

## TP26 : Titrage d'un acide fort par une base forte

### CAPACITÉS EXPÉRIMENTALES TRAVAILLÉES :

- ▷ Exploiter la réaction support d'un titrage unique (recenser les espèces présentes dans le milieu au cours du titrage, repérer l'équivalence, justifier qualitativement l'allure de la courbe ou le changement de couleur observé).
- ▷ Justifier le protocole d'un titrage à l'aide de données.
- ▷ Mettre en oeuvre un protocole expérimental correspondant à un titrage direct.
- ▷ Choisir et utiliser un indicateur coloré de fin de titrage.
- ▷ Exploiter une courbe de titrage pour déterminer la concentration en espèce titrée.
- ▷ Distinguer l'équivalence et le repérage du virage d'un indicateur coloré de fin de titrage.

### CAPACITÉ NUMÉRIQUE TRAVAILLÉE :

- ▷ Utiliser la bibliothèque matplotlib pour représenter un nuage de points.

### MATÉRIEL :

Burette graduée (25mL), pipette jaugée (25mL), propipette, béchers (100mL × 3), solution d'acide chlorhydrique à  $0,050 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , solution d'hydroxyde de sodium à  $0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , pH-mètre, dispositif d'agitation, indicateurs colorés dont BBT, ordinateur avec Python et Regressi

En chimie, on qualifie de **dosage** toute technique expérimentale permettant de déterminer la **concentration** d'une espèce chimique préalablement identifiée. Parmi les méthodes de dosage, les **titrages** sont des techniques chimiques au cours desquelles l'échantillon est transformé : il s'agit donc de dosages destructifs.

Nous avons déjà vu le principe du **dosage colorimétrique** (cf TP13) : le changement de couleur du milieu réactionnel en présence d'un indicateur coloré bien choisi permet de repérer l'**équivalence**. Aujourd'hui, nous allons mettre en oeuvre une méthode quantitative plus précise : un **titrage pH-métrique**. Le but de cette séance est de vérifier le bien fondé de cette technique expérimentale et d'en apprendre les gestes techniques.

### PROBLÉMATIQUE :

Le titrage pH-métrique d'un **acide fort** par une **base forte** permet-il de remonter précisément à la concentration de l'acide ?

## 1 Aspects théoriques

**Q1.** Rappeler la formule et la nature (acide ou base, fort(e) ou faible) de l'acide chlorhydrique et de la soude (hydroxyde de sodium).

**Q2.** Écrire l'équation de la réaction avec l'eau de l'acide chlorhydrique liquide. Cette réaction est-elle totale ?

**Q3.** Écrire l'équation de la réaction avec l'eau de la soude. Cette réaction est-elle totale ?

**Q4.** On souhaite titrer la solution aqueuse d'acide chlorhydrique par la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. Déterminer l'équation de la réaction support du titrage, que nous noterons (1). Déterminer la nature de cette réaction (acide-base, précipitation/dissolution ou oxydo-réduction).

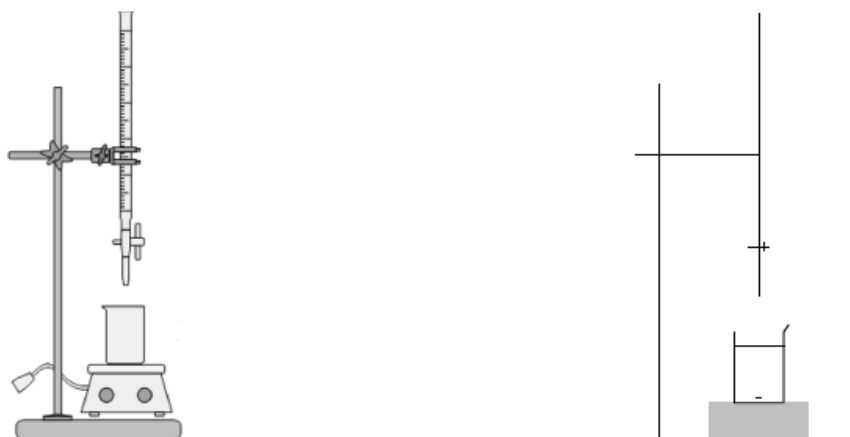
**Q5.** Pour que le titrage fonctionne, la réaction (1) doit être rapide, totale et univoque (aucune autre réaction parasite impliquant l'un de ses réactifs n'a lieu en même temps dans le milieu). Expliquer pourquoi ces critères sont importants pour exploiter le titrage avec un tableau d'avancement.

**Q6.** À l'équivalence, les réactifs titrant et titré ont été introduits dans le milieu réactionnel dans les proportions stœchiométriques. Écrire l'équation (2) qui traduit l'équivalence en termes de quantités de matière initiale de réactif titré  $n_i$  et de quantité de matière de réactif titrant introduit à l'équivalence  $n_E$ .

## 2 Aspects expérimentaux

### 2.1 Dispositif expérimental

Le montage qui sera utilisé est dessiné et schématisé ci-dessous.

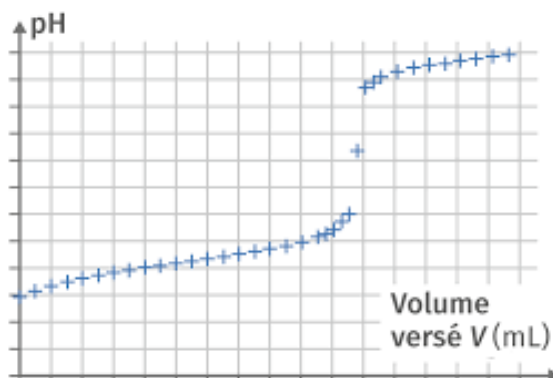


**Q6.** Recopier le schéma du montage et l'annoter. Vous indiquerez notamment quel est le réactif titrant et quel est le réactif titré, en précisant où ils se situent.

La sonde d'un **pH-mètre** trempera dans le milieu réactionnel afin de mesurer son pH en fonction du volume  $V$  de solution titrante versé dans le milieu réactionnel.

**Q7.** Compléter le schéma du montage en y ajoutant le pH-mètre et sa sonde. Expliquer alors pourquoi on utilise un bécher plutôt qu'un erlenmeyer pour contenir le milieu réactionnel.

Typiquement, l'allure du graphe de  $\text{pH} = f(V)$  a l'allure suivante :



**Q8.** Justifier qualitativement l'allure de cette courbe en réfléchissant à ce qui se passe dans le milieu réactionnel au cours du titrage.

## 2.2 Protocole 1 - Préparation du titrage

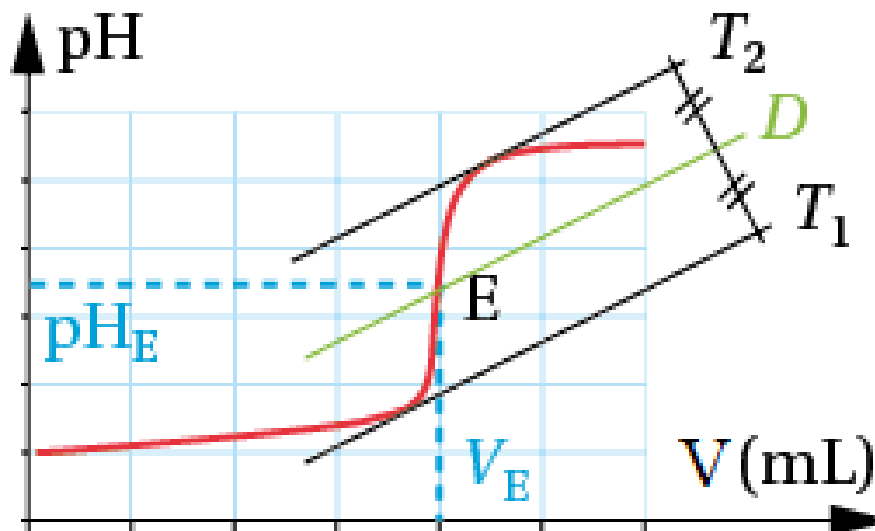
- ▷ Rincer la burette avec de l'eau distillée, puis avec la solution titrante (ici la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium).
- ▷ Remplir la burette avec la solution titrante. Ajuster la graduation zéro avec précision.
- ▷ Rincer le bécher avec de l'eau distillée et y mettre un barreau aimanté.
- ▷ Prélever une prise d'essai de volume  $V_A = 50$  mL de la solution titrée (ici l'acide chlorhydrique) et la verser dans le bécher.
- ▷ Plonger la sonde pH-métrique dans la solution contenue dans le bécher.

## 2.3 Principe de l'exploitation des données

Pour l'exploiter quantitativement et trouver le volume à l'équivalence  $V_E$ , deux méthodes sont possibles :

### 1. Méthode des tangentes :

Si on dispose du graphique en version papier (ou d'un logiciel spécifique permettant de le faire informatiquement), on peut procéder ainsi :



- ▷ On trace deux tangentes à la courbe, parallèle l'une à l'autre, de part et d'autre du saut de pH.
- ▷ On trace la parallèle à ces deux tangentes qui leur est équidistante. Cette parallèle coupe la courbe en un point dont l'abscisse est le volume à l'équivalence  $V_E$ .

### 2. Méthode de la dérivée :

Si on dispose d'un logiciel ou qu'on peut coder un programme informatique, on peut procéder ainsi :

- ▷ On représente la dérivée du pH par rapport au volume versé :  $\frac{d\text{pH}}{dV} = f(V)$ .
- ▷ On repère le maximum de cette courbe. Son abscisse est le volume à l'équivalence  $V_E$ .

## 2.4 Protocole 2 - Mise en oeuvre du titrage

En vous appuyant sur les documents fournis et le schéma du montage, proposer (au brouillon) un protocole permettant de déterminer la concentration  $C_A$  de la solution titrée. Le faire valider par l'enseignant, puis le mettre en oeuvre.

**Q9.** Noter le volume  $V_E$  de solution titrante versé à l'équivalence ainsi que le pH à l'équivalence  $\text{pH}_E$ . En déduire la concentration  $C_A$  de la solution titrée. Commenter.

**Q10.** Évaluer l'incertitude-type  $u(V_E)$ .

Pour avoir un point de comparaison, on souhaite à présent effectuer un titrage colorimétrique, fondé sur l'utilisation d'un indicateur coloré.

Un **indicateur coloré acido-basique** est constitué d'un couple acide faible/base faible dont les formes acide et basique, notées  $\text{HIn}$  et  $\text{In}$ , ont des couleurs différentes en solution. L'équivalence d'un titrage acido-basique peut être repérée par le **virage** (changement de couleur) de l'indicateur coloré, et ce d'autant mieux que son  $\text{pK}_a$  est proche du pH à l'équivalence et que la zone de virage de l'indicateur est étroite.

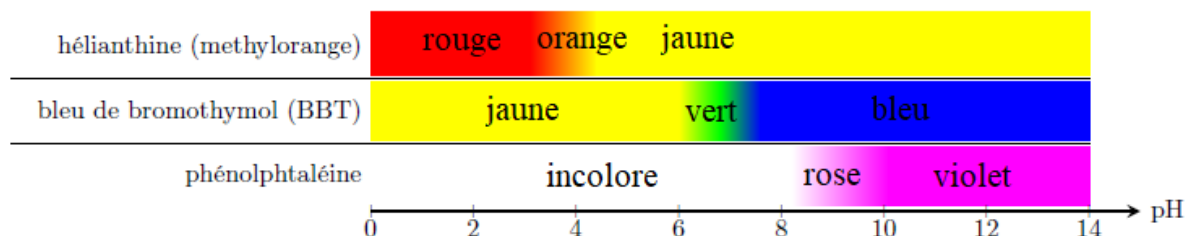


FIGURE 1 – Exemples d'indicateurs colorés

**Q11.** Identifier l'indicateur coloré le plus approprié pour effectuer un titrage colorimétrique dans ce contexte.

**Q12.** Proposer un protocole pour effectuer ce titrage (on se contentera d'indiquer les modifications par rapport au titrage pH-métrique) et le faire valider par l'enseignant.

**Q13.** Mettre en oeuvre le titrage colorimétrique et comparer le résultat à celui du titrage pH-métrique. Commenter.