

## TP N°2. Titrage par conductimétrie

Le principal objectif de ce TP est la détermination de la concentration d'un acide par dosage conductimétrique.

On se propose de réaliser dans une première partie de ce travail un titrage conductimétrique d'une solution d'acide chlorhydrique commercial (esprit de sel Nassah) de concentration inconnue par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 0,1M, ensuite on procédera dans une deuxième partie à la vérification du degré d'acidité du vinaigre (l'acide éthanoïque) porté sur l'étiquette d'une bouteille de commerce.

### I- Rappels théoriques

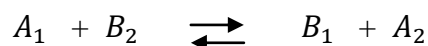
#### 1- Définition du titrage

Titre une solution, c'est déterminer la concentration  $c_A$  d'une espèce chimique A qu'elle contient, en utilisant une réaction chimique entre l'espèce A et une autre espèce chimique B. La réaction de titrage doit être unique, totale et suffisamment rapide

La solution A de concentration inconnue est usuellement placée dans un bécher tandis que le réactif titrant B (de concentration connue  $C_B$ ) est délivré par une burette graduée.

A l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de titrage. Ils sont tous deux intégralement consommés.

Soit la réaction de titrage d'un acide  $A_1$  par une base  $B_2$  selon :



À l'équivalence, le nombre de moles de  $B_2$  introduit est égal au nombre de moles de  $A_1$  présent initialement :

$$n_{B_2}^{introduit} = n_{A_1}^{initial}$$

L'équivalence correspond à une égalité formelle de quantité de matière. C'est une égalité théorique puisque les deux réactifs ne se trouvent plus dans le milieu.

Nous envisageons le repérage de l'équivalence en utilisant la conductimétrie

#### 2- Dosage conductimétrique

La conductimétrie est une technique de mesure bien adaptée pour suivre les dosages acido-basiques. Cela est dû à la disparition ou l'apparition d'espèces ioniques très mobiles  $H^+$  ou  $OH^-$  au cours des dosages, ainsi qu'à la transformation d'espèces neutres ne participant donc pas à la conductivité mesurée en espèces chargées, base déprotonée  $CH_3COO^-$  par exemple ou acide protoné  $NH_4^+$ .

Expérimentalement les dosages conductimétriques sont réalisés à l'aide d'un conductimètre qui mesure la conductance  $G$  de la solution entre les deux plaques métalliques d'une cellule de mesure.

La conductance  $G$ , inverse de la résistance, est reliée à la conductivité  $\sigma$  de la solution selon :

$$G = \sigma \frac{S}{l}$$

Connaissant la conductance  $G$  et la constante de la cellule  $K_{cell}$  (l/s) on obtient facilement la conductivité  $\sigma$  de la solution:

$$\sigma = K_{cell} \cdot G$$

G s'exprime en Siemens (S) et  $\sigma$  en  $S \cdot m^{-1}$ .

La conductivité  $\sigma$  est liée aux espèces ioniques présentes en solution par

$$\sigma = \sum_i \lambda_i^0 c_i$$

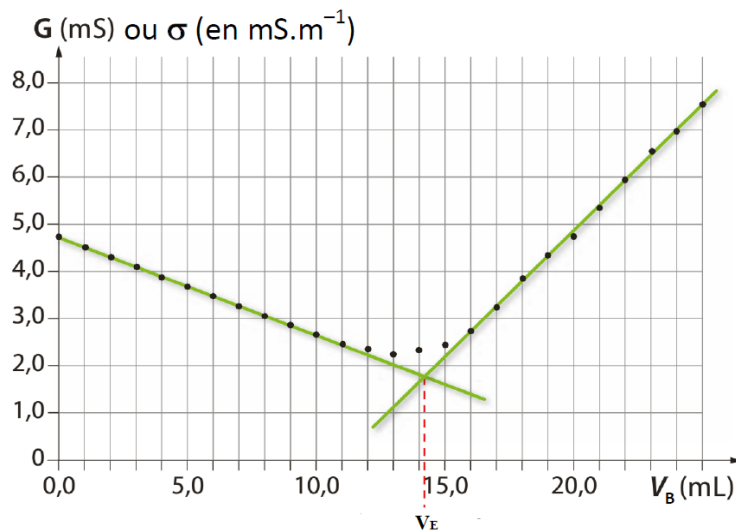
où  $\lambda_i^0$  est la conductivité molaire limitée de l'ion i;  $c_i$  sa concentration.

### 3- Principe :

On mesure la conductivité (ou la conductance) de la solution titrée pour chaque volume de solution titrante versée. Afin de pouvoir représenter des points expérimentaux régulièrement répartis, on ajoute la solution titrante **millilitre par millilitre** avant et après l'équivalence. Cependant, il n'est pas nécessaire de « resserrer » les versements **au voisinage de l'équivalence**

#### Équivalence d'un titrage conductimétrique

Pour déterminer l'équivalence d'un dosage conductimétrique, on trace, à partir du nuage de points obtenu grâce aux mesures expérimentales, les deux meilleures approximations linéaires de chaque partie du nuage de points :



Les deux droites se coupent en un point (correspondant au **changement de pente de la courbe**) : ce point représente **l'équivalence**. On lit alors son abscisse pour obtenir le volume équivalent  $V_E$ .

L'interprétation du changement de pente peut se faire par l'analyse des conductivités molaires des espèces chimiques présentes à chaque étape du titrage.

En pratique, pour que les courbes tracées présentent des portions de droite, il faut s'affranchir de tout problème de dilution. Le volume ajouté doit alors être négligeable devant le volume initial. C'est pourquoi on dose généralement de grands volumes de solution par une solution titrante plus concentrée que la solution titrée.

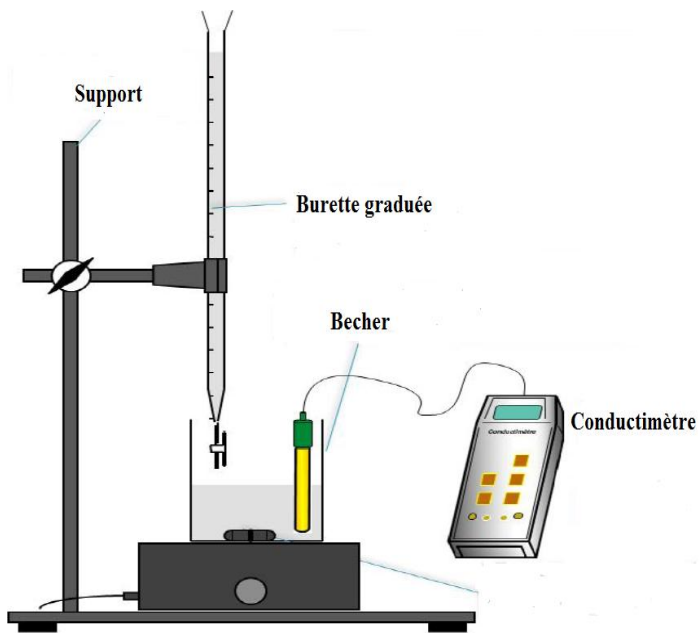
## II- Partie expérimentale

### 1. Matériel - produits utilisés

- Conductimètre et sa sonde;
- Thermomètre
- Burette graduée de 25 mL
- Fiole jaugée de 150 mL
- Becher de 150 mL
- Epruvette graduée de 50 ml
- Acide chlorhydrique de commerce (esprit de sel)
- Vinaigre du commerce
- Solution d'hydroxyde de sodium (ou soude) de concentration  $C_b = 0,1$  mol/l

## 2. Mode opératoire

Les solutions à titrer étant trop concentrées, avant de réaliser le titrage, **effectuer une dilution au 1/10<sup>e</sup> du vinaigre commercial, et au 1/100 de l'acide chlorhydrique commercial**



- **Etalonner le conductimètre** avec la solution de chlorure de potassium adéquate
- **Prélever 20 ml** de la solution diluée, les introduire dans un bécher et **ajouter environ 100 ml d'eau** distillée.
- Introduire la sonde de mesure dans le bécher
- **Effectuer le titrage** de ces 20 ml de la solution diluée en versant, millilitre par millilitre, le réactif titrant (solution de soude de concentration  $C_b = 0,1M$ ) dans le bécher. A chaque ajout, relever dans un tableau le volume  $V_b$  de solution titrante versée et la conductance  $G$  du mélange (ou la conductivité  $\sigma$ ).
- Tracer le **graphe  $\sigma = f(V_b)$** .

**La représentation graphique est constituée de deux segments de droite : leur intersection détermine l'équivalence E.**

- En déduire le volume équivalent  $VE$ .

### Données :

$pK_A(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,8$ ;  $pK_A(H_2O/HO^-) = pK_e = 14,0$ ;  $pK_A(H_3O^+/H_2O) = 0$

Masse volumique du vinaigre :  $\rho = 1,02 \text{ g.cm}^{-3}$ ;

Masses molaires atomiques en  $\text{g.mol}^{-1}$  :  $M(C) = 12,0$  ;  $M(H) = 1,0$  ;  $M(O) = 16,0$

Conductivités molaires ioniques en  $\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$  à 25 °C:  $\lambda^0(CH_3COO^-) = 4,1$ ;  $\lambda^0(Na^+) = 5,0$ ;  $\lambda^0(HO^-) = 20,0$ ;  
 $\lambda^0(Cl^-) = 7,64$ ;  $\lambda^0(H_3O^+) = 34,98$ ;  $\lambda^0(OH^-) = 19,83$ .

## Compte rendu du TP n°2:

Nom.....Prénom.....Groupe.....Sous groupe

Principe du Tp.....

.....

.....

.....

.....

.....

### A- Dosage de HCl

1- Quelle est réaction acido-basique qui se produit lorsqu'on verse la solution de soude dans la solution d'acide chlorhydrique (les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  sont spectateurs)?

2- Compléter le tableau ci-dessous

$V_b(\text{ml})$															
$\sigma (\text{mScm}^{-1})$															
$V_b(\text{ml})$															
$\sigma (\text{mScm}^{-1})$															
$V_b(\text{ml})$															
$\sigma (\text{mScm}^{-1})$															

3- Ecrire l'expression littérale de la conductivité de la solution en fonction des concentrations des espèces et de leurs conductivités molaires ioniques.

4- Tracer le graphe  $\sigma = f(V_b)$

a- Commenter l'allure de la courbe

b- Déterminer  $V_{b,eq}$  de la solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence

c- En vous appuyant sur la définition de l'équivalence, calculer la concentration  $C_a$  de la solution d'acide chlorhydrique diluée sachant que  $C_b = 0,1 \text{ mol/l}$  (Concentration de NaOH), puis la concentration du produit commercial (nassah)

## B- Dosage de l'acide acétique

Compléter le tableau ci-dessous

$V_b(\text{ml})$															
$\sigma (\text{mScm}^{-1})$															
$V_b(\text{ml})$															
$\sigma (\text{mScm}^{-1})$															
$V_b(\text{ml})$															
$\sigma (\text{mScm}^{-1})$															

Ecrire l'équation de la réaction de titrage.

Calculer la constante d'équilibre de cette réaction. Conclure (réaction totale ou partielle).

d- Tracer le graphe  $\sigma = f(V_b)$  et commenter l'allure de la courbe

5) Déterminer la concentration molaire de l'acide éthanoïque dans la solution diluée de vinaigre.

6) Quelle est la concentration molaire de l'acide éthanoïque dans le vinaigre commercial ?

7) Quel est le degré d'acidité du vinaigre dosé? (masse en grammes d'acide éthanoïque pur contenu dans 100 g de vinaigre). Comparer avec la valeur donnée sur l'étiquette.

