

## Equilibres Acido Basiques

### Définitions/Rappels

Concept de Brønsted et Lowry :

- Un acide est capable de perdre un H<sup>+</sup>
- Une base est capable de capter un H<sup>+</sup>

pH = - log [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] (mesuré par un pH mètre)

pH=7 (neutre)

pH<7 (acide)

pH>7 (basique)

---

---

---

---

---

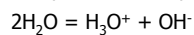
---

---

---

## Autoprotolyse de l'eau

### Comportement ampholyte de l'eau



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

Eau pure: pH=7; [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]=[OH<sup>-</sup>]=10<sup>-7</sup> mol/l

Remarque:

Eau en contact avec l'air légèrement acide (présence de H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>)

Eau du robinet légèrement basique (présence de CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>)

---

---

---

---

---

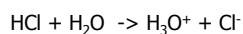
---

---

---

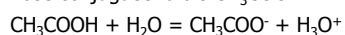
## Exemples d'acides et de bases

### Acide fort: HCl

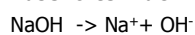


### Acide faible: CH<sub>3</sub>COOH

Base conjuguée faible CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>

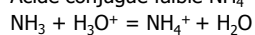


### Base forte: NaOH



### Base faible: NH<sub>3</sub>

Acide conjugué faible NH<sub>4</sub><sup>+</sup>



---

---

---

---

---

---

---

---

## Ka et pKa

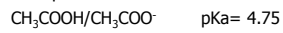
Ka est défini pour un couple acido basique faible AH/A<sup>-</sup>  
 $AH + H_2O = A^- + H_3O^+$

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

$$pK_a = -\log K_a$$

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

$$K_a \times K_b = 1$$

---

---

---

---

---

---

---

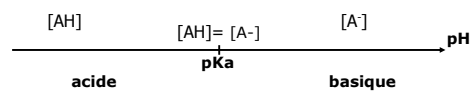
---

## 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:

---

---

---

---

---

---

---

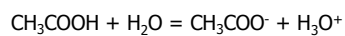
---

### 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:



---

---

---

---

---

---

---

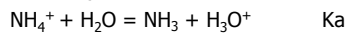
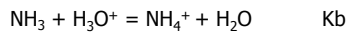
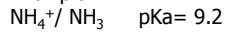
---

## 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:



---

---

---

---

---

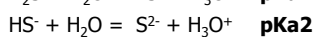
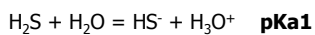
---

---

---

## Calcul du pH – Solution ampholyte

Exemple d'un diacide  $\text{H}_2\text{S}$



$\text{HS}^-$  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*

$(\text{NH}_3)$  base faible/acide conjugué, sel  $(\text{NH}_4\text{Cl})$

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

---

---

---

---

---

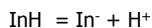
---

---

---

## Dosage ou titration

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



Couple acide/base

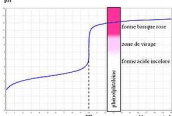
coloration différente pour chaque espèce (zone de virage)

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  $N = 3C$

---

---

---

---

---

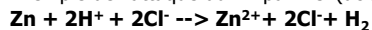
---

---

---

## 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 ( $\text{HNO}_3$ )

Les métaux Cu, Ag sont attaqués par  $\text{HNO}_3$  mais pas par HCl  
L'or (Au) n'est attaqué ni par HCl ni par  $\text{HNO}_3$

Remarque:

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

---

---

---

---

---

---

---

---