

Les notions d'acidité / basicité au quotidien

Solutions acides



Solutions neutres



Solutions basiques

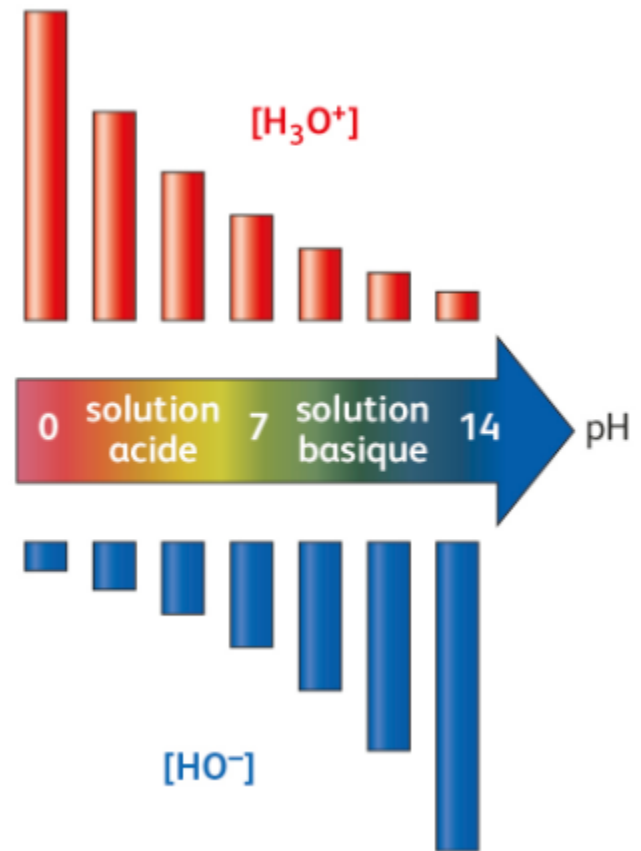


Échelle de pH



Valéry PRÉVOST et al. Physique Chimie, seconde générale. Nathan, 2017.

Échelle de pH



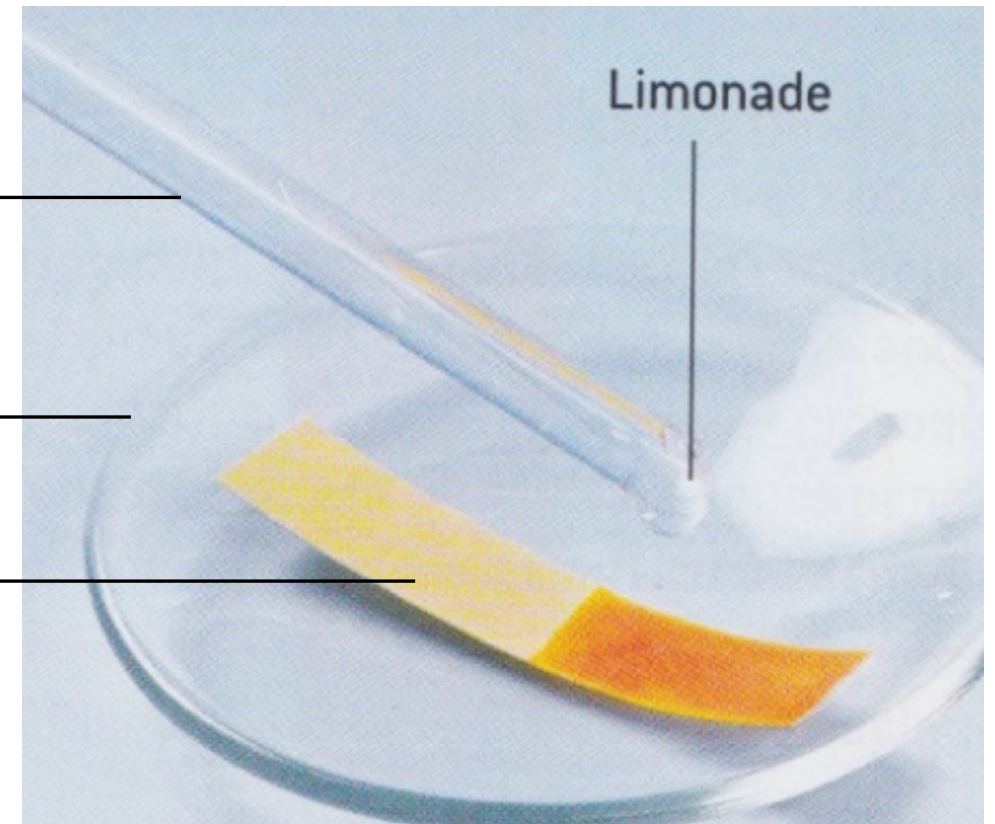
La mesure du pH : Le papier pH



Baguette
en verre

Coupelle

Papier-pH



La mesure du pH : Le pH-mètre



Acides et bases (au quotidien)

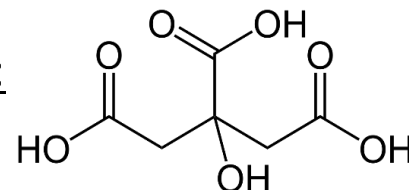
Solutions acides



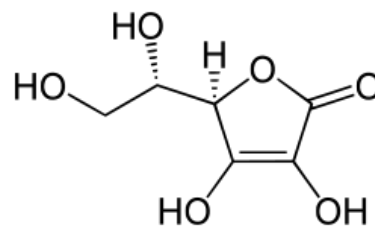
Acide éthanóïque
 CH_3COOH



Acide citrique :



Acide ascorbique :

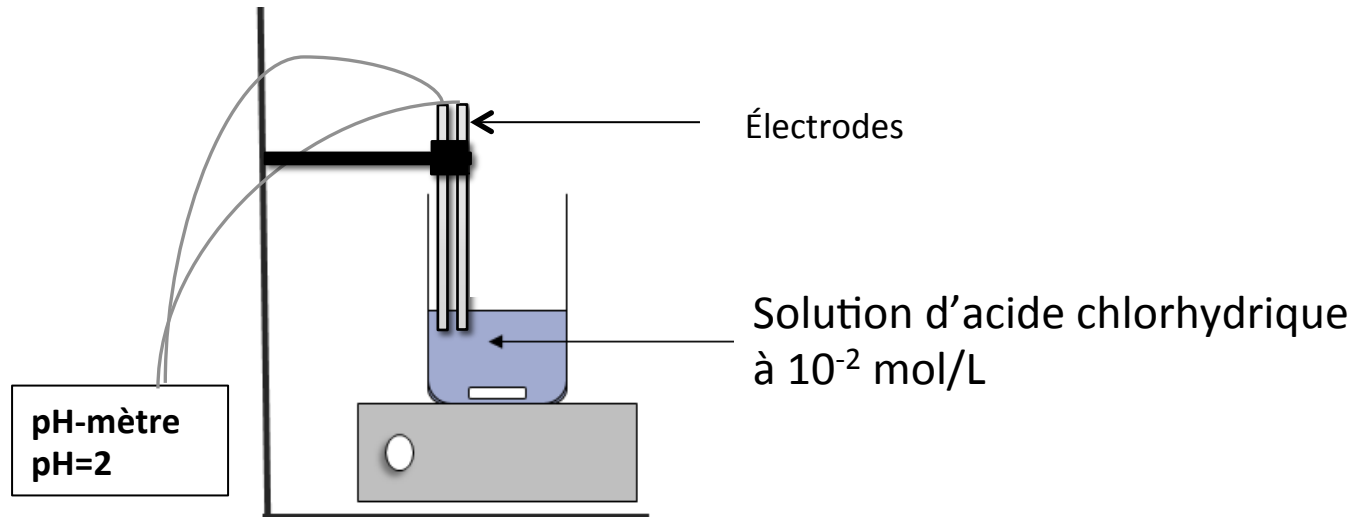


Solutions basiques

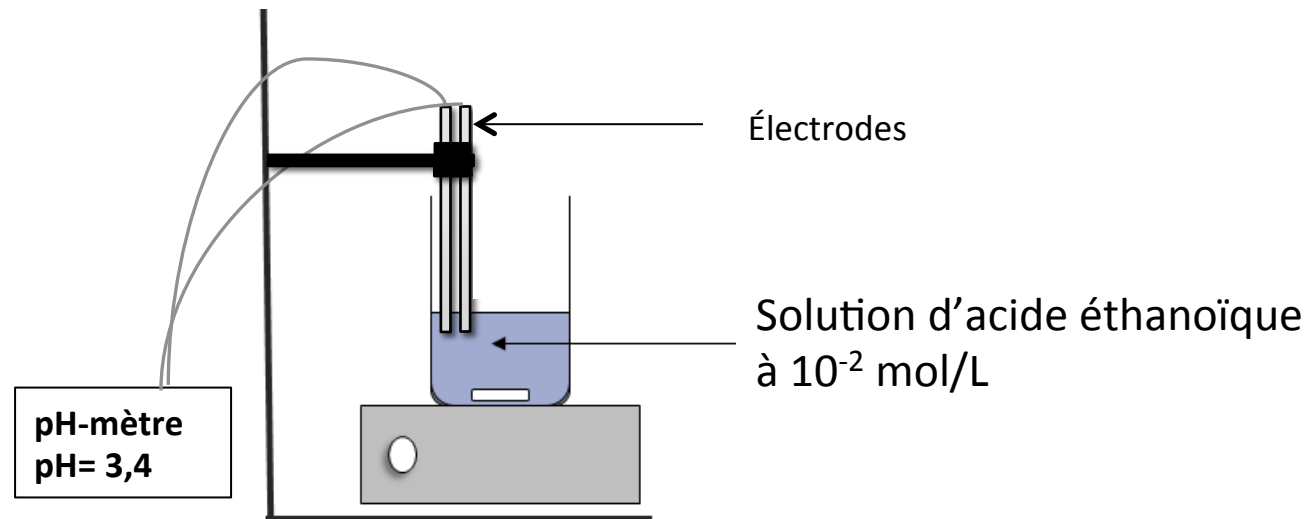


Base : hydroxyde HO^-

L'acide chlorhydrique, un acide fort ?



L'acide éthanoïque, un acide faible ?



Réaction acide éthanoïque avec l'eau

| | $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ | | | |
|--------------|---|-------|--------------------|--------------------|
| Etat initial | C_0 | Excès | 0 | 0 |
| Etat final | $C_0 \cdot (1-\alpha)$ | Excès | $C_0 \cdot \alpha$ | $C_0 \cdot \alpha$ |

Tableau d'avancement de la réaction

Détermination de la constante de dissociation de l'acide éthanoïque dans l'eau

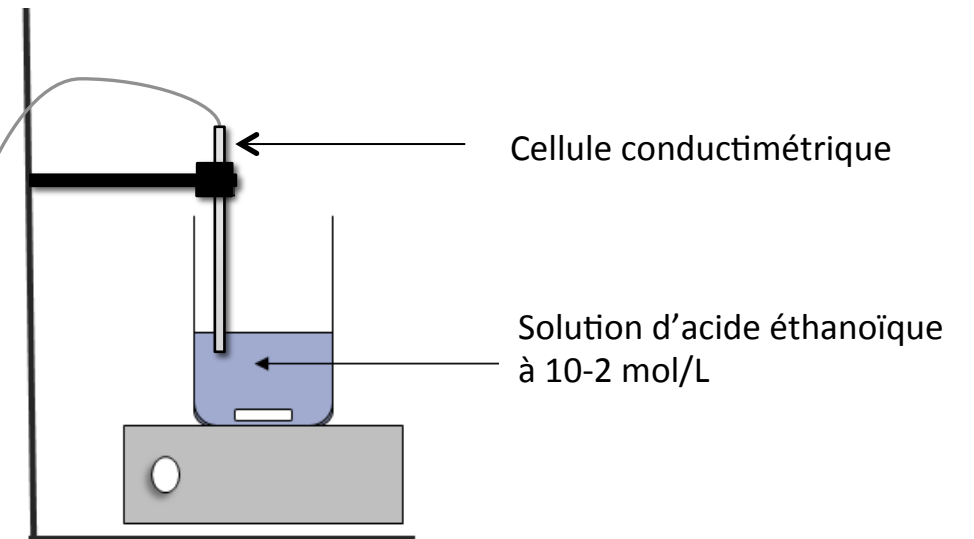
| | $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ | + | $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ | = | $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$ | + | $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ |
|--------------|--|---|-----------------------------------|---|---|---|--------------------------------------|
| Etat initial | C_0 | | Excès | | 0 | | 0 |
| Etat final | $C_0 \cdot (1-\alpha)$ | | Excès | | $C_0 \cdot \alpha$ | | $C_0 \cdot \alpha$ |

Lois de Kohlrausch : $\sigma = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+)^\circ [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-)^\circ [\text{CH}_3\text{COO}^-]$

A l'état final : $\sigma = [\lambda(\text{H}_3\text{O}^+)^\circ + \lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-)^\circ] \cdot C_0 \cdot \alpha$

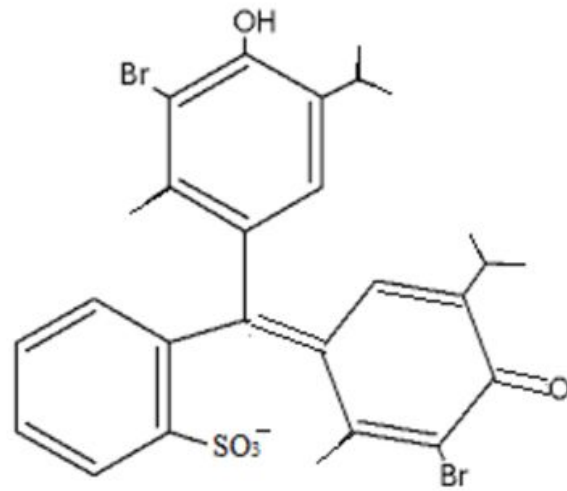
D'où $\alpha = \sigma / ([\lambda^\circ(\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda^\circ(\text{CH}_3\text{COO}^-)] \cdot C_0)$

Conductimètre
 $\sigma = 14,97 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$

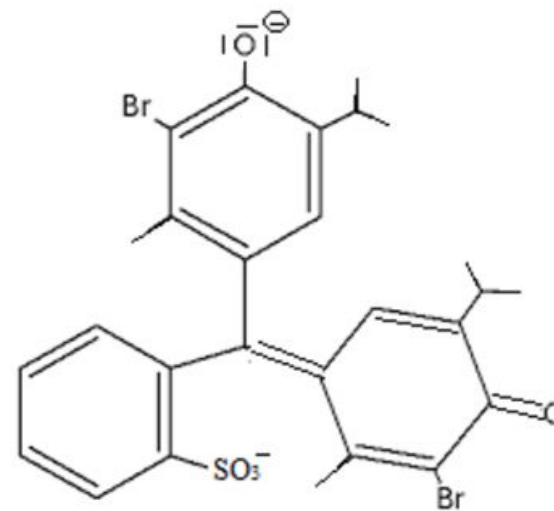


Dispositif expérimental

Bleu de bromothymol : indicateur coloré



« HBBT⁻ », jaune, milieu acide

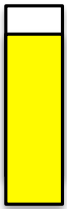


« BBT²⁻ », bleu, milieu basique

Détermination du pKa du BBT

BBT = Couple Acido-basique BBTH/BBT⁻

1



BBT + HCl

2



BBT + Solution
tampon pH₂=7

3



BBT + soude

C = concentration de BBT introduite (identique pour les 3 solutions)

Solution 2 :

$$pK_A = pH_2 - \log \frac{[BBT^-]_2}{[BBTH]_2}$$

Comment avoir accès au rapport $\frac{[BBT^-]_2}{[BBTH]_2}$?

Approximations :

Dans 1: $[BBTH]_1 \approx C$ ($[BBT^-] \ll [BBTH]$)

Dans 2: $[BBT^-]_2 + [BBTH]_2 = C$

Dans 3: $[BBT^-]_3 \approx C$ ($[BBTH] \ll [BBT^-]$)

D'où en exprimant la loi de Beer-Lambert à une longueur d'onde donnée λ :

Spectre de 1: $A_1 = \varepsilon_{BBTH,\lambda} \cdot l \cdot C$

Spectre de 2: $A_2 = \varepsilon_{BBT^-, \lambda} \cdot l \cdot [BBT^-]_2 + \varepsilon_{BBTH,\lambda} \cdot l \cdot [BBTH]_2$

Spectre de 3: $A_3 = \varepsilon_{BBT^-, \lambda} \cdot l \cdot C$

Or $C = [BBT^-]_2 + [BBTH]_2$

D'où

$$\frac{[BBT^-]_2}{[BBTH]_2} = \frac{A_1 - A_2}{A_2 - A_3}$$

Résultats expérimentaux

