

R6. Chimie. Méthodes chimiques d'analyse d'un système chimique.

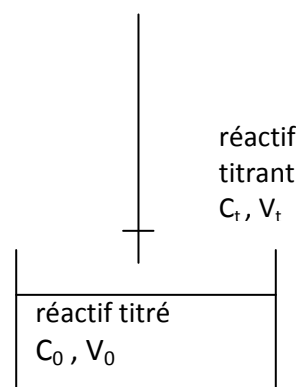
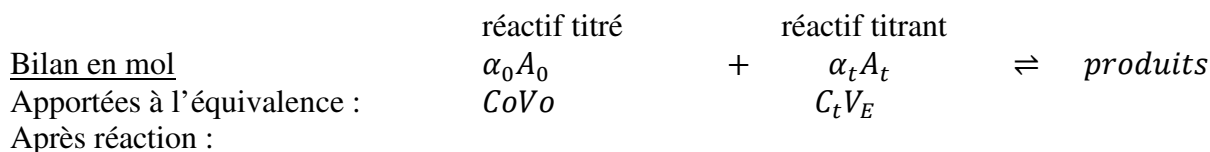
I. Réaction de titrage (ou de dosage)

L'espèce dont on connaît la concentration est le réactif titrant (dans la burette) et celle dont la concentration est inconnue est le réactif à titrer ou titré (dans le bécher).

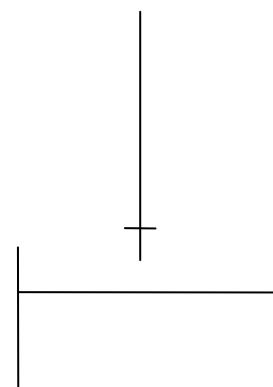
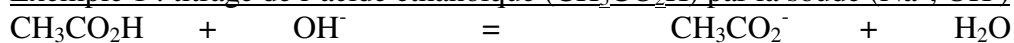
La réaction chimique support est appelée réaction de titrage.
Elle doit être unique, quasi-totale (ξ_{eq} proche de ξ_{max}) et cinétiquement rapide.

Bilan de matière au point équivalent (= à l'équivalence) : On a versé un volume V_E .

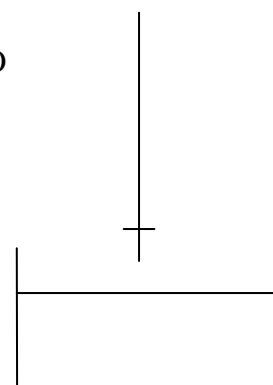
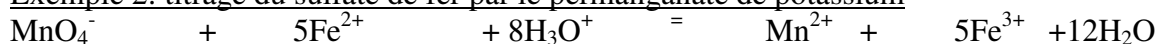
Les réactifs titrant et titré ont été apportés dans les proportions stœchiométriques, ils ont donc quasiment totalement disparu après réaction.



Exemple 1 : titrage de l'acide éthanóique ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) par la soude (Na^+ , OH^-)



Exemple 2: titrage du sulfate de fer par le permanganate de potassium



II Détermination de l'équivalence

1.) Méthode colorimétrique

Pour repérer l'équivalence, on choisit un indicateur coloré, espèce chimique qui change de couleur selon la valeur du pH de la solution. Dans l'exemple 1, on utilise le BBT (bleu de bromothymol).

Parfois c'est l'un des réactifs qui change de couleur en se transformant en produit : dans l'exemple 2, la solution de MnO_4^- est violette, celle de Mn^{2+} est incolore.

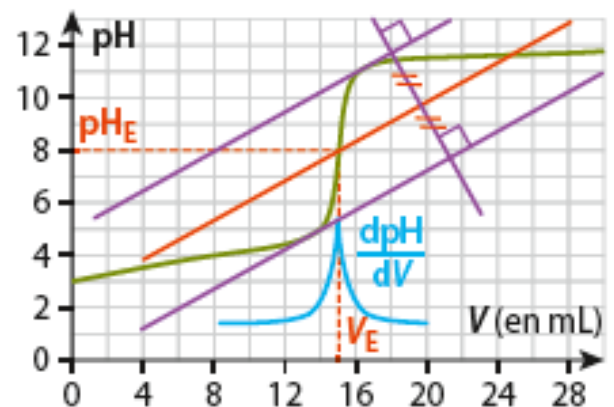
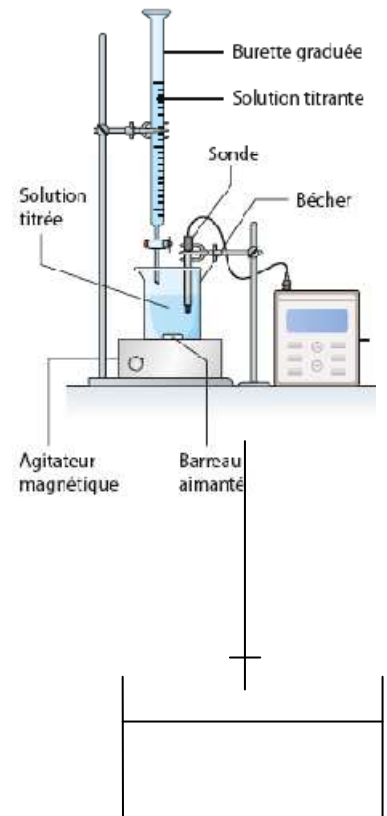
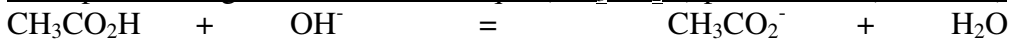
La méthode colorimétrique est rapide mais parfois peu précise.

2.) Mesure du pH

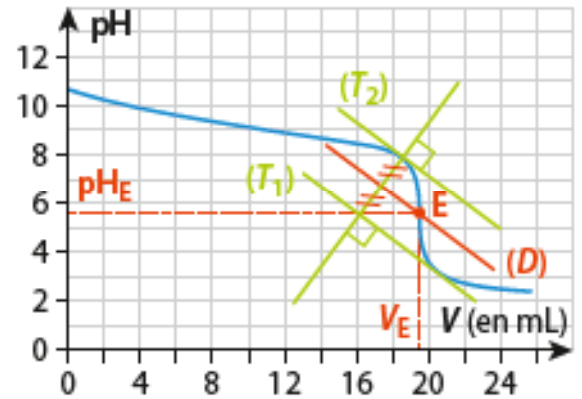
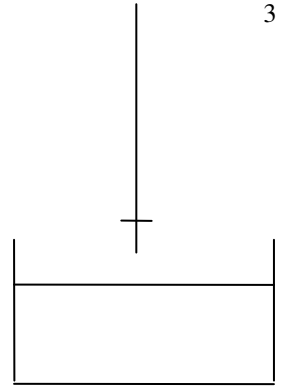
Lorsque le pH de la solution varie au cours du titrage, on peut utiliser un pH-mètre pour repérer le point équivalent : on trace alors la courbe $\text{pH}=f(V)$ où V est le volume de l'espèce titrante versé depuis le début du titrage.

Au voisinage de l'équivalence, la courbe présente un « saut de pH », ce qui permet de déterminer V_E avec une bonne précision : $\left| \frac{dpH}{dV} \right|$ est maximale. On peut utiliser la méthode des tangentes si la courbe est à peu près symétrique de part et d'autre du point équivalent.

Exemple 1 : titrage de l'acide éthanique ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) par la soude (Na^+ , OH^-)



Exemple 2 : Titrage de NH_3 par $(\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-)$



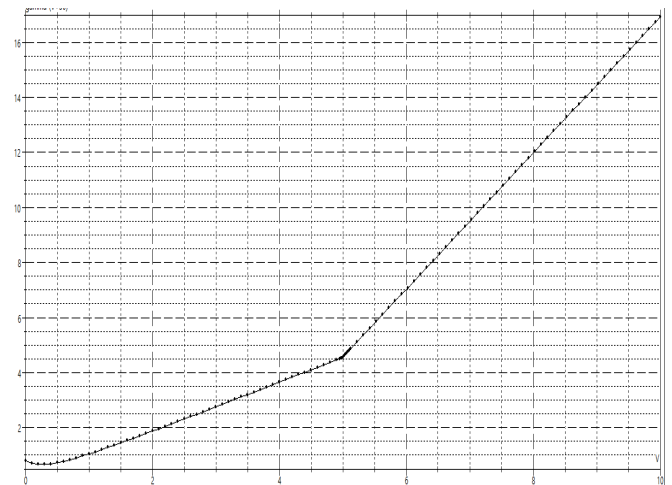
3.) Mesure de la conductivité

Lorsque la réaction de titrage met en jeu des ions, la conductivité varie. On peut alors tracer la courbe $\sigma = f(V)$. L'appareil de mesure est le conductimètre.

Si la solution est suffisamment diluée (pour cela, on rajoute souvent de l'eau distillée), on obtient des comportements quasiment linéaires avant et après le point équivalent. Le volume équivalent correspond à l'abscisse du point d'intersection des deux droites.

On fait l'inventaire des ions présents à chaque étape du titrage, y compris les ions spectateurs. On étudie l'évolution de leurs concentrations avant et après le point équivalent. La conductivité de la solution est donnée par la loi de Kohlrausch.

Exemple 1 : titrage de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ par $(\text{Na}^+, \text{OH}^-)$:



Exemple 2 : titrage des ions chlorure (Na^+ , Cl^-) par les ions argent : (Ag^+ , NO_3^-)

