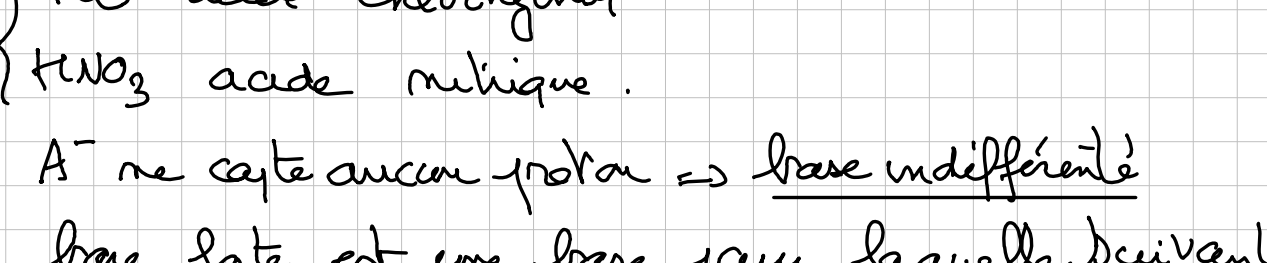


4°) Force des acides et des bases

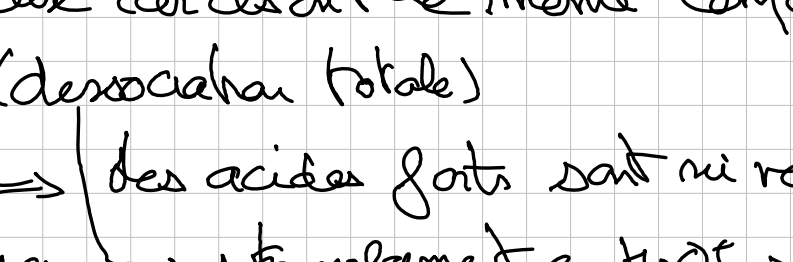
a) Acides forts/bases fortes. Effet de nivellement par le solvant

Un acide fort est un acide qui se dissocie complètement en solution



Ex: HCl acide chlorhydrique  
HNO3 acide nitrique.

rem: A- ne capte aucun proton => base indifférente  
Une base forte est une base pour laquelle, de manière totale, la réaction



rem: AH ne cède aucun proton => acide indifférent.  
On ne peut pas comparer des acides forts entre eux car ils ont le même comportement dans l'eau (dissociation totale)

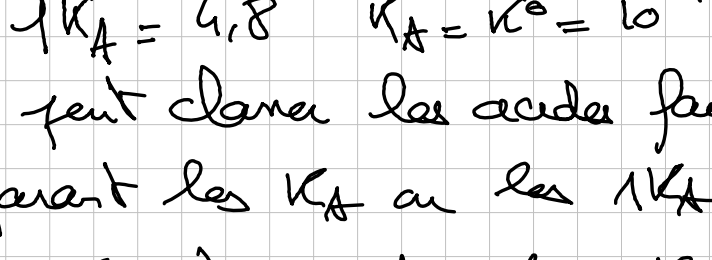
=> des acides forts sont ni réelles par le solvant.  
rem: => transformant en H3O+ => H3O+ est l'acide le plus fort pouvant exister dans l'eau.

Idem pour les bases fortes, nivelées par l'eau OH- est la base la plus forte pouvant exister dans l'eau.

b) Acides et bases faibles. Différenciation par le solvant

Ils se dissocient partiellement dans l'eau.  
=> réactions non totales => équilibre chimique.

On définit une constante d'acidité (pour acides): c'est la constante de l'équilibre de la réaction de l'acide sur l'eau



$K_A = K^o(T) = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} = [H_3O^+] \left( \frac{base}{acide} \right)$

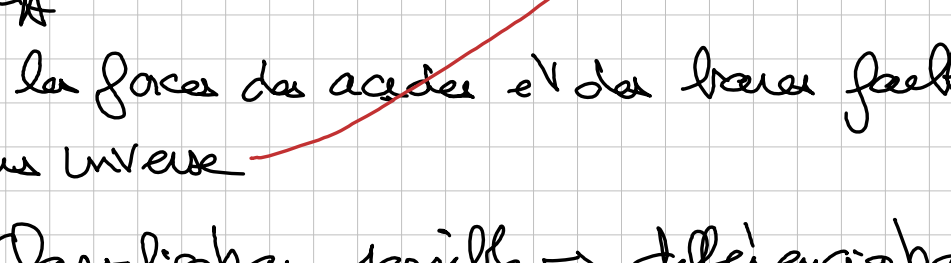
C'est l'acidité  
On définit le pKa de l'acide  $pK_A = -\log(K_A)$ .

Ex: acide éthanoïque CH3COOH/CH3COO-  
 $pK_A = 4,8$   $K_A = K^o = 10^{-4,8}$

On peut classer les acides faibles entre eux en comparant les KA ou les pKA

Plus KA est grand, plus pKA est petit, plus un acide est fort!

De même on définit une constante de basicité = c'est la constante d'équilibre de la réaction de la base sur l'eau

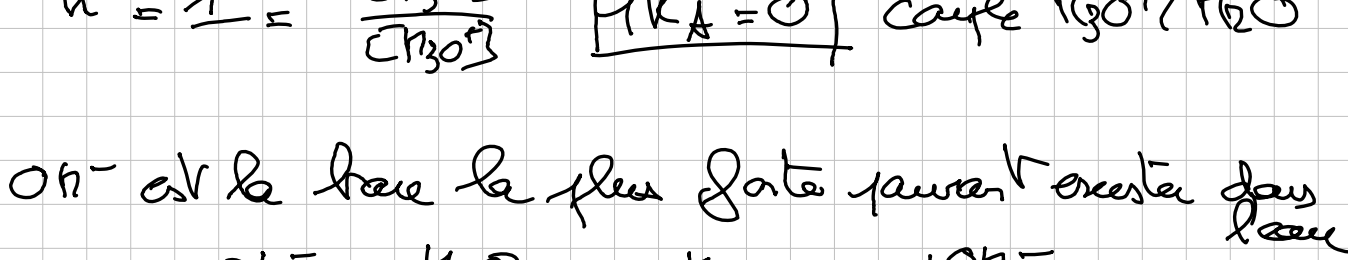


$K_B = K^o(T) = \frac{[AH][OH^-]}{[A^-]} = \left( \frac{acide}{base} \right) [OH^-]$

et  $pK_B = -\log(K_B)$

Ex: Ammoniac NH3 + H2O = NH4+ + OH-  
 $pK_B = 4,8$   $K_B = K^o(T) = 10^{-4,8}$

Il existe un lien entre KA et KB d'un même couple.



$K_A = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} = \frac{[A^-][H_3O^+][OH^-]}{[AH][OH^-]} \Rightarrow K_A K_B = K_e$

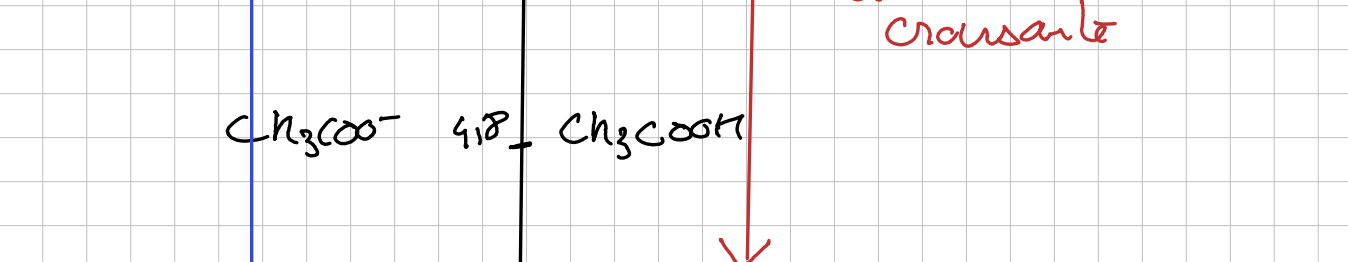
$-\log K_A - \log K_B = -\log K_e$   
 $\Leftrightarrow pK_A + pK_B = 14$

On peut se limiter à la connaissance des KA et des pKA

=> les forces des acides et des bases faibles travaillent sous un seul

=> Classification possible => différenciation

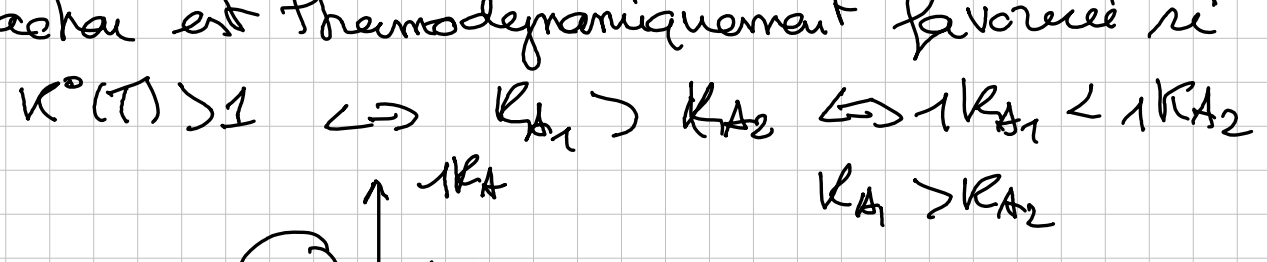
Echelle d'acidité



5°) Echelle d'acidité à 25°C.

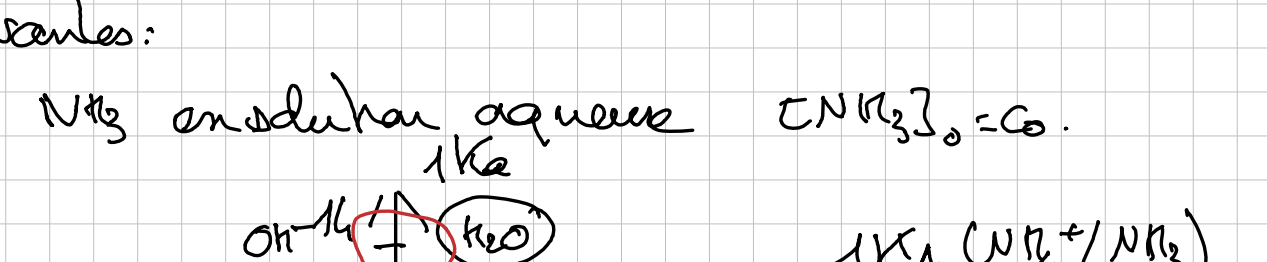
a) Limitation dans l'eau pKa des couples de l'eau

H3O+ est l'acide le plus fort pouvant exister dans l'eau



$K^o = 1 = \frac{[H_2O][H_3O^+]}{[H_3O^+][H_2O]} \Rightarrow pK_A = 0$  couple H3O+/H2O

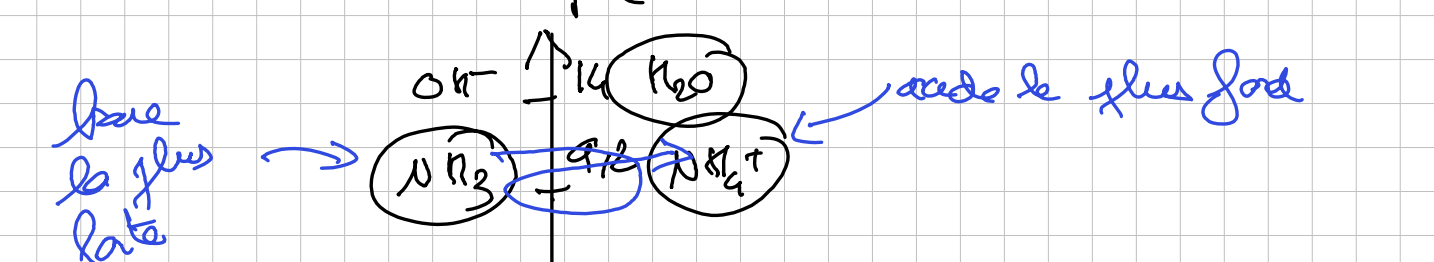
OH- est la base la plus forte pouvant exister dans l'eau



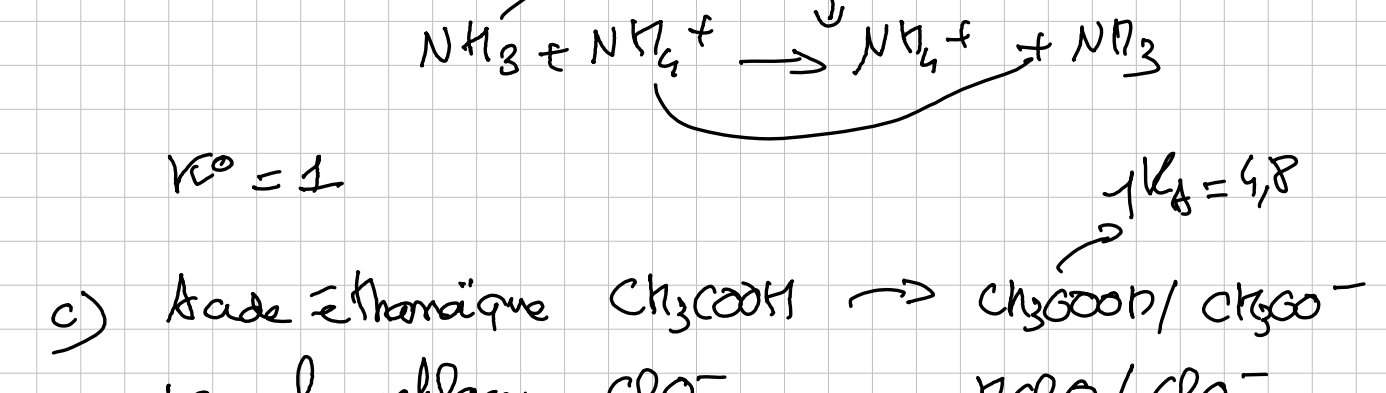
$K_B = 1 \quad pK_B = 0$   
 $pK_A = 14$  couple H2O/OH-

Pour tout couple acide/base faible  
 $0 \leq pK_f \leq 14$

b) Echelle d'acidité

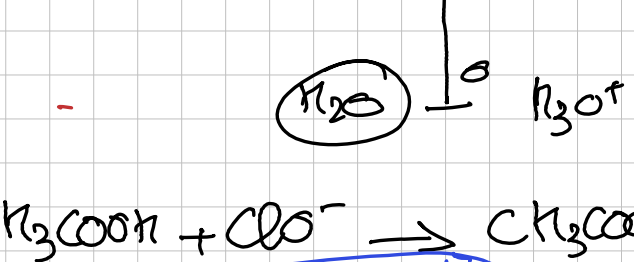


Représentation plus pratique => échelle verticale.



c) Règle de gamme

Réaction acido-basique entre l'acide d'un couple et la base d'un autre



$K^o(T) = \frac{[A_1^-][A_2H]}{[AH_1][A_2^-]} = \frac{K_{A1}}{K_{A2}}$

Réaction est thermodynamiquement favorisée si  $K^o(T) > 1 \Leftrightarrow K_{A1} > K_{A2} \Leftrightarrow pK_{A1} < pK_{A2}$



Exemples qu'on a: déterminer la réaction acido-basique de plus forte constante d'équilibre dans les réactions suivantes:

a) NH3 en solution aqueuse [NH3]0 = Co.



Donc  $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$   $K^o = K_B$   
 $pK^o = -pK_B = 14 - pK_A = 4,8 = 10^{-4,8} \ll 1$

b) NH3 et NH4+ mutuellement dans l'eau



$K^o = 1$   $pK^o = 0$   $pK_A = 9,8$

c) Acide éthanoïque CH3COOH -> CH3COO- / CH3COO-

ou hypochloreux ClO- / ClO-



$K^o = \frac{[CH_3COO^-][HClO]}{[CH_3COOH][ClO^-]} = \frac{K_A(CH_3COOH)}{K_A(HClO)} = \frac{10^{-4,8}}{10^{-7,5}} = 10^{2,7} > 1$