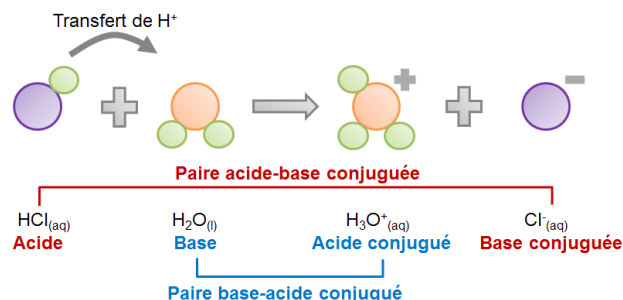


Acides-Bases : définitions générales

Par définition, un acide est une espèce chimique capable de céder un proton (c'est à dire un ion hydrogène H^+). Inversement, une base est une espèce qui peut gagner un proton.



Mesure de pH :

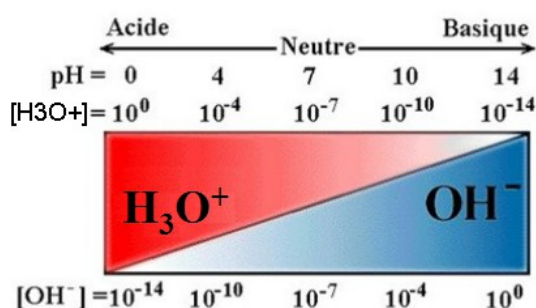
Le pH est une mesure de l'acidité ou de la basicité d'un milieu.

Par définition, $pH = -\log([H_3O^+])$ et donc $[H_3O^+] = 10^{-pH}$. Le pH n'a pas d'unité.

Un milieu neutre a un pH proche de 7,0. Plus le pH s'éloigne de la valeur 7,0, plus les propriétés acido-basiques du liquide seront prononcées.

acides si la concentration en ion H_3O^+ devient grande.

basiques si la concentration en ion OH^- devient grande.

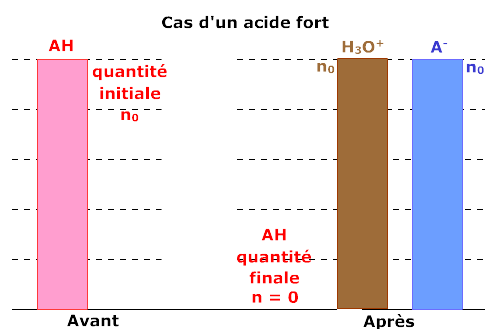


Acides forts et acides faibles : cette distinction illustre la capacité d'un acide à générer des ions oxonium H_3O^+ quand on le mélange à l'eau.

L'acide fort génère le plus grand nombre possible d'ions H_3O^+ en réagissant totalement avec l'eau.

Les acides faibles génèrent plus ou moins d'ions H_3O^+ , mais toujours en quantité inférieure à ce que pourrait faire un acide fort.

Cas des acides forts :



Si n_0 est la quantité initiale d'acide, comme il réagit complètement, il se forme la quantité n_0 de sa base conjuguée et :

$$[AH] = 0$$

$$[A^-] = n_0 / V$$

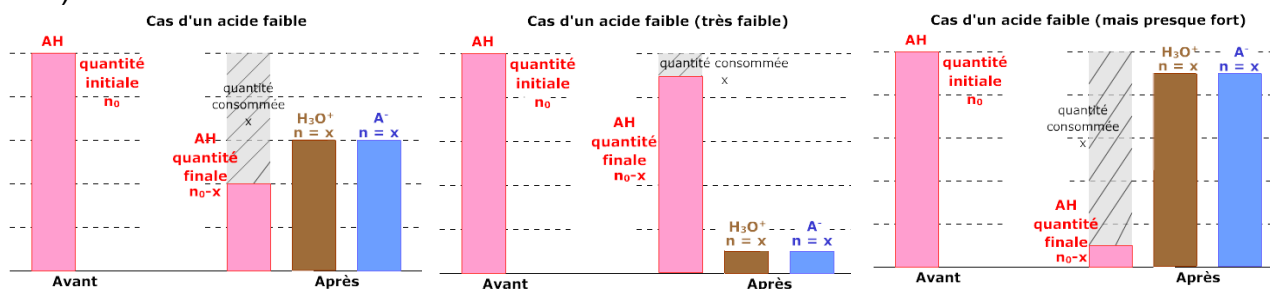
$$[H_3O^+] = n_0 / V \text{ aussi}$$

$$pH = -\log([H_3O^+]) = -\log\left(\frac{n_0}{V}\right)$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \text{ comme toujours.}$$

Ce qui est délicat à comprendre, c'est que dans une «solution aqueuse d'acide fort», le seul acide présent est H_3O^+ . Puisque tout l'acide fort a réagi avec l'eau.

Cas des acides faibles : La solution obtenue est cette fois un mélange de ce qui reste de la quantité d'acide faible apportée dans l'eau, de sa base conjuguée, d'ions H_3O^+ (et d'ions OH^-)



$$[AH] = (n_0 - x) / V \text{ avec } x < n_0$$

$$[A^-] = x / V$$

$$[H_3O^+] = x / V = [A^-]$$

$$pH = -\log([H_3O^+]) \text{ et } [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$$

On appelle pourcentage de dissociation de l'acide lors de sa réaction avec l'eau, la valeur

$$\left(\frac{[A^-]}{n_0} \right) = \frac{x}{n_0} \times 100. \text{ Plus ce pourcentage est petit, plus l'acide est faible.}$$

Ainsi avec un pourcentage de dissociation de 4 %, seulement 4 molécules d'acide sur 100 réagissent avec l'eau.

Dilution d'un acide fort et évolution du pH

Le pH d'une solution d'acide fort augmente lorsque cette solution est diluée.

Mieux encore, chaque dilution d'un facteur $F = 10$ augmente le pH d'une unité en le rapprochant de 7.

Par exemple, dans une solution d'acide chlorhydrique de concentration en acide apporté $C_0 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$, on a $[H_3O^+] = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ donc $pH = -\log(0,01) = 2,0$

Après dilution d'un facteur 10, on a $[H_3O^+] = 0,001 \text{ mol.L}^{-1}$ donc $pH = -\log(0,001) = 3,0$.

Après une nouvelle dilution d'un facteur 10, on a $[H_3O^+] = 0,0001 \text{ mol.L}^{-1}$ donc $pH = -\log(0,0001) = 4,0$.

Autoprotolyse de l'eau et produit ionique. A suivre