



Question : Ecrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.

Les deux couples mis en jeu sont : ion ammonium / ammoniac ( $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ ) et eau / ion hydroxyde ( $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$ )

Dans les réactions étudiées ci-dessus, le solvant est l'eau.

Le cas de l'eau est remarquable puisque l'eau est à la fois un acide (couple  $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$ ) et une base (couple  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ )

On dit que l'eau est un solvant amphotère (**ampholyte** ou amphitronique)

Question : Ecrire l'équation de la réaction de l'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ) avec une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$ ).

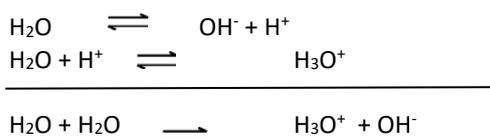
Les ions  $\text{Na}^+$  et les ions  $\text{Cl}^-$  étant spectateurs, on peut ne pas les faire apparaître dans les équations de réactions.

Les couples mis en jeu sont alors :  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$  pour l'acide chlorhydrique et  $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$  pour la solution d'hydroxyde de sodium.

Question : Ecrire l'équation de la réaction de l'acide nitreux en solution ( $\text{HNO}_2 / \text{NO}_2^-$ ) avec une solution de méthanoate de sodium ( $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$ ).

### 3. Réaction d'autoprotolyse de l'eau

L'eau peut donner lieu à une réaction d'auto-ionisation spontanée :



C'est à dire que dans l'eau pure, il y a non seulement des molécules d'eau mais également des ions oxonium et hydroxyde en très faible quantité.

Dans un litre d'eau pure, il y a environ 56 mol d'eau et  $1,0 \times 10^{-7}$  mol d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $1,0 \times 10^{-7}$  mol d'ions  $\text{HO}^-$ .

## II. pH d'une solution.

### 1. Définition du pH.

On a vu que lors de la réaction d'un acide avec le solvant (eau), il se formait des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Le pH d'une solution est une grandeur sans dimension définie par :  $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)$  avec  $c^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$

$c_0$  est appelée concentration standard

L'espèce chimique est supposée être dans une solution qui conserverait les propriétés d'une solution assez diluée pour demeurer **idéale** jusqu'à la concentration **standard** fixée par convention à  $c^0 = 1 \text{ mol.l}^{-1}$ .

Il s'agit donc d'un état extrapolé, qui est souvent assez éloigné de l'état réel

**L'état standard** correspond à une température  $T = 298 \text{ K}$  ( $25^\circ\text{C}$ ) et une pression  $p^0 = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ .

Une solution est **idéale** si les interactions entre les molécules qui composent cette solution, toutes espèces confondues, sont toutes identiques.

**Remarque expérimentale** : Pour mesurer le pH, une électrode de mesure de pH est utilisée. Cette électrode n'est pas très précise pour les pH inférieurs à 2 et supérieurs à 12. (voir TP)

Si  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  alors  $\text{pH} = -\log\left(\frac{2,5 \times 10^{-2}}{1}\right)$   $\text{pH} = -\log(2,5 \times 10^{-2}) = 1,6$

La mesure du pH permet de calculer la concentration en ions oxonium par la relation :

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$  La valeur de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  ainsi obtenue s'exprime en  $\text{mol.L}^{-1}$

Si  $\text{pH} = 3,4$  alors  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,4} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

Question : déterminer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique diluée au  $1/100^{\text{ème}}$  de concentration initiale  $c_i = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .