

COURS N°2:

Equilibre acido-basique

Définition des acides et des bases selon : Arrhénius

- **Un acide** est une espèce chimique capable de libérer un ou plusieurs ions H^+ .

- *Exemple:*



- **Une base** est une espèce chimique capable de libérer un ou plusieurs ions OH^- .

- Exemple:



Cette théorie est maintenant devenue **insuffisante** ,car, elle ne s'applique pas à tous les solvants

Définition de Brønsted

- Cette théorie est basée sur le transfert des protons de la l'acide vers la base
- **Un acide** : espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons (ions H⁺) ;
- **Une base** : espèce chimique (molécule ou ion) dont l'entité est susceptible de céder un ou plusieurs protons (ions H⁺) ;
- *Exemple:* $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
- acide + Base
- Cette définition **est valable**, que les substances soient en solution ou non.
- Elle ne dépend pas de la nature de solution (aqueuse ou non aqueuse).

Définition des acides selon Lewis

- Cette théorie est basée sur le transfert des électrons de la base vers l'acide.
- **Un acide** est une espèce chimique accepteur de doublet d'électron.
- **Une base** est une espèce chimique donneur de doublet d'électron.
- **Exemple 1:** $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$
acide base
- **Exemple 2:** $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$
base acide
-

Couple acide/base conjuguée

- **Un couple acido-basique** (AH/A⁻) est formé par un acide AH et sa base conjuguée A⁻,
- A⁻ : espèce obtenue après perte du proton.
 - $AH \leftrightarrow A^{-} + H^{+}$
- *Exemples :*
- **1.** Couple (NH₄⁺ / NH₃) :
- NH₄⁺ (acide) \leftrightarrow NH₃ (base) + H⁺
- **2.** Couple (CH₃COOH / CH₃COO⁻):
- CH₃COOH (acide) \leftrightarrow CH₃COO⁻ (base) + H⁺
-

Réaction acido-basique

- **Réaction acido-basique :**
- Une réaction acido-basique correspond à un **échange de protons** entre un acide et une base.
- Elle met en jeu **deux couples acide-base**
- **Exemple :**
- $\text{NH}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$
- Couple acido-basique **N°1:** ($\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$)
- Couple acido-basique **N°2:** ($\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$)

Définition d'un équilibre chimique

- **L'équilibre chimique** est un état dans lequel **la vitesse de la réaction directe est égale à celle de la réaction inverse**.
- Pour un équilibre général :
 - $aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \rightleftharpoons cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$
 - a ; b ; c et d sont des coefficients stœchiométriques.
 - La loi d'action de masse s'écrit:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

- **K_c**: constante d'action de masse

Constantes d'équilibres

- Constante d'équilibre de l'eau (K_e)
- Constante d'équilibre d'acidité (K_a)
- Constante d'équilibre de basicité (K_b)

Constante d'équilibre de l'eau (K_e)

- La constante de dissociation (ou le produit ionique) de l'eau, notée K_e , est la constante de la réaction d'autoprotolyse (auto-ionisation) de l'eau :
- $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$
- D'après la loi d'action de masse:
- on peut admettre que $[\text{H}_2\text{O}]$ est constante, donc:

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = K_c * cte = K_e$$

- $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}$ à $T=25^\circ$
 - $\text{p}K_e = -\log(K_e) = 14.$
- K_e varie avec la température.

Caractère amphotère (ou ampholyte de l'eau)

- **Réaction 1:** $\text{HA}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+ + \text{A}_{(aq)}^-$
- L'eau capte le proton (H^+) de l'acide (HA);
- Elle joue le rôle d'une base.
- **Réaction 2:** $\text{B} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{BH}_{(aq)}^+ + \text{OH}_{(aq)}^-$
- L'eau cède un proton (H^+) à la base (B);
- Elle joue le rôle d'un acide.
- **Conclusion:**
- L'eau est un composé ampholyte (ou amphotère)
- **Elle joue à la fois** le rôle d'un acide avec une base et le rôle d'une base avec un acide.
- On trouve les deux couples acide/base suivants:
 - $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$
 - $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

Forces des acides et des bases

- Selon leurs dissociation (fortes, faibles), les acides et les bases se classent en deux groupes:
- 1^{er} groupe: Acides et bases forts;
- 2^{ème} groupe: Acides et bases faibles;

Forces des acides et des bases

1^{er} groupe: Acides et bases forts;

- Ce sont des **électrolytes** forts
- Un **électrolyte** : est une substance chimique qui s'ionise en solution (donne des ions: anions + cations);
- Leur dissociation dans l'eau est **totale**
- L'équilibre est nettement en faveur de **la réaction directe**.
- **Exemple:**
- acide fort
- $\text{HA}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+ + \text{A}_{(aq)}^-$
- $\text{HCl}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+ + \text{Cl}^-_{(aq)}$
-

Forces des acides et des bases

2^{ème} groupe: Acides et bases faibles

- Ce sont des **électrolytes faibles**
- Ils sont faiblement dissociés dans l'eau;
- L'équilibre de dissociation est nettement en faveur de la réaction inverse.
- **Acide faible:** $\text{HA} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+ + \text{A}_{(aq)}^-$
- Exemple: $\text{HCN}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+ + \text{CN}_{(aq)}^-$
- **Base faible:** $\text{B} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{BH}_{(aq)}^+ + \text{OH}_{(aq)}^-$
- Exemple: $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{HF}_{(aq)}^+ + \text{OH}_{(aq)}^-$

Coefficient de dissociation (ou degré de dissociation) α

- $0 \leq \alpha \leq 1$
- α caractérise l'état d'un électrolyte (faible ou fort) en solution;

$$\alpha = \frac{\text{nombre de moles dissociés à l'équilibre}}{\text{nombre de moles dissoutes initialement}} = \frac{n_{\text{éq}}}{n_0} = \frac{C_{\text{éq}}}{C_0}$$

- **Exemple:** Détermination de la constante de dissociation d'un acide faible

Réaction	HA +	H ₂ O	↔	H ₃ O ⁺ +	A ⁻
C à t=0	C ₀	excès		0	0
C _{éq} à t _{éq}	C ₀ (1 - α)	excès		C ₀ α	C ₀ α

$$K_a = \frac{\alpha^2 C_0^2}{(1 - \alpha) C_0} = \frac{\alpha^2 C_0}{(1 - \alpha)}$$

Constante d'acidité d'un acide faible (K_a)

- **Réaction de dissociation d'un acide faible :**



- $K_a = [A^-][H_3O^+] / [HA]$

- K_a : Est appelé la constante d'acidité de HA

- **Réaction de dissociation d'une base faible:**



- $K_b = [BH^+][OH^-] / [B]$

- K_b : Est appelé la constante de basicité de B

- **Plus la constante (K_a ou K_b) est grand plus l'acide (ou la base) est faible (il ya une forte dissociation);**

- On utilise généralement le **p(K)** :

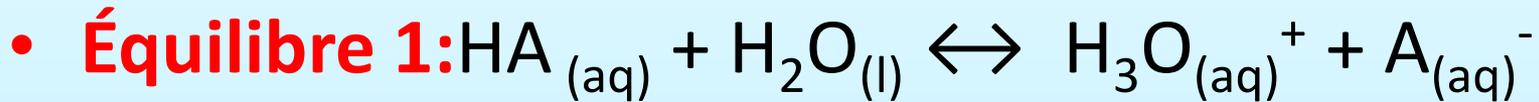
- $p(K_a) = -\log (K_a)$

- $p(K_b) = -\log (K_b)$

- **Plus le pK est grand plus l'acide ou la base est faible**

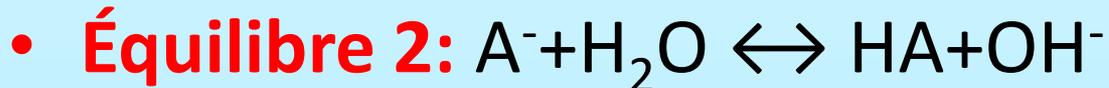
La relation entre un acide et d'une base conjuguée

- Lorsqu'on a un couple (HA/A⁻) dans l'eau on peut prévoir les **deux équilibres de dissociations**:



- $K_a = [\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HA}]$

- K_a : Constante d'acidité de HA



- $K_b = [\text{HA}][\text{OH}^-] / [\text{A}^-]$

- K_b : Constante de basicité de A⁻

- On trouve:

- $K_a \times K_b = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ (à 25°C)

- $p(K_a) + p(K_b) = 14$

Notion de (pH)

- **pH(potentiel d'Hydrogène):**
- Le pH est une grandeur **sans unité** ;
- Il permet de mesurer la concentration des ions (H_3O^+) dans une solution aqueuse.
- **$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$**
- $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$
- Pour l'eau pure, (H_3O^+) et (OH^-) proviennent de la seule **réaction d'auto-ionisation de l'eau:**
- $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$
- $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}$
- À l'équilibre: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$
- Donc pour un milieu neutre (eau pure):
- **$\text{PH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-7}) = 7.$**
- **$\text{PH} + \text{POH} = 14$**

PH d'un milieu aqueux

- On caractérise le pH d'un milieu par la $[H_3O^+]$;
- **Le milieu est neutre lorsque:**
- $[H_3O^+] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = 7$
- **Le milieu est acide lorsque:**
- $[H_3O^+] > 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} < 7$
- **Le milieu est basique lorsque:**
- $[H_3O^+] < 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} > 7$

Calcule le pH d'un acide fort

- On introduit dans l'eau une concentration « C » d'acide fort « HA »
- La dissociation de HA dans l'eau est **totale(→)**
- $\text{HA} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+ + \text{A}_{(aq)}^-$
- La concentration C passe entièrement à l'état d'ions: **$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{C}$**
- On suppose que les ions (H_3O^+ et HO^-) provenant de l'auto-ionisation de l'eau sont en quantité négligeable devant « C », on trouve:
 - **$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(\text{C})$.**

Calcule le pH d'un acide fort

Exemple 1:

- Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique (HCL) sachant que sa concentration: $C_A = 10^{-1}$ mol/L
- ***Solution:***
- $C_A = [\text{HCL}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1}$ mol/L
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1}$ mol/L
- $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-1}) = 1.$

Calcule le pH d'un polyacide fort: H_2SO_4 (l)

- **Exemple 2:**
- Calculer le pH d'une solution d'acide sulfurique (H_2SO_4) sachant que sa concentration: $C_A = 6 \times 10^{-3}$ mol/L
- Solution:
- Réaction de dissolution de (H_2SO_4) dans l'eau:
- H_2SO_4 (l) + H_2O (l) \rightarrow $2\text{H}_3\text{O}^+$ (aq) + SO_4 (aq)²⁻
- H_2SO_4 est un diacide fort il va se dissocier complètement dans l'eau suivant la réaction (1)
- 1 mol de (H_2SO_4) donne 2 mol de (H_3O^+) donc:
- **$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2C_A$**
- $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow \text{pH} = -\log (2C_A) = 1,92$

Calcule le pH d'un polyacide fort: H_3PO_4 (l)

- **Exercice d'application:**

- 1. Ecrire la réaction de dissolution de H_3PO_4 (l) dans l'eau;
- 2. Calculer le pH d'une solution d'acide phosphorique (H_3PO_4) sachant que sa concentration: $C_A = 2 \times 10^{-2}$ mol/L.

Calcule le pH d'une base forte

- On introduit dans l'eau une concentration « C_B » de la base forte B
- La dissociation de B dans l'eau est totale(\rightarrow)
- $B + H_2O_{(l)} \rightarrow BH_{(aq)}^+ + OH_{(aq)}^-$
- La concentration C passe entièrement à l'état d'ions:
- **$[OH^-] = C_B$**
- On suppose que les ions (H_3O^+ et HO^-) provenant de l'auto-ionisation de l'eau sont **en quantité négligeable** devant « C »,
- on trouve:
- **$P(OH) = -\log [OH^-]$**
- **$pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 14 - pH$**
- $pOH = 14 - (-\log(C))$
- $pOH = 14 + \log(C)$

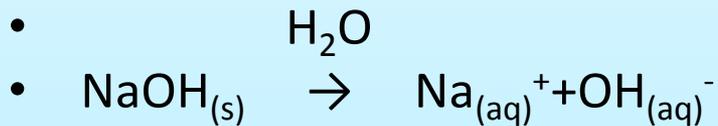
Calcule le pH d'une base forte

- **Exemple 1:**

- Calculer le pH d'une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) sachant que sa concentration: $C_B = 10^{-1}$ mol/L.

- **Solution:**

- Réaction de dissolution de NaOH dans l'eau:



- $C_B = [\text{OH}^-] = 10^{-1}$ mol/L.
- $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$
- $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
- $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$
- $\text{pH} = 14 - (-\log(C_B))$
- $\text{pH} = 14 + \log(10^{-1})$
- $\text{pH} = 13$

pH d'un acide faible

- La réaction de dissociation de (HA) est un équilibre:



- **$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C_A)$**

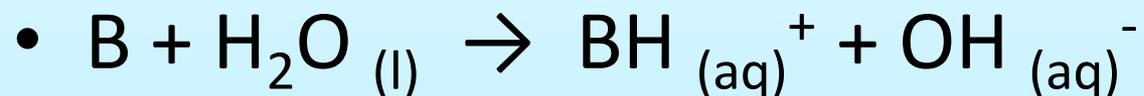
- C_A : est la concentration de l'acide HA

Calcul le pH d'un acide faible

- **Exemple:**
- Calculer le pH d'une solution d'acide formique (méthanoïque: HCOOH) sachant que:
- $C_A = 10^{-1}$ mol/L et de $K_a = 2 \times 10^{-4}$
- **Solution:**
- $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log C_A)$
- $\text{p}K_a = -\log(K_A)$
- $\text{pH} = \frac{1}{2} (-\log(2 \times 10^{-4}) - \log 10^{-1})$
- $\text{pH} = 2,35$

pH d'une base faible

- La réaction de dissociation de (B) est un équilibre:



- $pOH = \frac{1}{2} (pK_b - \log C_b)$

- $pH = 14 - \frac{1}{2} (pK_b - \log C_b)$

Calcul le pH d'une base faible

- **Exemple:**

- Calculer le pH d'une solution d'ammoniac (NH_3) sachant que:
- $C_b = 10^{-1}$ mol/L
- $K_b = 2 \times 10^{-5}$

- **Solution:**

- Réaction de dissolution de (NH_3) dans l'eau:
- $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4(\text{aq})^+ + \text{H}_3\text{O}(\text{aq})^+$

- **$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{p}K_b - \log C_b)$**

- $\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} [(-\log K_b) - \log C_b]$
- $\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} [(-\log(2 \times 10^{-5})) - \log 10^{-1}]$
- $\text{pH} = 11,15$.

Merci
pour votre attention