

Ce document est un approfondissement sur les techniques de titrages conductimétriques qui sont abordées en première S.

Nous étudierons trois cas de titrages différents.

- I. Etude de la dissociation d'acides dans l'eau.
- II. Titration conductimétrique de l'acide chlorhydrique par la soude.
- III. Titration conductimétrique de l'acide éthanoïque par la soude.
- IV. Titration conductimétrique de l'acide oxalique par la soude.

- I. Etude de la dissociation d'acides dans l'eau.

Les acides selon Brönsted sont des espèces chimiques susceptibles de céder un ou plusieurs protons.

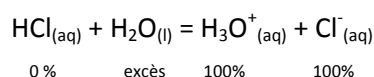
Les trois acides étudiés ont la particularité de ne pas céder de la même manière leur(s) proton(s).

On distinguera des acides dont la dissociation dans l'eau (perte de protons et formation d'ions H_3O^+) est **totale ou partielle**.

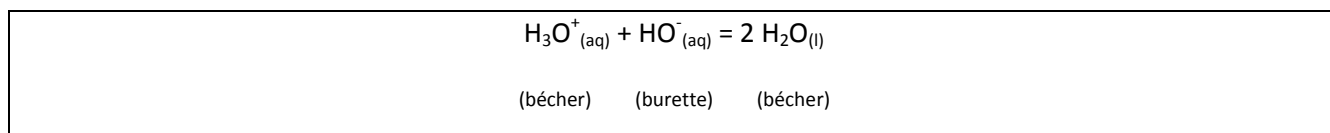
- **Cas de l'acide chlorhydrique : $\text{HCl}_{(\text{aq})}$**

L'acide chlorhydrique se dissocie totalement dans l'eau. C'est-à-dire que n moles d'acide chlorhydrique forment n moles d'ions oxonium H_3O^+ .

A l'état final :



La réaction de titrage de l'acide chlorhydrique par la soude sera :

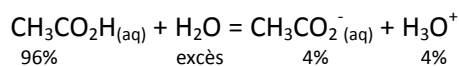


Les ions $\text{Cl}^- + \text{Na}^+$ sont spectateurs pour la réaction acido-basique, mais ils interviendront dans l'interprétation des courbes de conductimétries.

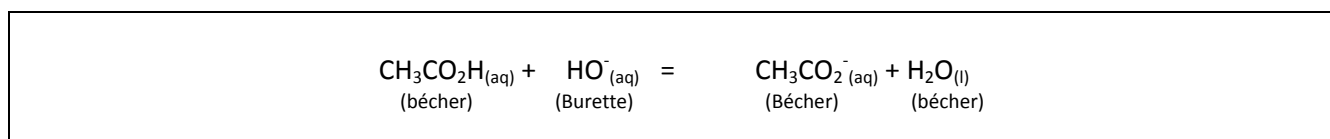
- **Cas de l'acide éthanoïque : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$**

L'acide éthanoïque ne se dissocie que partiellement dans l'eau. Dans ce cas n moles d'acide éthanoïque dans l'eau ne forment que 4% des n moles d'ions oxonium H_3O^+ .

A l'état final :



Autrement dit la forme $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$ est prédominante (96%) et la réaction de titrage de l'acide éthanoïque par la soude sera alors :

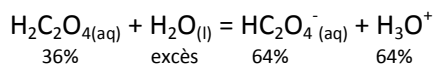


Les ions Na^+ sont spectateurs pour la réaction acido-basique, mais ils interviendront dans l'interprétation des courbes conductimétriques.

- **Cas de l'acide oxalique : $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (aq)**

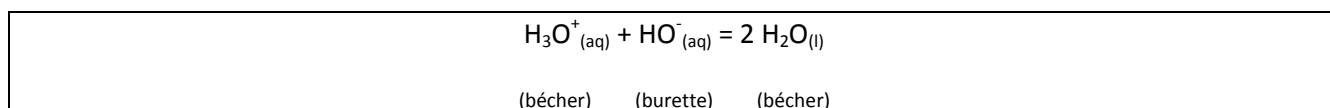
L'acide oxalique est un diacide, c'est-à-dire qu'il est susceptible de libérer deux protons.
Mais la manière dont il libère ces deux protons n'est pas identique.

Première réaction avec l'eau : L'acide oxalique est très dissocié dans l'eau. Il libère facilement son proton.
A l'état final :

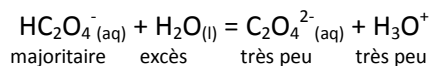


On constate que l'espèce majoritaire est l'ion H_3O^+ (64%).

La première réaction de titrage de l'acide oxalique par la soude sera alors :

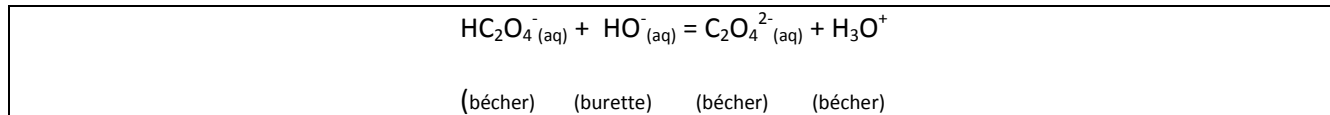


Seconde réaction : L'ion $\text{HC}_2\text{O}_4^-(\text{aq})$ se dissocie peu dans l'eau.
A l'état final :



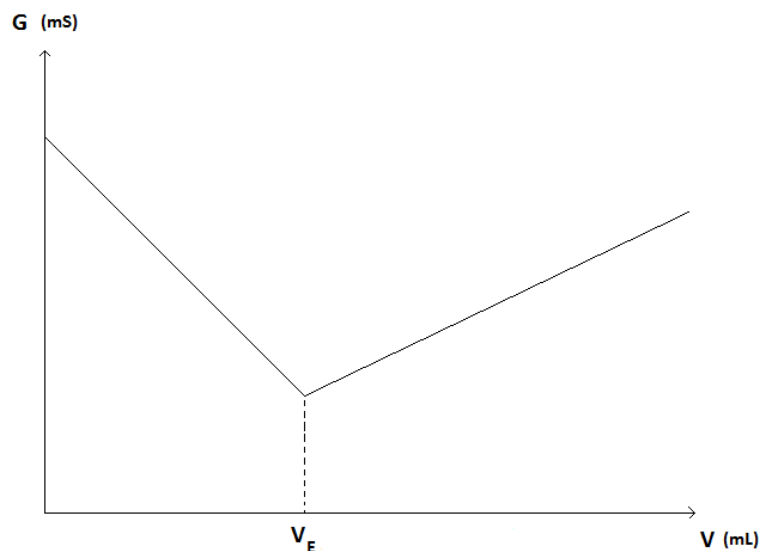
On constate que l'espèce majoritaire est l'ion $\text{HC}_2\text{O}_4^-(\text{aq})$ (ion hydrogéno-oxalate).

La seconde réaction de titrage de l'acide oxalique par la soude sera alors :



II. Titrage conductimétrique de l'acide chlorhydrique par la soude.

Résultats expérimentaux qualitatifs :

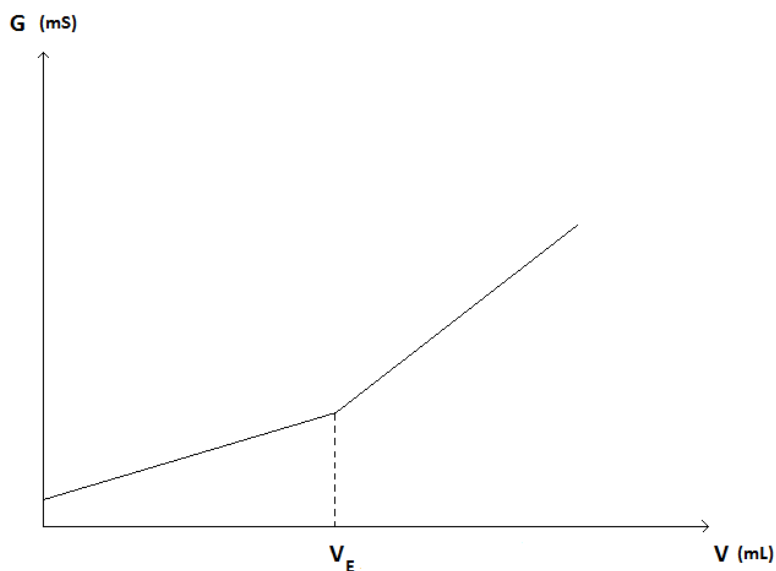


Interprétation :

- Pour $V = 0$, l'espèce majoritaire est l'ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ qui a une conductivité élevée. (il a la conductivité la plus élevée en milieu aqueux).
- Quand on ajoute, de la soude, c'est-à-dire des ions HO^- , en proportions stoechiométriques, il se forme de l'eau. La conductivité diminue.
- Pour V_E , volume à l'équivalence, il ne reste plus de réactifs. Le bécher contient de l'eau et des ions Na^+ et des ions Cl^- . Ces ions spectateurs justifient le fait que la conductivité n'est pas nulle.
En toute rigueur, l'eau pure apporte spontanément des ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ et des ions hydroxydes $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$, mais en très faible quantité ($1,0 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$).
- Après l'équivalence (changement de réactif limitant), l'ion hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ est introduit en excès. La conductivité réaugmente.

III. Titrage conductimétrique de l'acide éthanoïque par la soude.

Résultats expérimentaux qualitatifs :

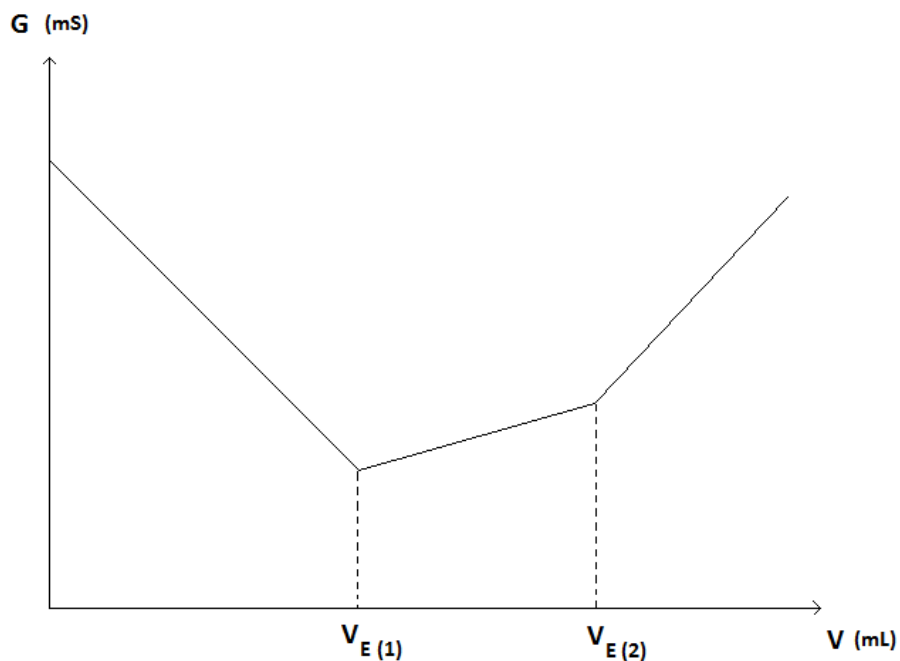


Interprétation :

- Pour $V = 0$, l'espèce majoritaire est l'ion $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$ qui a une conductivité faible car il n'est pas ionisé.
- Quand on ajoute, de la soude, c'est-à-dire des ions HO^- , en proportions stoechiométriques, il se forme des ions $\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}$ qui conduisent le courant.
- Pour V_E , volume à l'équivalence, il ne reste plus de réactifs. Le bécher contient ions $\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}$ et des ions Na^+ .
- Après l'équivalence (changement de réactif limitant), l'ion hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ est introduit en excès. La conductivité augmente, mais comme l'ion $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ conduit davantage le courant que l'ion $\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}$, on observe donc une courbe de pente plus élevée.

IV. Titrage conductimétrique de l'acide oxalique par la soude.

Résultats expérimentaux qualitatifs :



Interprétation :

- Pour $V = 0$, l'espèce majoritaire est l'ion oxonium $H_3O^+_{(aq)}$ qui a une conductivité élevée.
- Quand on ajoute, de la soude, c'est-à-dire des ions HO^- , il se forme de l'eau. La conductance diminue.
- Pour V_E , volume à l'équivalence, il reste des ions $HC_2O_4^-_{(aq)}$ en solution aqueuse qui n'ont pas encore réagi et des ions Na^+ . La solution est donc légèrement conductrice.
- Après la première équivalence, l'ion hydroxyde $HO^-_{(aq)}$ réagit avec les ions $HC_2O_4^-_{(aq)}$ pour former des ions $C_2O_4^{2-}_{(aq)}$ qui conduisent mieux le courant que les ions $HC_2O_4^-_{(aq)}$. On observe donc une courbe de pente plus élevée.
- A près la seconde équivalence, la conductivité augmente à nouveau, car l'ion $HO^-_{(aq)}$ introduit en excès, conduit davantage le courant que les autres ions. On observe donc une courbe de pente encore plus élevée.