

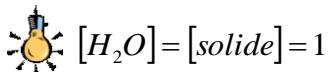
# EQUILIBRE CHIMIQUE

- Taux d'avancement d'une réaction :

$$\tau = \frac{x}{x_{\max}}$$

- Quotient de réaction :  $a A(aq) + b B(aq) = c C(aq) + d D(aq)$

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



- Constante de réaction :

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



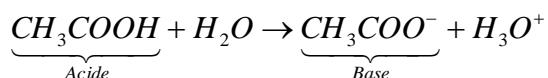
$K = \text{constante}(T)$  à l'équilibre

- pH :  $pH = -\log[H_3O^+]$ ,  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$
- Produit ionique de l'eau:  $[H_3O^+] \times [OH^-] = K_e = 10^{-14}$  à 25° C

- Constante d'acidité :

$$K_a = \frac{[\text{Base}] \times [H_3O^+]}{[\text{Acide}]} = \frac{[CH_3COO^-] \times [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

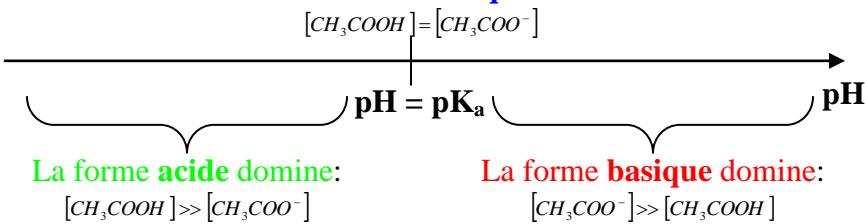
pour :



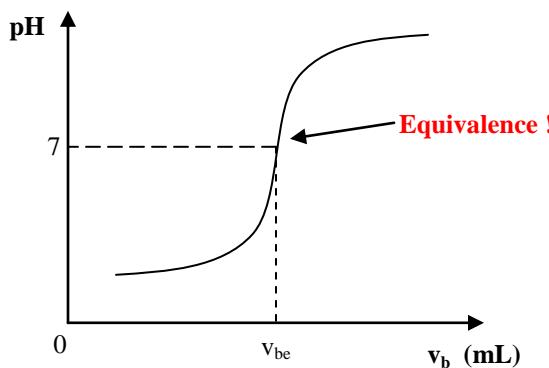
• Domaines de prédominance:

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]} = pK_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Les formes **acides** et **basiques** coexistent:



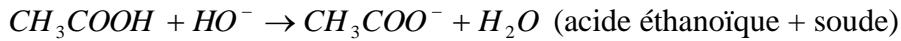
- Dosage acide fort-base forte:  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$



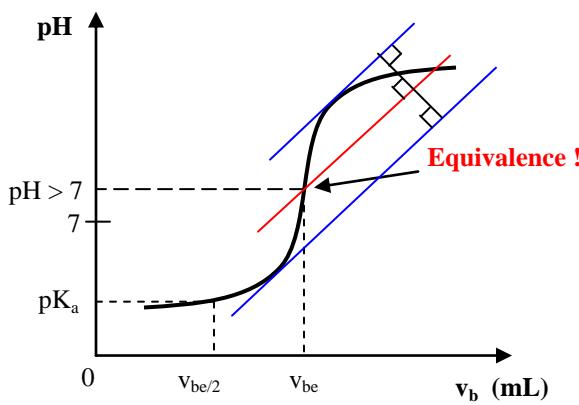
A l'équivalence:

- pH = 7
- $c_a \times v_a = c_b \times v_b$

- Dosage acide faible-base forte :



- Evolution du pH:



A la demi-équivalence:

- la moitié des  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ont été “mangés” par les  $\text{OH}^-$
- $\text{pH} = \text{pK}_a$

A l'équivalence:

- tous les  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ont été “mangés” par les  $\text{OH}^-$
- $\text{pH} > 7$
- $c_a \times v_a = c_b \times v_b$

