

Module 5.1 : Notion de pH

Objectifs : - Calculer le pH de solutions d'acides forts et de bases fortes

Acides

Selon la définition des acides et des bases émise par Johannes Brønsted et Thomas Lowry, un acide est un donneur de H^+ (proton) en solution aqueuse. Notons qu'il n'existe pratiquement pas de protons libres en solution aqueuse, car ils s'hydratent en H_3O^+ : $H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$.

L'acide chlorhydrique, par exemple, lorsqu'il se dissocie, libère un H^+ : $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$. On peut également écrire cette réaction sous la forme $H_2O + HCl \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ pour mettre en évidence le fait que le H^+ se trouve dans l'eau sous forme hydratée¹.

Les acides forts, totalement dissociés, sont : HCl , HBr , HI , HNO_3 , $HClO_3$, $HClO_4$. Le premier proton de H_2SO_4 est également totalement dissocié, la dissociation du second ne l'est que partiellement car elle implique un état d'équilibre, comme dans le cas des acides faibles.

Bases

Selon la définition de Brønsted et Lowry, une base est un accepteur de H^+ en solution aqueuse.

L'ion OH^- est toujours basique : $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$. Les bases fortes sont les hydroxydes d'éléments des colonnes I et IIA du tableau périodique (à l'exception du béryllium). Elles sont totalement dissociées².

Il existe d'autres bases, faibles car elles font intervenir un état d'équilibre, comme par exemple l'ammoniac : $NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$.

pH

Le potentiel hydrogène (pH) est le logarithme décimal négatif de la concentration des H^+ exprimé en molaire (mol/L).

$$pH = -\log [H^+] \quad \text{et donc} \quad [H^+] = 10^{-pH}$$

Dans l'eau, une molécule sur 555 millions (ce qui correspond à une concentration de 10^{-7} mol/L) se trouve dissociée selon l'équilibre suivant :



En solution neutre, $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M et le pH vaut donc exactement 7.

En solution acide, l'excès d'acide déplace l'équilibre et provoque la consommation d'un peu de OH^- . L'équation $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ est respectée et si la concentration en acide est de 10^{-2} M par exemple, celle en OH^- sera de 10^{-12} M (car $10^{-2} \cdot 10^{-12} = 10^{-14}$). On a donc $[H^+] > [OH^-]$ et $pH < 7$.

Enfin, en solution basique, on a $[H^+] < [OH^-]$ (toujours avec $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$) et $pH > 7$.

1 Nous prendrons parfois ici la liberté de simplifier la notation en écrivant H^+ bien que celui-ci soit en solution aqueuse et prenne donc en réalité la forme d'un H_3O^+ .

2 Notons que les oxydes de ces éléments sont également considérés comme basiques dans la mesure où, lorsqu'ils sont en présence d'eau, ils réagissent pour former l'hydroxyde correspondant.

Exercices

5.1.1. Les substances suivantes sont-elles acides ou basiques ? Justifiez.

- a) HClO_4
- b) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- c) H_2O

5.1.2. Calculez le pH

- a) d'une solution HBr 0,002 M,
- b) d'une solution $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 0,001 M.

5.1.3. Calculez le pH d'une solution obtenue en diluant 10 fois une solution HCl de pH 2.

5.1.4. Calculez la concentration en NaOH d'une solution d'hydroxyde de sodium de pH 10.

Exercices de renforcement

5.1.5. Donnez la concentration en H^+ et OH^- des solutions suivantes :

- a) HClO_4 0,01 M,
- b) NaOH 10^{-3} M,
- c) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ $5 \cdot 10^{-2}$ M.

5.1.6. Calculez le pH

- a) d'une solution HCl 10^{-6} M,
- b) d'une solution $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 10^{-5} M.

5.1.7. Calculez le pH d'une solution obtenue en diluant 5 fois une solution NaOH de pH 9.

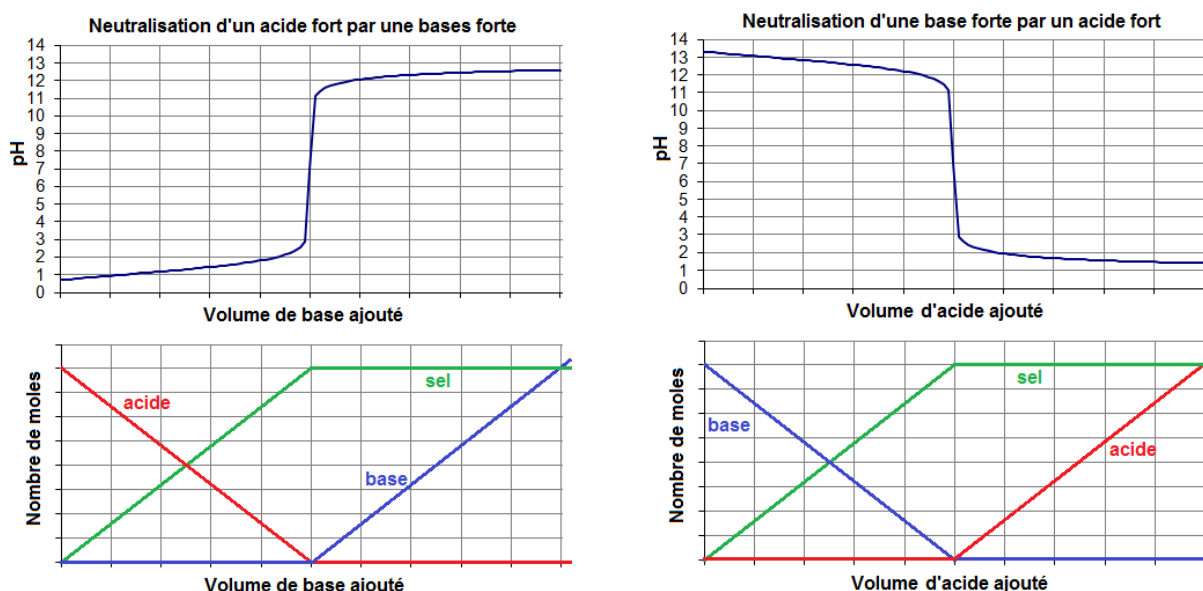
5.1.8. Calculez la concentration en $\text{Mg}(\text{OH})_2$ d'une solution d'hydroxyde de magnésium pH 9.

Module 5.2 : Stœchiométrie, équilibres et pH

- Objectif :
- Effectuer des calculs de pH relatif à des expériences de neutralisation,
 - Effectuer des calculs de pH dans le cas d'acides faibles (partiellement dissociés).

Neutralisation

Lorsque l'on ajoute, dans un acide fort, petit à petit, une base forte, ou que l'on fait l'inverse, les courbes de pH en fonction du volume et les évolutions de concentrations sont les suivantes :

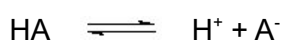


L'utilisation de la stœchiométrie, soit la détermination de la concentration de l'acide ou de la base qui influence le pH, permet alors le calcul de celui-ci.

Acides et bases faibles

Les acides dont nous avons parlé jusqu'ici sont des acides dits forts, ce qui signifie qu'ils sont totalement dissociés. Il s'agit des acides perchlorique, chlorique, nitrique, sulfurique, chlorhydrique, bromhydrique et iodhydrique. De même pour les bases, il s'agissait de bases fortes, soit des oxydes et hydroxydes d'éléments des colonnes IA et IIA du tableau périodique, à l'exception du béryllium.

Il existe toutefois des espèces dont la dissociation est partielle dépend donc d'un état d'équilibre. On définit alors des constantes dites d'acidité et de basicité :



$$K_a = \frac{[\text{H}^+]_e \cdot [\text{A}^-]_e}{[\text{HA}]_e}$$



$$K_b = \frac{[\text{HB}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{B}]_e}$$

On parlera également de pourcentage de dissociation ($\frac{[\text{A}^-]_e}{[\text{HA}]_0}$ ou $\frac{[\text{HB}^+]_e}{[\text{B}]_0}$).

Exercices

- 5.2.1. On mélange 10 mL d'une solution HCl pH 1 avec 10 mL de Ca(OH)_2 0,05 M. Dites si la solution obtenue est acide, basique ou neutre.
- 5.2.2. Combien faut-il utiliser de NaOH pH 13 pour neutraliser 15 mL de HCl 0,5 M.
- 5.2.3. Soit une solution d'acide chlorhydrique (acide fort) 0,1 M et une solution d'acide fluorhydrique (acide faible) 0,1 M. Calculez le pH de la solution d'acide chlorhydrique et indiquez pour la solution d'acide fluorhydrique si son pH sera plus élevé ou plus faible que celle d'acide chlorhydrique.
- 5.2.4. Quel est le pH d'une solution d'acide acétique 0,01 M sachant que la constante de dissociation vaut $1,8 \cdot 10^{-5}$ M ?

Exercices de renforcement

- 5.2.5. Quelle masse de NaOH faut-il dissoudre dans 100 mL d'eau pour obtenir une solution de pH 12 ?
- 5.2.6. On additionne 20 mL de HCl pH 1 à 10 mL de NaOH pH 12. Quelle sera le pH de la solution ainsi obtenue ?
- 5.2.7. Soit une solution de NaOH (base forte) 0,1 M et une solution d'ammoniac (base faible) 0,1 M. Calculez le pH de la solution d'hydroxyde de sodium et indiquez pour la solution d'ammoniac si son pH sera plus élevé ou plus faible.
- 5.2.8. Le pourcentage de dissociation de HCOOH 0,1 M est de 4,2 %.
- a) Calculez la constante de dissociation K_a de l'acide.
 - b) Calculez le pH de la solution.