



# « Quotient de réaction » et conductimétrie

## correction

### Protocole expérimental

#### Étalonnage du conductimètre

1	KCl	H <sub>2</sub> O	
2	10 <sup>-2</sup> M	d <sub>20</sub> =1	
3	0,000775	0,1	
4	0,000003	0,1	
5			
6			
7			
8			
9			
10			
11			
12			
13			
14			
15			
16			
17			
18			
19			
20			
21			
22			
23			
24			
25			
26			
27			
28			
29			
30			
31			
32			
33			
34			
35			
36			
37			
38			
39			
40			
41			
42			
43			
44			
45			
46			
47			
48			
49			
50			
51			
52			
53			
54			
55			
56			
57			
58			
59			
60			
61			
62			
63			
64			
65			
66			
67			
68			
69			
70			
71			
72			
73			
74			
75			
76			
77			
78			
79			
80			
81			
82			
83			
84			
85			
86			
87			
88			
89			
90			
91			
92			
93			
94			
95			
96			
97			
98			
99			
100			

#### Équilibre de l'acide faible dans l'eau : la constante d'acidité $K_a$

couple acide / base	pK <sub>a</sub>	K <sub>a</sub>	dissociation de l'acide dans l'eau
CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H / CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	4,75	10 <sup>-4,75</sup>	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H (aq) + H <sub>2</sub> O (l) = CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> H / C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	4,20	10 <sup>-4,20</sup>	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> H (aq) + H <sub>2</sub> O (l) = C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)
C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> OHCO <sub>2</sub> H / C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> OHCO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	3,10	10 <sup>-3,10</sup>	C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> OHCO <sub>2</sub> H (aq) + H <sub>2</sub> O (l) = C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> OHCO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)

#### Mesures

Acide éthanóïque		
C <sub>1</sub> = 10,0 × 10 <sup>-3</sup>	C <sub>2</sub> = 5,00 × 10 <sup>-3</sup>	C <sub>3</sub> = 1,00 × 10 <sup>-3</sup>
0,156 × 10 <sup>-3</sup>	0,047 × 10 <sup>-3</sup>	0,044 × 10 <sup>-3</sup>

C	$C_1 = 10,0 \cdot 10^{-3}$	$C_2 = 5,00 \cdot 10^{-3}$	$C_3 = 1,00 \cdot 10^{-3}$
$C_2H_3CO_2H$	147,9 $\mu s$	44,4 $\mu s$	102,1 $\mu s$
$C_6H_5CO_2H$	0,280 ms	0,184 ms	77,3 $\mu s$
$C_6H_4(OH)CO_2H$	0,870 ms	0,206 ms	0,592 ms

C	$10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$10^{-3}$
$C_2H_3CO_2H$	0,150 ms	44,6 $\mu s$	45,2 $\mu s$
$C_6H_5CO_2H$	0,208 ms	0,195 ms	81 $\mu s$
$C_6H_4(OH)CO_2H$	0,348 ms	20,9 $\mu s$	24,6 $\mu s$

<i>acide éthanoïque / ion éthanoate</i> : $\lambda(C_2H_3CO_2^-) = 4,09 \text{ mS.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ ; $\lambda(H_3O^+) = 35,0 \text{ mS.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$			
<b>C (mol.L<sup>-1</sup>)</b>	$C_1 = 10,0 \times 10^{-3}$	$C_2 = 5,00 \times 10^{-3}$	$C_3 = 1,00 \times 10^{-3}$
<b><math>\sigma^\infty</math> (S.m<sup>-1</sup>)</b>	$156 \times 10^{-6}$	$47 \times 10^{-6}$	$44 \times 10^{-6}$
$[H_3O^+]_{eq}$ (mol.m <sup>-3</sup> )			
$[H_3O^+]_{eq}$ (mol.L <sup>-1</sup> )			
$\tau_f$ (%)			
<b><math>Q_{r,eq}</math></b>			

<i>acide benzoïque / ion benzoate</i> : $\lambda(C_6H_5CO_2^-) = 3,23 \text{ mS.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ ; $\lambda(H_3O^+) = 35,0 \text{ mS.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$			
<b>C (mol.L<sup>-1</sup>)</b>	$C_1 = 10,0 \times 10^{-3}$	$C_2 = 5,00 \times 10^{-3}$	$C_3 = 1,00 \times 10^{-3}$
<b><math>\sigma^\infty</math> (S.m<sup>-1</sup>)</b>	$280 \times 10^{-6}$	$184 \times 10^{-6}$	$77,3 \times 10^{-6}$
$[H_3O^+]_{eq}$ (mol.m <sup>-3</sup> )			
$[H_3O^+]_{eq}$ (mol.L <sup>-1</sup> )			
$\tau_f$ (%)			
<b><math>Q_{r,eq}</math></b>			

<i>acide salicylique / ion salicylate</i> : $\lambda(C_6H_4(OH)CO_2^-) = 3,50 \text{ mS.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ ; $\lambda(H_3O^+) = 35,0 \text{ mS.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$			
<b>C (mol.L<sup>-1</sup>)</b>	$C_1 = 10,0 \times 10^{-3}$	$C_2 = 5,00 \times 10^{-3}$	$C_3 = 1,00 \times 10^{-3}$
<b><math>\sigma^\infty</math> (S.m<sup>-1</sup>)</b>	$949 \times 10^{-6}$	$206 \times 10^{-6}$	$24,4 \times 10^{-6}$
$[H_3O^+]_{eq}$ (mol.m <sup>-3</sup> )			
$[H_3O^+]_{eq}$ (mol.L <sup>-1</sup> )			
$\tau_f$ (%)			
<b><math>Q_{r,eq}</math></b>			

### ☞ Conclusions

- $Q_{r,eq}$  est indépendant de la concentration initiale **C** de l'acide.
- $Q_{r,eq}$  est égale à  $K_a$ .
- Ce quotient réactionnel  $Q_{r,eq}$  à l'équilibre de la dissociation de l'acide dans l'eau représente la constante d'acidité  $K_a$  du couple acide/base étudié AH/B : Il mesure la « force » de l'acide faible.
- $\tau_f$  augmente plus la concentration **C** diminue : « l'acidité faible augmente à forte dilution ».

***L'acide faible fortement dilué a un comportement d'acide fort !***