

Acide	Nom de l'acide	Base	Nom de la base	pKa
H ₃ O ⁺	Ion oxonium	H ₂ O	Eau	0
HCO ₂ H	Acide méthanoïque	HCO ₂ ⁻	Ion méthanoïque	3,75
CH ₃ COOH	Acide éthanoïque	CH ₃ COO ⁻	Ion éthanoïque	4,7
NH ₄ ⁺	Ion ammonium	NH ₃	Ammoniac	9,25
H ₂ O	eau	HO ⁻	Ion hydroxyde	14

Valeurs de pKa

acide faible plus fort
↑
acide faible moins fort

$pK_a = -\log K_a$

Acide selon Brønsted :
Espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs protons

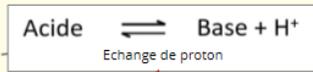
Base selon Brønsted :
Espèce chimique susceptible de gagner un ou plusieurs protons

Solution tampon
[AH] = [A⁻]
Solution dont le pH varie peu lors d'ajout d'acide, de base ou d'eau.

$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$

Acides faibles
Bases faibles

$K_A = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]}$
Constante d'acidité



Acide chlorhydrique
Acide nitrique
Acide sulfurique

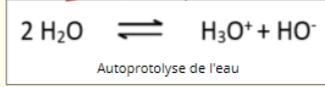
$pH = -\log C$
Acide fort

$pH = -\log \left(\frac{[H_3O^+]}{C_0} \right)$
avec C0 = 1 mol/L

Hydroxyde de sodium (soude)
Hydroxyde de potassium (potasse)

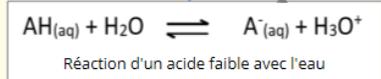
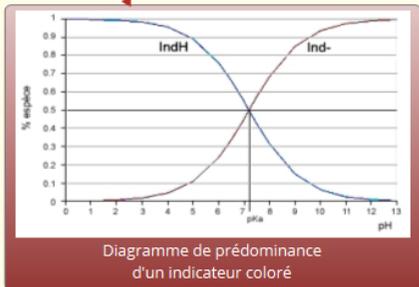
$pH = 14 + \log C$
Base forte

$[HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$



$K_e = [H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$
Produit ionique de l'eau à 25°C

$pK_e = -\log K_e$



Titrages

ampholyte
(qui se comporte comme un acide ou comme une base)

acide aminé
(amphion)

