

Equilibres Acido Basiques

Définitions/Rappels

Concept de Brønsted et Lowry :

- Un acide est capable de perdre un H⁺
- Une base est capable de capter un H⁺

pH = - log [H₃O⁺] (mesuré par un pH mètre)

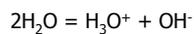
pH=7 (neutre)

pH<7 (acide)

pH>7 (basique)

Autoprotolyse de l'eau

Comportement ampholyte de l'eau



$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Eau pure: pH=7; [H₃O⁺]=[OH⁻]=10⁻⁷ mol/l

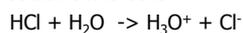
Remarque:

Eau en contact avec l'air légèrement acide (présence de H₂CO₃)

Eau du robinet légèrement basique (présence de CO₃²⁻)

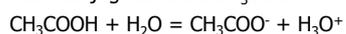
Exemples d'acides et de bases

Acide fort: HCl

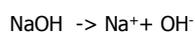


Acide faible: CH₃COOH

Base conjuguée faible CH₃COO⁻

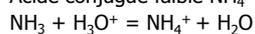


Base forte: NaOH



Base faible: NH₃

Acide conjugué faible NH₄⁺



Ka et pKa

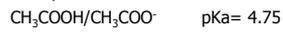
Ka est défini pour un couple acido basique faible AH/A⁻
 $AH + H_2O = A^- + H_3O^+$

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$$

$$pK_a = -\log K_a$$

Plus le pKa est grand (Ka petit), plus l'acide est faible

Exemples:



Kb et pKb

Pour une base faible, on peut définir Kb
 $A^- + H_3O^+ = AH + H_2O$

$$K_b = \frac{[AH][A^-][H_3O^+]}{[A^-]}$$

$$pK_b = -\log K_b$$

On se base le plus généralement sur le Ka et pKa

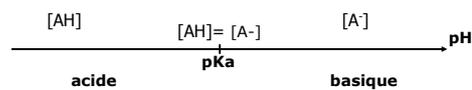
$$K_a \times K_b = 1$$

Echelle pKa, pH

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$$

On en déduit:

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



Echelle de prédominance des espèces

Calcul du pH – Acide Fort

pH d'un Acide Fort (A_F), exemple HCl

$$\text{pH} = - \log CA_F$$

Démonstration:

Calcul du pH – Base Forte

pH d'un Base Forte (B_F), exemple NaOH

$$\text{pH} = 14 + \log CB_F$$

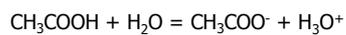
Démonstration:

Calcul du pH – Acide faible

pH d'un Acide faible (A_f),

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pKa} - \frac{1}{2} \log CA_f$$

Exemple:

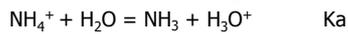
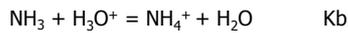


Calcul du pH – Base faible

pH d'un Base faible (B_f),

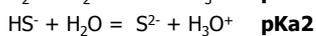
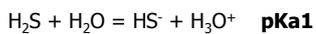
$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pKa} + \frac{1}{2} \log \text{CB}_f$$

Exemple:



Calcul du pH – Solution ampholyte

Exemple d'un diacide H_2S



HS^- est une espèce ampholyte ou amphotère car elle se comporte à la fois comme une base et comme un acide

pH d'une solution ampholyte

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pKa1} + \frac{1}{2} \text{pKa2}$$

Calcul du pH – Solution tampon

C'est une solution dont le pH varie peu, même après addition d'un peu d'acide ou de base

pH d'une solution tampon

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right)$$

Exemples:

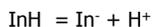
Mélange d'acide faible et de sa base conjuguée à des concentrations voisines

(NH_3) base faible/acide conjugué, sel (NH_4Cl)

(CH_3COOH) acide faible/ base conjuguée, sel $(\text{CH}_3\text{COONa})$

Dosage ou titration

Lors d'un dosage acido basique, on utilise des indicateurs colorés



Couple acide/base

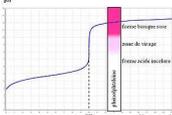
coloration différente pour chaque espèce (zone de virage)

Exemple

Phénolphaléine: incolore/rose, virage 8.2-10

Remarque:

Le papier pH est imprégné d'indicateur universel, il indique qualitativement le pH.



Normalité et concentration

Molarité = Concentration C, notée []

Unités en mol/l ou M

Normalité = basée sur le nombre de H+

Unités en eq g/l ou N

$$N = \alpha C$$

Exemples

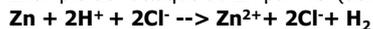
Monoacide même valeur pour C et N

Diacide $N = 2C$

Triacide $N = 3C$

Attaque acide des métaux

Exemple de l'attaque du Zn par HCl (acide chlorhydrique)



Les métaux Zn, Pb sont attaqués par HCl et par l'acide nitrique (HNO_3)

Les métaux Cu, Ag sont attaqués par HNO_3 mais pas par HCl

L'or (Au) n'est attaqué ni par HCl ni par HNO_3

Remarque:

Les attaques acides des métaux ne relèvent pas des équilibres acido basiques. Il seront traités dans le cours d'oxydo réduction
