

TITRAGES ACIDO-BASIQUES (Acide fort-Base forte)

1-Définitions :

***Un acide** est toute substance susceptible de céder des protons H^+ au cours d'une réaction chimique. Toutes les solutions acides contiennent des ions hydroniums



***Une base** est toute substance capable de fixer des protons H^+ au cours d'une réaction chimique. Toutes les solutions basiques renferment l'ion hydroxyde OH^-



***Titrage** : le dosage par titrage de l'espèce A consiste à la faire réagir avec une espèce titrante B. La transformation chimique correspondante doit être rapide et totale.

* **Courbes de titrage** : La courbe de titrage (également appelée courbe de neutralisation) correspond à la représentation graphique de la variation de pH au cours de l'addition progressive de base forte (Dans ce TP, la soude NaOH, dans une solution d'acide fort (solution d'acide chlorhydrique HCl).

***Le point d'équivalence E**: correspond au volume de soude ajouté (V_{eq}) tel que les quantités d'acide et de base mises en présence sont équivalentes, selon le rapport prévu par le bilan de réaction (soit 1 mole de solution HCl pour 1 mole de solution NaOH).

Exemples d'indicateurs colorés :

Indicateur	Teinte / acide	Zone de virage	Teinte / base
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Rouge de méthyle	Rouge	4,08 - 6	Jaune
Bleu de bromothymole	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Phénol-phtaléine	Incolore	8,2 - 10,0	Rose-violet
Jaune d'Alizarine	Jaune	10,1 - 12,2	Rouge

***Un indicateur coloré** : est un réactif dont la couleur dépend du milieu (ou le pH). Il peut être utilisé pour repérer la fin d'un dosage si l'équivalence est atteinte dans sa zone de virage.

2- But

- Préparation des solutions de HCl et NaOH
- Neutralisation d'une solution acido- basique,
- Localisation du point d'équivalence et comparaison entre indicateurs colorés.

3- Partie expérimentale :

3-1- Matériel - produits utilisés :

Bécher, pipette ou éprouvette, propipette, burette, erlenmeyer, fiole jaugé et pissette., HCl , NaOH et l'eau distillée.

3-2- Préparation des Solutions : 100 mL d'une solution de HCl (0,1M) et 250 ml d'une solution de NaOH (0,1M)

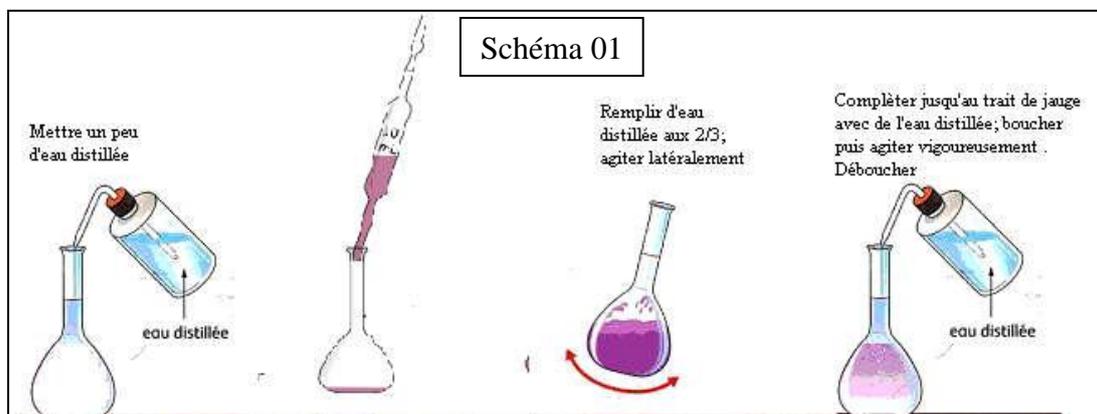
Mode opératoire

Solution HCl

- Calculer le volume d'acide concentré nécessaire
- Dans une fiole jaugée de 100 mL, mettre un peu d'eau distillée.
- Introduire le volume de HCl prélevé à l'aide d'une pipette graduée ou jaugée dans la fiole jaugée (suivre le schéma 01) et homogénéiser.

Solution NaOH

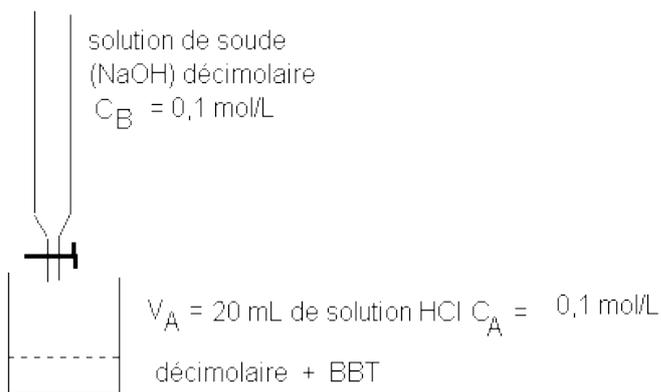
- Calculer la masse de la soude nécessaire ($M_{NaOH}=40g/mol$)
- Dans une fiole jaugée de 250 mL, mettre un peu d'eau distillée.
- Introduire la soude prélevée et agiter pour dissoudre complètement les pastilles.
- après refroidissement, compléter à 250ml avec de l'eau distillée et homogénéiser.



3-3- Dosage de la solution préparée de HCl par NaOH

Mode opératoire :

- Rincer la burette graduée avec la solution titrante (NaOH) de concentration molaire bien précise ($C_B = 0,1 \text{ mol/L}$), puis la remplir.
- Dégazer la partie inférieure de la burette en faisant écouler la solution titrante dans un bécher étiqueté (Récupération de produits usagés).
- Ajuster le niveau du liquide au niveau zéro de la burette en faisant écouler l'excédent de solution de soude dans le bécher étiqueté (Récupération de produits utilisés).
- Introduire dans un erlenmeyer de 100 mL : 20 mL de la solution HCl prélevée à l'aide d'une pipette ou d'une éprouvette, ajouter 1 à 3 gouttes de Bleu de bromothymole,
- Placer l'erlenmeyer sous la burette, laisser couler la solution de NaOH tout en agitant jusqu'au changement de la couleur (point d'équivalence).
- Noter le volume de NaOH versé.
- Refaire le titrage 2fois et éventuellement 3 fois si les 2 mesures sont éloignées.



→ Effectuer les mesures et remplissez sur votre copie un tableau identique à celui présenté ci-dessous .

Vb (mL)	0	1	3	5	10	15	18	18,5	19	19,5	20	20,5	21	21,5	22	24	26	30
pH																		

→ Tracez la courbe sur papier millimétré (courbe de titrage) $\text{pH} = f(V_b)$ et déterminer le point d'équivalence E

