

1. Le pH, les acides et les bases

1.1. Le pH d'une solution aqueuse

- Le pH est défini par la relation : $pH = -\log([H_3O^+_{(aq)}])$ donc $[H_3O^+_{(aq)}] = 10^{-pH}$

Avec $[H_3O^+_{(aq)}]$ en mol.L⁻¹ (la concentration effective en ions oxonium), le pH est sans unité.

Caractéristiques :

- Le pH n'a pas d'unité et se mesure avec un pH-mètre.
- Le pH de l'eau pure vaut 7,0.
- À 25°C, le pH d'une solution aqueuse est tel quel $0 \leq pH \leq 14$
 - Lorsque le pH < 7,0 la solution est acide
 - Lorsque pH = 7,0 la solution est neutre
 - Lorsque pH > 7,0 la solution est basique

1.2. Acides, bases et couples : la théorie de Brønsted

- Un acide est une EC qui est susceptible de céder un ou plusieurs ion H⁺ lors d'une transformation chimique. (ex : HCl_(aq) / H₃O⁺_(aq))

- Une base est une EC qui est susceptible de capter un ou plusieurs ion H⁺ lors d'une transformation chimique. (ex HO⁻_(aq) / NH_{3(aq)})

- Un couple acide / base noté AH_(aq) / A⁻_(aq) est constitué de deux entités chimiques dites conjuguées qui se transforment l'une en l'autre par échange d'un ion H⁺ : AH_(aq) = A⁻_(aq) + H⁺

► Cas important : les couples de l'eau

L'eau apparaît dans deux couples :

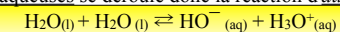
- comme acide dans le couple $H_2O / HO^-_{(aq)}$
 - comme base dans le couple $H_3O^+_{(aq)} / H_2O$
- } L'eau est un ampholyte.

2. Caractéristiques de la réaction acido-basique

- La réaction entre un acide et une base s'écrit : $AH_{(aq)} + B_{(aq)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$

2.1. Le produit ionique de l'eau

- Dans toutes les solutions aqueuses se déroule donc la réaction d'*autoprotolyse* de l'eau :



- On définit le produit ionique de l'eau $K_e = [H_3O^+]_e [HO^-]_e = 10^{-14}$ à 25 °C

Les concentration s'expriment en mol.L⁻¹, K_e n'a pas d'unité.

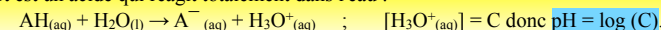
- On pose $pK_e = -\log K_e = 14$ à 25 °C

- La réaction donne autant d'ions oxonium que d'ions hydroxyde. A 25°C dans l'eau pure on a pH_{eq} = 7,0. On tire donc $[H_3O^+_{(aq)}]_e = [HO^-_{(aq)}]_e = 10^{-7}$ mol.L⁻¹.

2.2. Acides et bases forts et faibles

On note C la concentration en soluté apportée en mol/L

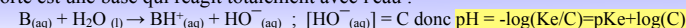
Un acide fort est un acide qui réagit totalement dans l'eau :



Un acide faible est un acide qui ne réagit que partiellement avec l'eau. Il existe encore sous sa forme AH_(aq) dans l'eau : $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

$$[H_3O^+_{(aq)}] < C$$

Une base forte est une base qui réagit totalement avec l'eau :



Une base faible est une base qui ne réagit que partiellement avec l'eau. Elle existe encore sous sa forme basique dans l'eau : $B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$

$$[HO^-_{(aq)}] < C$$

2.3. Effets thermiques

Les réactions entre un acide fort et une base forte (ou acide et bases fortes dans l'eau) sont totale et elles sont très **exothermiques** (elles libèrent de l'énergie). Il faut en avoir conscience pour éviter de se brûler lors des manipulations.

Les acides et bases concentrés se manipulent avec une blouse, les lunettes de sécurité et des gants.