



## Les réactions acido-basiques

Activité Dirigée

couple	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$	$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	$\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCO}_2^-$
pK <sub>A</sub> et K <sub>A</sub>	pK <sub>A</sub> = 4,75 ↪ K <sub>A</sub> = $10^{-4,75}$	pK <sub>A</sub> = 9,25 ↪ K <sub>A</sub> = $10^{-9,25}$	pK <sub>A</sub> = 3,75 ↪ K <sub>A</sub> = $10^{-3,75}$

### 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

**APP1** Ecrire la réaction entre l'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  et l'ammoniaque  $\text{NH}_3$

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

■ Soit la réaction acido-basique d'équation : **Acide<sub>1</sub> + Base<sub>2</sub> → Base<sub>1</sub> + Acide<sub>2</sub>**

Soient : - K<sub>A1</sub> la constante d'acidité du couple Acide<sub>1</sub>/Base<sub>1</sub>

- K<sub>A2</sub> la constante d'acidité du couple Acide<sub>2</sub>/Base<sub>2</sub>

↪ 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

**APP2** Démonstrons la formule précédente à travers l'exemple de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'ammoniaque

#### Expression des constantes d'acidité des 2 couples

<b>K<sub>A1</sub> =</b>	<b>K<sub>A2</sub> =</b>
-------------------------	-------------------------

#### Expression de K

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

■ Comme vu dans la séquence 1 :

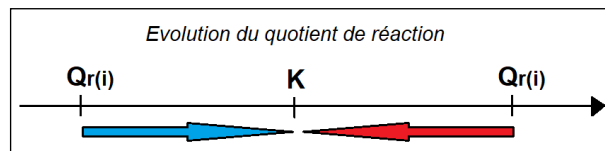
**Lors d'une transformation chimique spontanée, le système évolue vers un état d'équilibre.**

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

**APP3**

On réalise le mélange suivant :

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

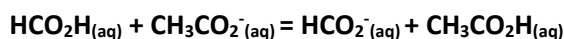
$V_2 = 10,0 \text{ mL}$  d'une solution de méthanoate de sodium ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{HCO}_2^-$ ) de concentration  $C_2$

$V_3 = 10,0 \text{ mL}$  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  $C_1 = C_2 = C_3 = C_4 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

**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

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

Valeurs des concentrations des espèces mélangées avant réactions (les espèces introduites subissent des dilutions)			
---	--	--	--

$[\text{HCO}_2\text{H}]_{(i)}$	$[\text{HCO}_2^-]_{(i)}$	$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{(i)}$	$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{(i)}$

Valeur de $Q_{r(i)}$ et conclusion
------------------------------------

--