



1/ DÉFINITION :

- Un **monoacide** est une entité chimique, électriquement chargée ou non, capable de **libérer** un ion H^+ au cours d'une réaction chimique.
- Une **monobase** est une entité chimique, électriquement chargée ou non, capable de **capter** un ion H^+ au cours d'une réaction chimique

Remarque :

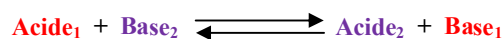
Pour le programme de 4^{ème} on étudie les monoacides et les monobases :

On dit **un monoacide** ou **un acide** c'est la même chose

On dit **une monobase** ou **une base** c'est la même chose

2/ APPLICATION DE LA LOI D'ACTION DE MASSE AUX RÉACTIONS ACIDE-BASE :

- Soit la réaction acide-base mettant en jeu les deux couples **Acide₁/Base₁** et **Acide₂/Base₂** :



La constante d'équilibre de cette réaction est : $K = \frac{[\text{Acide}_2][\text{Base}_1]}{[\text{Base}_2][\text{Acide}_1]}_{\text{éq}}$

Remarque :

La réaction acide-base étant rapide, l'équilibre s'établit instantanément. On écrit alors :

$$K = \frac{[\text{Acide}_2][\text{Base}_1]}{[\text{Base}_2][\text{Acide}_1]}$$

- Si $K > 1$: {
 - L' **acide₁** est **plus fort** que l'**acide₂**.
 - La **base₂** est **plus forte** que la **base₁**.
- Si $K < 1$: {
 - L' **acide₁** est **plus faible** que l'**acide₂**.
 - La **base₂** est **plus faible** que la **base₁**.

- **Constante d'acidité K_a** : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

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

$$\text{p}K_a = -\log(K_a) \Leftrightarrow K_a = 10^{-\text{p}K_a}$$

- **Constante de basicité K_b** : $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

$$\text{p}K_b = -\log(K_b) \Leftrightarrow K_b = 10^{-\text{p}K_b}$$

- **Produit ionique de l'eau K_e** : $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}[\text{OH}^-]_{\text{éq}};$$

$$\text{p}K_e = -\log(K_e) \Leftrightarrow K_e = 10^{-\text{p}K_e}$$

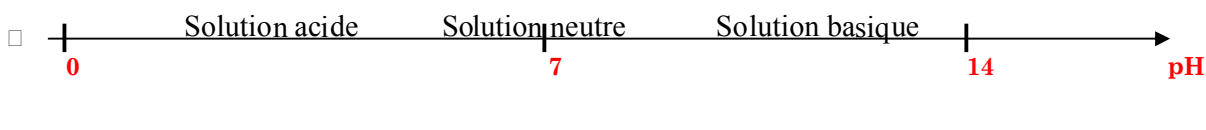
- ☞ Le couple acide-base ayant K_a **la plus grande** ou $\text{p}K_a$ **la plus petite** présente l'**acide le plus fort** et la **base la plus faible**.
- ☞ Le couple acide-base ayant K_b **la plus grande** ou $\text{p}K_b$ **la plus petite** présente la **base le plus forte** et l'**acide le plus faible**.
- ☞ Un **acide fort** est conjugué à une **base inerte**.
- ☞ Un **acide faible** est conjugué à une **base faible**.
- ☞ Un **acide inerte** est conjugué à une **base forte**





3/ pH DES SOLUTIONS AQUEUSES :

□ $pH = -\log[H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$; valable pour les solutions de concentration C tel que : $10^6 \text{ mol.L}^{-1} \leq C \leq 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$



Nature de la solution	Calcul du pH	Calcul de C (mol.L ⁻¹)	Validité des expressions	Dissociation dans l'eau	Taux d'avancement final
Acide fort	$pH = -\log C$	$C = 10^{-pH}$	$pH < 6$	totale : $[H_3O^+] = C$	$\tau_f = \frac{[H_3O^+]}{C} = \frac{10^{-pH}}{C} = 1$
Base forte	$pH = pK_e + \log C$	$C = 10^{pH - pK_e}$	$pH > 8$	totale : $[OH^-] = C$	$\tau_f = \frac{[OH^-]}{C} = \frac{10^{pH - pK_e}}{C} = 1$
Acide faible	$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C)$	$C = 10^{-2pH - pK_a}$	$pH < 6$ pour les acides faiblement ionisés ($\tau_f < 5 \cdot 10^{-2}$)	limitée : $[H_3O^+] < C$	$\tau_f = \frac{[H_3O^+]}{C} = \frac{10^{-pH}}{C} < 1$
Base faible	$pH = \frac{1}{2}(pK_a + pK_e + \log C)$	$C = 10^{2pH - pK_e - pK_a}$	$pH > 8$ pour les bases faiblement ionisées ($\tau_f < 5 \cdot 10^{-2}$)	limitée : $[OH^-] < C$	$\tau_f = \frac{[OH^-]}{C} = \frac{10^{pH - pK_e}}{C} < 1$

□ **Comparaison de la force des acides et celle des bases :**

• Selon la concentration initiale :

⊗ À pH égaux, l'acide le **plus fort** est celui qui correspond à la concentration initiale la **plus faible**.

⊗ À pH égaux, la base la **plus forte** est celle qui correspond à la concentration initiale la **plus faible**.

• Selon la valeur du pH :

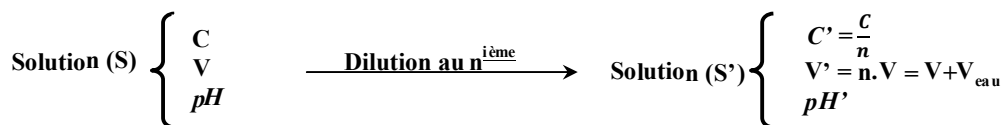
⊗ À concentrations égales, l'acide le **plus fort** est celui de la solution dont le **pH** est le **plus faible**.

⊗ À concentrations égales, la base la **plus forte** est celle de la solution dont le **pH** est le **plus grand**.

• Selon le taux d'avancement final :

⊗ À concentrations égales, Le taux d'avancement final le **plus grand** correspond à la solution (acide ou basique) la **plus forte**.

□ **Effet d'une dilution au n^{ième} sur le pH d'une solution :**



$$CV = C'V'$$

Acide fort	Base forte	Acide faible	Base faible
$pH' = pH + \log(n)$	$pH' = pH - \log(n)$	$pH' = pH + \frac{1}{2} \log(n)$	$pH' = pH - \frac{1}{2} \log(n)$





4/ VARIATION DU pH AU COURS D'UNE RÉACTION ENTRE UN ACIDE ET UNE BASE :

	Courbe de dosage	Réaction du dosage	Mélange à l'équivalence	Mélange à la demi-équivalence
Dosage d'un acide fort par une base forte	<p>La courbe admet un seul point d'inflexion.</p>	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ $K = \frac{1}{\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{1}} = \frac{1}{K_e} = 10^{\text{p}K_e} > 10^4$ <p>⇒ La réaction du dosage est totale.</p>	<p>* $\text{pH}_E = 7$ ⇒ À l'équivalence, le mélange est neutre. * À l'équivalence, le mélange est une solution aqueuse d'un sel neutre.</p>	
Dosage d'une base forte par un acide fort	<p>La courbe admet un seul point d'inflexion.</p>			
Dosage d'un acide faible par une base forte	<p>La courbe admet deux points d'inflexion.</p>	$\text{AH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$ $K = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}][\text{OH}^-]} = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_a}{K_e} = 10^{\text{p}K_e - \text{p}K_a} > 10^4$ <p>⇒ La réaction du dosage est totale.</p>	<p>* $\text{pH}_E > 7$ ⇒ À l'équivalence, le mélange est basique. * À l'équivalence, le mélange est une solution aqueuse de la base faible A⁻ (conjuguée de l'acide faible AH) : $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AH} + \text{OH}^-$ * $\text{pH}_E = \frac{1}{2}(\text{p}K_a + \text{p}K_e + \log \frac{C_A V_A}{V_A + V_{BE}})$</p>	<p>$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$ À la demi-équivalence, [A⁻] = [AH] ⇒ $\text{pH}_{1/2} = \text{p}K_a(\text{AH/A}^-)$</p>
Dosage d'une base faible par un acide fort	<p>La courbe admet deux points d'inflexion.</p>	$\text{B} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{BH}^+ + \text{H}_2\text{O}$ $K = \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}][\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]} = \frac{K_b}{K_e} = \frac{1}{K_a} = 10^{\text{p}K_a} > 10^4$ <p>⇒ La réaction du dosage est totale.</p>	<p>* $\text{pH}_E < 7$ ⇒ À l'équivalence, le mélange est acide. * À l'équivalence, le mélange est une solution aqueuse de l'acide faible BH⁺ (conjugué de la base faible B) : $\text{BH}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{B} + \text{H}_3\text{O}^+$ * $\text{pH}_E = \frac{1}{2}(\text{p}K_a - \log \frac{C_B V_B}{V_B + V_{AE}})$</p>	<p>$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{BH}^+]}$ À la demi-équivalence, [B] = [BH⁺] ⇒ $\text{pH}_{1/2} = \text{p}K_a(\text{BH}^+/\text{B})$</p>





☛ Un **indicateur coloré** est dit **convenable** à un dosage acide-base si **sa zone de virage contient le pH à l'équivalence**.

☛ Un mélange d'un acide faible et de sa base conjuguée dont le pH :

- diminue très faiblement lors de l'addition d'un acide (fort ou faible) en proportion modérée ;
- augmente très légèrement lors de l'addition d'une base (forte ou faible) en proportion modérée ;
- varie très légèrement suite à une dilution modérée ;

☞ est dit **solution tampon**.

