B$  ; dans une solution de base faible de concentration  $c_B$ ,  $[HO^-] < c_B$ .**