

TP N° 03 : Dosage d'un acide fort par une base forte

Objectifs :

- Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce chimique lors d'un titrage colorimétrique (changement de couleur pour visualiser l'équivalence).
- Établir l'équation de la réaction support de titrage à partir d'un protocole expérimental.

I°) Titrage colorimétrique d'un acide fort par une base forte

Un titrage à pour but la détermination de la concentration d'une solution.

Dans cette partie on souhaite déterminer la concentration inconnue d'une solution d'acide chlorhydrique HCl par de la soude NaOH. Pour cela nous allons repérer l'équivalence grâce à l'emploi d'un indicateur coloré qui a pour caractéristique de changer de couleur selon la valeur du pH.

Exemples d'indicateurs colorés :

Indicateur	Teinte	Zone de virage	Teinte
Méthyl-orange	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Phénol-phtaléine	Incolore	8,2 - 10,0	Rose

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

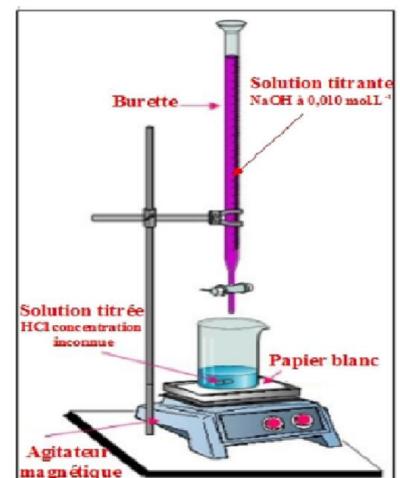
II°) Protocole du titrage

- Avec une pipette jaugée, prélever un volume $V_A = 10$ mL de HCl de concentration inconnue C_A et verser ce volume dans un bécher.
- Ajouter quelques gouttes de l'indicateur coloré : Bleu de bromothymol (BBT) afin que la solution soit colorée en jaune clair.
- Rincer la burette avec la solution de soude NaOH de concentration $N_b = 0,1$ N Puis la compléter.

1°) Réaliser le titrage jusqu'au changement de couleur et noter le volume V_{eq} versé à l'équivalence.

Répéter l'expérience 3 fois

V_1	V_2	V_3	V_{eq}



2°) Déduire la concentration inconnue N_A de l'acide utilisé.

.....

.....

3°) Calculer le pH de la solution titrée et la solution titrante.

.....

.....

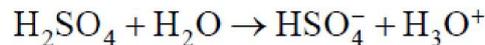
TP N° 04 : Titrage d'un acide fort (H₂SO₄) par une base forte (NaOH)

I- Introduction : L'acide sulfurique pur est un liquide visqueux, incolore et inodore. Diverses impuretés le colorent souvent en jaune brun ; est un produit industriel de première importance, qui trouve de très nombreuses applications, notamment dans les batteries au plomb pour les voitures.

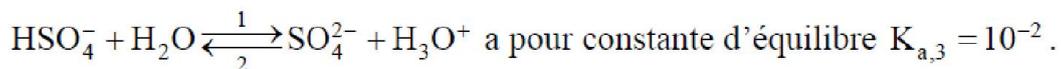
L'acide sulfurique est miscible à l'eau en toutes proportions, où il se dissocie en libérant des cations hydronium :



Il se comporte en phase aqueuse comme un diacide. Sa première acidité est forte ; la réaction est totale :



Sa seconde acidité associée à l'équilibre :



Remarque : L'hydratation de l'acide sulfurique est très exothermique. On procède en versant l'acide dans l'eau, et non l'inverse.

II- Calcul du pH du milieu réactionnel

II-1- Avant la neutralisation

Avant la neutralisation, le calcul du pH tient compte uniquement de l'acide fort présent.

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(2C_A)$$

II-2- Au point d'équivalence :

Au point d'équivalence, le milieu n'est ni acide, ni basique. Il n'y a plus d'acide et aucune base ne s'est encore accumulée. Le pH a donc la valeur 7 (soit $-\log(10^{-7})$), comme le pH de l'eau pure.

$$\text{pH} = 7$$

II-3- Après la neutralisation :

Après la neutralisation, la base NaOH s'accumule dans le milieu. La C_{OH-} augmente progressivement.

La réaction est très rapide et l'équilibre est atteint rapidement. On peut considérer que

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{OH}^-} \quad \text{pH} = 14 + \log C_{\text{OH}^-}$$

III- Dosage acido-basique : Doser une solution aqueuse d'un acide ou d'une base, c'est déterminer sa concentration en réalisant une réaction acide-base.

A l'équivalence le nombre de moles H₃O⁺ apportées par l'acide doit être égal au nombre de moles OH⁻ apportées par la base. Cela entraîne :

$$N_A V_A = N_B V_B$$

On désigne par :

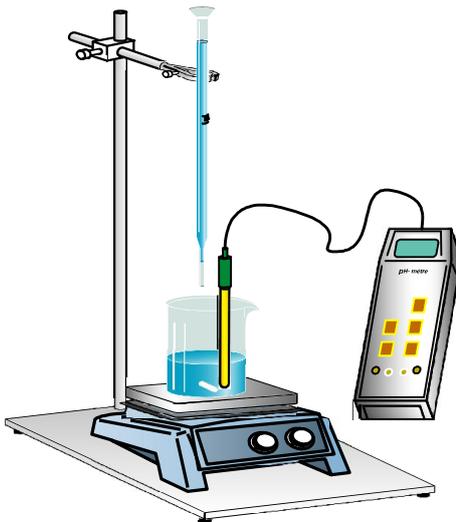
- C_A la concentration molaire de l'acide, par V_A le volume de l'acide,

- C_B la concentration molaire de la base, par V_B le volume de la base,

$$2C_A V_A = C_B V_B$$

IV- Titrage d'une solution d'acide sulfurique :

Mode opératoire :



On a les solutions suivantes :

◆ Base forte : solution de soude de concentration

$$C_B = 0,1 \text{ mol/L}$$

◆ Acide fort : solution d'acide sulfurique de concentration

C_A inconnue.

1. Prélever, à l'aide de la pro pipette, un volume $V_A = 10 \text{ ml}$ de la solution acide sulfurique, le verser dans le bécher n° 1 et ajouter quelques gouttes de **BBT**.

2. Remplir la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$ et ajuster le zéro en laissant écouler le liquide excédentaire dans un bécher de récupération n° 2 placé sous la burette.

3. Placer le bécher n°1 sur l'agitateur magnétique en glissant une feuille de papier blanc entre le bécher et l'agitateur, plonger le barreau magnétique dans la solution, faire fonctionner l'agitateur (mouvement lent et sans bruit du barreau aimanté) et placer l'ensemble sous la burette.

4. Ouvrir le robinet et laisser écouler la solution de soude. On désigne par B (bleu), V (vert), J (jaune) les couleurs de l'indicateur coloré (à pH neutre l'indicateur coloré est vert).

Après chaque ajout de soude, mesurer le pH de la solution et noter la teinte de l'indicateur coloré.

5. Remplir le tableau ci-dessous :

V_B (mL)	pH	Couleur	V_B (mL)	pH	Couleur	V_B (mL)	pH	Couleur

Résultats et calculs:

1- But du TP.

2- Ecrire l'équation de la réaction.

3- Calculer la Normalité (N_A) et la Concentration (C_A) de la solution du H_2SO_4

4- Tracer le graphe représentant la valeur du $pH = f(V_B)$ sur papier millimétré.

V_b	0	0,5	1	1,4	1,6	2	2,4	2,8	2,9	2,95	3,5	4	4,5	5	6
pH	1,52	1,62	1,74	1,85	2,07	2,08	2,32	2,81	3,11	3,41	11,57	11,85	12,01	12,12	12,27

5- Déterminer le volume V_E et le pH à l'équivalence en utilisant le graphique.

6- Que signifient pour vous zones virage

7- calculer le pH de la solution, puis comparer les résultats avec les valeurs expérimentales :

a)- au début : $V_b = 0 \text{ ml}$

b)- avant l'équivalence : $V_b = 2.2 \text{ ml}$

c)- a l'équivalence : $V_b = \dots\dots\dots \text{ ml}$

d)- après l'équivalence : $V_b = 5.5 \text{ ml}$