

Définition

Un acide est une espèce susceptible de libérer un ion H^+ .

Cas de l'acide chlorhydrique

On dispose d'une solution de HCl que l'on verse dans de l'eau de telle sorte que la concentration initiale prévue dans la solution aqueuse ($t = 0$) soit $[HCl] = c \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$.

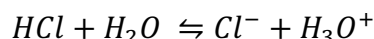
A l'instant ($t = 0$) où est versé le HCl dans la solution aqueuse, celui-ci se dissocie intégralement pour former les espèces Cl^- et H^+ (libération d'un proton), les ions H^+ étant captés par l'eau pour former des ions H_3O^+ .

Le qualificatif "acide fort" employé pour l'acide chlorhydrique signifie que l'intégralité du HCl versé est transformé en Cl^- et H^+ . Autrement dit, si l'on verse 1 mol de HCl , on obtient, après dissociation, 1 mol de Cl^- et 1 mol de H^+ dans la solution.

- Conservation de la matière

$$[Cl^-] = [HCl]_{t=0} = c \quad (1)$$

- Équation de la réaction

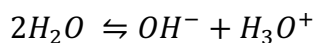


Pourquoi le symbole $\rightleftharpoons$?

Ce symbole rend compte du fait que l'eau est le siège d'une dissociation naturelle en ions H_3O^+ et OH^- , dissociation régie par la loi dite **d'action de masse** :

$$[H_3O^+][OH^-] = K_e = 10^{-14} \quad (2)$$

Le HCl se transforme intégralement en Cl^- , mais l'eau est le siège d'une dissociation appelée **autoprotolyse**, représentée ci-dessous :



- Neutralité électrique

Dans la solution, la concentration totale des charges $+$ est égale à la concentration totale des charges $-$. Cette loi de neutralité impose donc que l'on écrive :

$$[H_3O^+] = [Cl^-] + [OH^-] \quad (3)$$

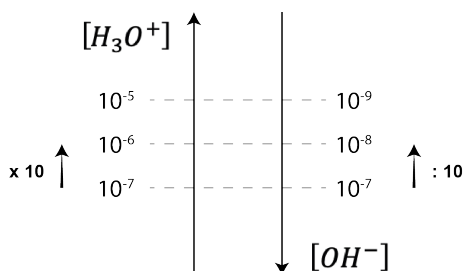
Analyse de la situation

En versant du HCl dans l'eau, on provoque un accroissement sensible du nombre d'ions $[H_3O^+]$ dans la solution, et donc de leur concentration. En effet, avant de verser du HCl dans l'eau, la neutralité électrique de l'eau imposait : $[H_3O^+] = [OH^-]$.

Or, la loi d'action de masse stipule que : $[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$.

Donc : $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$.

Du fait de la loi d'action de masse $[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$, l'augmentation de la concentration en ions H_3O^+ , liée à la dissociation du HCl , provoque obligatoirement une diminution de la concentration en ions OH^- .



Sur la figure ci-dessous, on observe que si la concentration en H_3O^+ est multipliée par 10, la concentration en OH^- est divisée par 10, ce qui fait que la concentration en H_3O^+ est 100 fois supérieure à la concentration en OH^- . Autrement dit : $[H_3O^+] \gg [OH^-]$.

Corollaire

Si la concentration c est supérieure ou égale à $10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$, négligeant $[OH^-]$ par rapport à $[H_3O^+]$ dans l'expression (3), alors les expressions (1), (2) et (3) deviennent :

$$[Cl^-] = c \quad (1)$$

$$[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \quad (2)$$

$$[H_3O^+] = [Cl^-] \quad (3) \text{ car } [H_3O^+] \gg [OH^-]$$

D'où il s'ensuit que, d'après (1) et (3) :

$$[H_3O^+] = c$$

Et :

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(c)$$

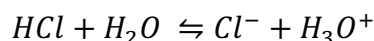
En résultat, le **pH d'une solution d'acide fort de concentration c** en milieu aqueux est :

$$pH = -\log(c)$$

Exemple

On dispose d'une solution de HCl que l'on verse dans de l'eau de telle sorte que la concentration initiale prévue dans la solution aqueuse ($t = 0$) soit $[HCl] = 10^{-3} \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$.

- Équation de la réaction



- Conservation de la matière

$$[Cl^-] = 10^{-3} \quad (1)$$

- Loi d'action de masse

$$[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \quad (2)$$

- Neutralité électrique

Dans la solution, la concentration totale des charges + est égale à la concentration totale des charges -. Cette loi de neutralité impose donc que l'on écrive :

$$[H_3O^+] = [Cl^-] + [OH^-] \quad (3)$$

Posons $[H_3O^+] = h$.

Les expressions (1), (2) et (3) deviennent :

$$[Cl^-] = 10^{-3} \quad (1)$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{h} \quad (2)$$

$$h = [Cl^-] + [OH^-] \quad (3)$$

En combinant ces expressions, on obtient :

$$h = [Cl^-] + [OH^-] = 10^{-3} + \frac{10^{-14}}{h}, \text{ d'où : } h^2 = 10^{-3}h + 10^{-14}$$

$$\text{C'est-à-dire : } h^2 - 10^{-3}h - 10^{-14} = 0.$$

Autrement dit, pour déterminer la concentration h en ions H_3O^+ , il est nécessaire de résoudre l'équation du second degré $h^2 - 10^{-3}h - 10^{-14} = 0$.

Calculons le discriminant Δ de ce trinôme.

$$\Delta = b^2 - 4ac = (-10^{-3})^2 - 4(1)(-10^{-14}) = 10^{-6} + 4 \times 10^{-14}$$

$$\Delta = 0,000\,001\,000\,000\,04 \approx 0,000\,001 = 10^{-6} > 0$$

Le trinôme admet deux racines distinctes h_1 et h_2 .

$$\begin{aligned} h_1 &= \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} & \text{et} & \quad h_2 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a} \\ h_1 &= \frac{10^{-3} - \sqrt{10^{-6} + 4 \times 10^{-14}}}{2} < 0 & \text{et} & \quad h_2 \approx \frac{10^{-3} + 10^{-3}}{2} \\ & & & \quad h_2 \approx 10^{-3} \end{aligned}$$

Seule la racine $h_2 \approx 10^{-3}$ est positive.

Le pH de la solution est donc : $-\log(10^{-3}) = 3$.

On retrouve le résultat général, inhérent aux acides forts, à savoir :

$$pH = -\log(c) = -\log(10^{-3}) = 3$$

Elle est pas belle la vie ?