

ACIDES & BASES

FORCE, DISSOCIATION, CONSTANTE, CALCUL DE PH ET EXEMPLES
Fiche proposée par Lucas PAGÈS (ATP) et validée par le Pr. NURIT



	ACIDE - Cède un/des H ⁺	BASE - Capte un/des H ⁺
FORT	Dissociation totale dans l'eau (réaction non équilibrée) $\Rightarrow \alpha = 1$ (100 %)	
	Pas de valeur finie pour Ka et pKa	Pas de valeur finie pour Ka et pKa
	$pH = -\log[C_A]$	$pH = 14 + \log[C_B]$
	Acide minéraux : HCl , H ₂ SO ₄ , HClO ₄ ...	Soude (NaOH), Potasse (KOH)
FAIBLE	Dissociation partielle dans l'eau (réaction équilibrée) $\Rightarrow 0 < \alpha < 1$	
	Conjugué à une base faible	Conjugué à un acide faible
	Ka faible et pKa élevé (d'autant plus que l'acide est faible)	Ka élevé et pKa faible (d'autant plus que la base est faible)
	$pH = \frac{1}{2} \times pK_A - \frac{1}{2} \times \log[C_A]$	$pH = 7 + \frac{1}{2} \times pK_A + \frac{1}{2} \times \log[C_B]$
Acides organiques : HCOOH, CH ₃ COOH...	Ammoniac (NH ₃), Amines (R-NH ₂)	

Remarque : l'ammoniac NH₃ se présente en milieu aqueux sous la forme de NH₄ OH via la réaction NH₃ + H₂O = NH₄ OH . Il s'agit donc d'une **monobase** (et non pas d'un triacide !)