

## Les réactions acido-basiques



### (1) La réaction acido-basique

► ► Une réaction acido-basique est une réaction au cours de laquelle il y a un transfert de proton(s) entre l'acide d'un couple acide/base et la base d'un autre couple pour former les espèces conjuguées

► ► Soit la réaction acido-basique d'équation :  $\text{Acide}_1 + \text{Base}_2 = \text{Base}_1 + \text{Acide}_2$  mettant en jeu le couple  $\text{Acide}_1/\text{Base}_1$  de constante d'acidité  $K_{A1}$  et le couple  $\text{Acide}_2/\text{Base}_2$  de constante d'acidité  $K_{A2}$

↳ La constante d'équilibre de la réaction s'écrit  $K = \frac{K_{A1}}{K_{A2}}$

▪ Si la constante d'équilibre de la réaction acido-basique est telle que :

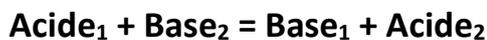
- $K > 1000$  : la réaction peut être considérée comme étant **totale**



- $K < 0,001$  : la réaction n'a pratiquement pas lieu ; la réaction inverse, elle, serait quasi-totale



- $0,001 < K < 1000$  : la réaction conduit à un **équilibre chimique**.

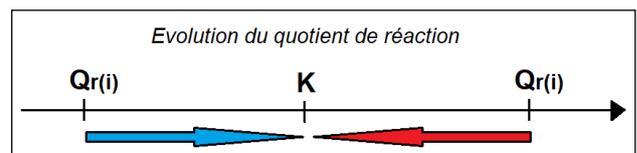


*Les 4 espèces chimiques ont présentes. Les deux réactifs ne disparaissent que partiellement*

### (2) Sens d'évolution spontanée d'une réaction acido-basique

Lors d'une transformation chimique spontanée, le système évolue vers un état d'équilibre :

↳ Le quotient de la réaction varie de  $Q_r(i)$  à  $Q_r(eq) = K$



- Si  $Q_r(i) < K$  : le système chimique évolue dans le sens direct de l'équation

- Si  $Q_r(i) > K$  : le système chimique évolue dans le sens indirect de l'équation

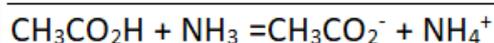
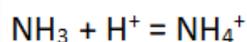
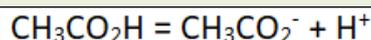
- Si  $Q_r(i) = K$  : le système chimique n'évolue plus (au niveau macroscopique) ; il a atteint son état d'équilibre

## EXEMPLES

### (EX1) Réaction entre l'acide éthanoïque et l'ammoniac :

Couple  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  de  $\text{p}K_A = 4,75 \rightarrow K_{A1} = 10^{-4,75}$

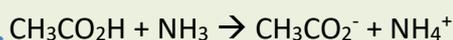
Couple  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  de  $\text{p}K_A = 9,25 \rightarrow K_{A2} = 10^{-9,25}$



#### Constante d'équilibre de la réaction

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] \times [\text{NH}_4^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] \times [\text{NH}_3]} = \frac{K_{A1}}{K_{A2}} = \frac{10^{-4,75}}{10^{-9,25}} = 10^{-4,75+9,25} = 10^{4,5} = 3,2 \cdot 10^4 \gg 1000$$

↪ La réaction est donc considérée comme totale et peut s'écrire avec une simple flèche



### (EX2) On réalise le mélange suivant :

$V_1 = 20,0 \text{ mL}$  d'une solution d'acide méthanoïque  $\text{HCO}_2\text{H}$  de concentration  $C_1$

$V_2 = 10,0 \text{ mL}$  d'une solution de méthanoate de sodium ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{HCO}_2^-$ ) de concentration  $C_2$

$V_3 = 10,0 \text{ mL}$  d'une solution d'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  de concentration  $C_3$

$V_4 = 20,0 \text{ mL}$  d'une solution d'éthanoate de sodium ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ ) de concentration  $C_4$

On a  $C_1 = C_2 = C_3 = C_4 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Couple  $\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCO}_2^-$  de  $\text{p}K_A = 3,75 \rightarrow K_{A1} = 10^{-3,75}$

Couple  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  de  $\text{p}K_A = 4,75 \rightarrow K_{A2} = 10^{-4,75}$

**Concentration des espèces après mélange (mais avant réaction) :** Lors du mélange (avant réaction !), les espèces introduites subissent des dilutions

$[\text{HCO}_2\text{H}]_{(i)} = \frac{C_1 \times V_1}{V_{\text{total}}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-1} \times 20}{60} = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{HCO}_2^-]_{(i)} = \frac{C_2 \times V_2}{V_{\text{total}}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-1} \times 10}{60} = 1,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{(i)} = \frac{C_3 \times V_3}{V_{\text{total}}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-1} \times 10}{60} = 1,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{(i)} = \frac{C_4 \times V_4}{V_{\text{total}}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-1} \times 20}{60} = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

#### Equation de la réaction :

Ecrivons la réaction, arbitrairement dans le sens :  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})} + \text{HCO}_2^-_{(\text{aq})} = \text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$

#### Constante d'équilibre de la réaction :

$$K = \frac{[\text{HCO}_2\text{H}] \times [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{HCO}_2^-] \times [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = \frac{K_{A2}}{K_{A1}} = \frac{10^{-4,75}}{10^{-3,75}} = 10^{-4,75+3,75} = 10^{-1} = 0,1$$

#### Quotient de réaction initial (après mélange mais avant toute réaction)

$$Qr(i) = \frac{[\text{HCO}_2\text{H}]_{(i)} \times [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{(i)}}{[\text{HCO}_2^-]_{(i)} \times [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{(i)}} = \frac{3,33 \cdot 10^{-2} \times 3,33 \cdot 10^{-2}}{1,67 \cdot 10^{-2} \times 1,67 \cdot 10^{-2}} = 4$$

On a  $Qr(i) > K \rightarrow$  la réaction évolue dans le sens indirect

↪ Les concentrations  $[\text{HCO}_2^-]$  et  $[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]$  vont donc augmenter

↪ Les concentrations  $[\text{HCO}_2\text{H}]$  et  $[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]$  vont donc diminuer