

Module 5.2 : Stœchiométrie, équilibres et pH

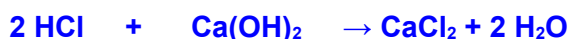
- 5.2.1. On mélange 10 mL d'une solution HCl pH 1 avec 10 mL de Ca(OH)_2 0,05 M. Dites si la solution obtenue est acide, basique ou neutre.

Stratégie :

- traduire les pH en concentration,
- écrire la réaction ($\Rightarrow$ coefficients stoechio)
- déterminer l'excès en mole de OH^- ou H^+ ,
- dans quel volume $\Rightarrow$ la concentration et
- calculer le nouveau pH.

Résolution :

$$\text{HCl pH 1} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ M}$$



$$10 \text{ mL} \quad 10 \text{ mL}$$

$$10^{-1} \text{ M} \quad 5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

↓

$$10^{-3} \text{ mol}$$

↓

$$5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Stoechio : il faut $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ de Ca(OH)_2 pour neutraliser 10^{-3} mol de HCl ! C'est exactement ce qu'on a !!! Il ne restera donc que de l'eau et du CaCl_2 , un sel neutre !!! La solution sera donc neutre !

- 5.2.2. Combien faut-il utiliser de NaOH pH 13 pour neutraliser 15 mL de HCl 0,5 M.

Stratégie :

- traduire les pH en concentration,
- écrire la réaction ($\Rightarrow$ coefficients stoechio)
- déterminer le nombre de mole de NaOH à utiliser,
- et donc le volume.

Résolution :

$$\text{NaOH pH 13} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-13} \text{ M} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}^2 / 10^{-13} \text{ M} = 10^{-1} \text{ M} = [\text{NaOH}]$$



$$n_{\text{HCl}} = C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = 0,015 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ M} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HCl}$$

Stoechio 1/1 $\Rightarrow$ il en faut autant de NaOH

$$V_{\text{NaOH}} = n_{\text{NaOH}} / C_{\text{NaOH}} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 10^{-1} \text{ M} = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 75 \text{ mL}$$

- 5.2.3. Soit une solution d'acide chlorhydrique (acide fort) 0,1 M et une solution d'acide fluorhydrique (acide faible) 0,1 M. Calculez le pH de la solution d'acide chlorhydrique et indiquez pour la solution d'acide fluorhydrique si son pH sera plus élevé ou plus faible.



Acide chlorhydrique = fort $\Rightarrow$ totalement dissocié !

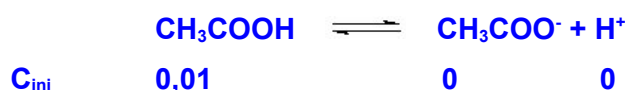
$$\Rightarrow [\text{H}^+] = 0,1\text{M} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-1} = 1$$



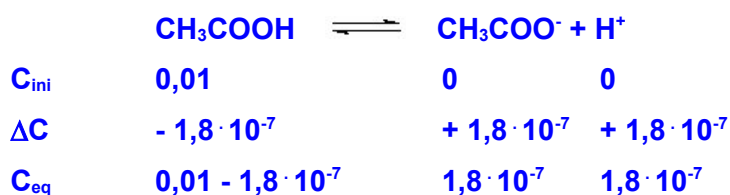
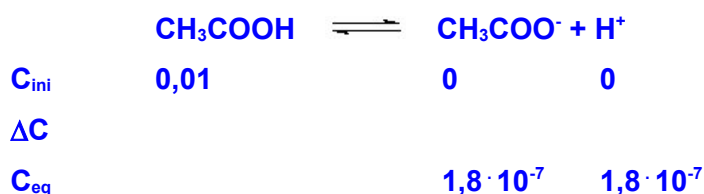
Acide fluorhydrique = faible $\Rightarrow$ partiellement dissocié

$\Rightarrow$ moins de H^+ libérés $\Rightarrow \text{pH} > 1$

- 5.2.4. Quel est le pH d'une solution d'acide acétique 0,01 M sachant que la constante de dissociation vaut $1,8 \cdot 10^{-5}$ M ?



$$\text{avec } [\text{H}^+]_{\text{e}} / [\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad \Rightarrow x / 0,01 = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad \Rightarrow x = 1,8 \cdot 10^{-7}$$



$$\text{pH} = -\log (1,8 \cdot 10^{-7}) = 6,7$$

- 5.2.5. Quelle masse de NaOH faut-il dissoudre dans 100 mL d'eau pour obtenir une solution de pH 12 ?

$$\begin{aligned}\text{NaOH pH } 12 &\Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}^2 / 10^{-12} \text{ M} = 10^{-2} \text{ M} = [\text{NaOH}] \\ 10^{-2} \text{ mol} / 1 \text{ L} &= x / 0,1 \text{ L} \Rightarrow x = 10^{-3} \text{ mol} \\ M = m/n &\Rightarrow m = n \cdot M = 10^{-3} \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 0,04 \text{ g}\end{aligned}$$

- 5.2.6. On additionne 20 mL de HCl pH 1 à 10 mL de NaOH pH 12. Quelle sera le pH de la solution ainsi obtenue ?

$$\begin{aligned}\text{HCl pH } 1 &\Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-1} \text{ M} \\ 0,02 \text{ L} \cdot 10^{-1} \text{ mol/L} &= 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HCl}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{NaOH pH } 12 &\Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-12} \text{ M} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}^2 / 10^{-12} \text{ M} = 10^{-2} \text{ M} \\ 0,01 \text{ L} \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} &= 10^{-4} \text{ mol de NaOH}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}1 \text{ NaOH} + 1 \text{ HCl} &\rightarrow 1 \text{ H}_2\text{O} + 1 \text{ NaCl} \\ 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HCl tot} & \\ 10^{-4} \text{ mol de HCl consommé (même quantité que NaOH)} & \\ \Rightarrow 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HCl restant} & \\ \text{dans un volume } 30 \text{ mL au tot} & \\ \Rightarrow 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 0,03 \text{ L} &= 6,3 \cdot 10^{-2} \text{ M} = [\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log(6,3 \cdot 10^{-2}) = 1,19\end{aligned}$$

- 5.2.7. Soit une solution de NaOH (base forte) 0,1 M et une solution d'ammoniac (base faible) 0,1 M. Calculez le pH de la solution d'hydroxyde de sodium et indiquez pour la solution d'ammoniac si son pH sera plus élevé ou plus faible.

$$\begin{aligned}\text{NaOH} &\rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- \\ \text{Base forte} &\Rightarrow \text{totalement dissocié !} \\ \Rightarrow [\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M} &\Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-14} \text{ M}^2 / 10^{-1} \text{ M} = 10^{-13} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-13} = 13\end{aligned}$$

$$\text{NH}_3 \text{ base faible} \Rightarrow \text{partiellement dissocié} \Rightarrow \text{moins de OH}^- \text{ libérés} \Rightarrow \text{pH} < 13$$

5.2.8. Le pourcentage de dissociation de HCOOH 0,1 M est de 4,2 %.

a) Calculez la constante de dissociation K_a de l'acide.

b) Calculez le pH de la solution.



$$|\text{H}^+|_e / |\text{HCOOH}|_0 = 4,2 / 100 \text{ avec } |\text{HCOOH}|_0 = 0,1 \Rightarrow |\text{H}^+| = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(4,2 \cdot 10^{-3}) = 2,37 \text{ (b)}$$

	HCOOH	→	H ⁺	+	HCOO ⁻
C_{ini} M	0,1		0		0
ΔC M	- 4,2 · 10 ⁻³		+ 4,2 · 10 ⁻³		+ 4,2 · 10 ⁻³
C_{eq} M	0,1 – 4,2 · 10 ⁻³		4,2 · 10 ⁻³		4,2 · 10 ⁻³

$$\Rightarrow K_a = |\text{H}^+|_e \cdot |\text{HCOO}^-|_e / |\text{HCOOH}|_e = (4,2 \cdot 10^{-3} \text{ M})^2 / (0,1 - 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}) = 1,84 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$