

Séquence 5

Les réactions acido-basiques

Activité Dirigée

couple	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$	$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	$\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCO}_2^-$
$\text{p}K_A$ et K_A	$\text{p}K_A = 4,75 \Rightarrow K_A = 10^{-4,75}$	$\text{p}K_A = 9,25 \Rightarrow K_A = 10^{-9,25}$	$\text{p}K_A = 3,75 \Rightarrow K_A = 10^{-3,75}$

DOC1/ La réaction acide-base

■ 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

AP1/

Ecrire la réaction entre l'acide éthanóique $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ et l'ammoniaque NH_3

DOC2/ Constante d'équilibre d'une réaction acido-basique

■ Soit la réaction acido-basique d'équation : **Acide₁ + Base₂ → Base₁ + Acide₂**

Soient : - K_{A1} la constante d'acidité du couple Acide₁/Base₁

- K_{A2} la constante d'acidité du couple Acide₂/Base₂

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

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

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

Si $0,001 < K < 1000$: la réaction conduit à un **équilibre chimique**. Les 4 espèces chimiques sont présentes. Les deux réactifs ne disparaissent que partiellement

AP2/

Démontrons la formule précédente à travers l'exemple de la réaction de l'acide éthanóique avec l'ammoniaque

Expression des constantes d'acidité des 2 couples $K_{A1} =$ $K_{A2} =$ **Expression de K**

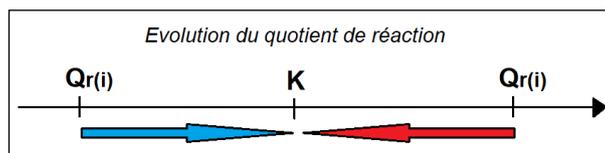
DOC3/ Sens d'évolution d'une réaction acido-basique

■ Comme vu dans la séquence 1 :

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



AP3/

On réalise le mélange suivant :

$V_1 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide méthanoïque HCO_2H de concentration C_1

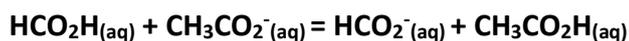
$V_2 = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution de méthanoate de sodium (Na^+ , HCO_2^-) de concentration C_2

$V_3 = 10,0 \text{ mL}$ 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 (Na^+ , CH_3CO_2^-) de concentration C_4

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

Equation de la réaction modélisant la transformation chimique :



Le sens de l'écriture de l'équation ne présage en rien du sens de la transformation réelle

<i>Valeur de la constante d'équilibre</i>	<i>Expression du quotient de réaction initial (après mélange mais avant toute réaction)</i>
$K =$	$Q_{r(i)} =$

<i>Valeurs des concentrations des espèces mélangées avant réactions (les espèces introduites subissent des dilutions)</i>			
$[\text{HCO}_2\text{H}]_{(i)}$	$[\text{HCO}_2^-]_{(i)}$	$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{(i)}$	$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{(i)}$
<i>Valeur de $Q_{r(i)}$ et conclusion</i>			