



CONSIGNES PARTICULIERES ET REGLES GENERALES DE TRAVAIL

I. Précautions contre les accidents

Il faut savoir qu'à des degrés divers, tous les produits chimiques sont dangereux. Le danger qu'ils présentent peut être dû à leur caractère toxique, corrosif ou inflammable.

II. Recommandations générales

- Quand on utilise un réactif à l'aide d'une pipette, éviter que celle-ci n'entre pas en contact avec un autre liquide.

- Dans le cas de l'emploi d'un barreau magnétique, le laver immédiatement après usage et le remettre en place.

- Lors d'un chauffage d'un tube à essai, tenir le tube légèrement incliné, chauffer un peu en dessous de la surface du liquide et agiter doucement afin d'éviter les projections. Tourner toujours l'orifice vers un côté où il n'y a personne. Quand le liquide doit être maintenu en état d'ébullition, porter le tube au dessus de la flamme sans cesser d'agiter.

- Quand une réaction dégage des produits désagréables à respirer, on opère si possible sous une hotte. Dès que l'observation sera terminée, arrêter la réaction en vidant le contenu du récipient dans l'évier.

- Eviter particulièrement de verser l'eau dans l'acide concentré surtout H_2SO_4 (projections).

- Ne pas aspirer les liquides corrosifs ou toxiques à l'aide de la pipette.

- Toute verrerie cassée et toute conduite défectueuse d'eau ou de gaz doivent être signalées à l'enseignant responsable du T. P.

- Avant de quitter la salle des T. P on aura soin de vérifier si :

* La verrerie est parfaitement propre.

* La burette est remplie d'eau distillée avec un bêcher en dessous pour parer à toute fuite de robinet.

* La pissette est remplie d'eau distillée.

* Les robinets d'eau et de gaz sont fermés.

* Les appareils électroniques sont débranchés après usage.

* Les éviers, la paillasse et ses alentours immédiats sont propres.

- Toutes les instructions peuvent se résumer en trois points :

* Beaucoup de soin.

* Beaucoup de propreté.

* Extrême prudence pour éviter les accidents par brûlure, blessure ou corrosion pour soi-même ou pour ses voisins.

III. Conduite à tenir en compte en cas d'accident

1. En cas d'incendie

a) **De produits** : éteindre les becs bunsen et éloigner du feu tous les produits inflammables. N'utiliser pas de l'eau pour éteindre le feu, mais un extincteur à CO_2 en dirigeant le jet sur la base de la flamme.

b) **De vêtements** : ne pas courir, étouffer le feu en couvrant la personne dans une blouse en tissu non synthétique ou bien utiliser la douche.

Si le feu n'est pas important, l'éteindre en battant la flamme avec une serviette.

2. En cas de brûlures

Les brûlures peuvent être thermiques ou chimiques :



3. Résumé du mode opératoire

Il faut donner des indications suffisantes pour que le lecteur puisse se rendre compte de la méthode qui a été utilisée. Un bon schéma est préférable à trop de détails.

4. Tableau des mesures

Il est préférable de présenter les résultats sous forme de tableau. Les graphiques servent à mettre en évidence les relations qui existent entre les variables, il faut les tracer au fur et à mesure du déroulement de l'expérience pour voir si elle progresse de façon satisfaisante. Les mesures suspectes doivent être recommencées.

Pour une bonne exploitation de la courbe il faut respecter les règles suivantes :

- L'échelle doit être choisie de sorte que tous les résultats soient portés sur le même graphique et que toute erreur expérimentale, non négligeable, y figure.

- Sur chaque axe de coordonnées indiquer la quantité portée et l'unité choisie.

Les calculs demandés doivent être exposés clairement, et les résultats exigeant des précisions doivent être exposés sous la forme :

$$Y = (X \pm \Delta X) \text{ unité}$$

5. Conclusion

- S'il y a des résultats aberrants, ne pas les supprimer, mais les faire remarquer et tâcher de les expliquer.

- L'interprétation des résultats est nécessaire et ne devient possible que si l'exactitude et la précision des résultats sont connues.

- Quand cela est possible, il est bon d'indiquer l'écart des résultats par rapport aux valeurs trouvées dans la littérature.

CALCUL DES INCERTITUDES

Dans une expérience, il est important d'estimer la précision des résultats, c'est ce qui permet le calcul d'incertitude à partir de l'imprécision des diverses mesures effectuées au cours de l'expérience.

I. Erreurs systématiques

Les imprécisions peuvent provenir de divers facteurs :

1. D'un réglage défectueux des appareils, celles-ci nous sont les plus souvent inconnues et nous n'en tiendrons pas compte.

2. Des erreurs de pointes : une mesure revient presque toujours à l'appréciation d'une coïncidence, par exemple entre une aiguille mobile et les graduations d'un cadran. Pour éliminer ces erreurs, il est recommandé de faire des mesures à deux ou un grand nombre de fois si cela est possible.

II. Erreurs fortuites

Elles peuvent provenir de plusieurs causes :

1. Existence d'un seuil de précision de l'appareil de mesure et d'un seuil de perception de l'opérateur. Il sera par exemple inutile d'essayer de mesurer un volume à 0.1ml près, dans un cylindre gradué en ml.

2. Existence d'une limite de fidélité de l'appareil. Ceci sera par exemple, le cas pour l'électrode de verre dont le potentiel ne varie de façon linéaire que dans certains domaines de pH.



3. Erreurs de manipulation qui se traduisent par une dispersion des résultats au cours des mesures répétées. L'habilité de l'expérimentateur est ici seule en cause.

III. Incertitude absolue

Elle définit une plage de valeurs dans laquelle on est sûr de trouver la valeur exacte.

Si l'on écrit $Y = (X \pm \Delta X)$ cela veut dire que : $X - \Delta X \leq Y \leq X + \Delta X$

Lorsqu'on a une somme ou une différence de valeurs, l'incertitude absolue est la somme de ces incertitudes absolues de chaque valeur.

$$Y = X_1 + X_2 - X_3 \Rightarrow \Delta Y = \Delta X_1 + \Delta X_2 + \Delta X_3$$

IV. Incertitude relative

C'est un facteur de proportionnalité permettant de communiquer entre différentes unités. Elle est notée : $\Delta Y/Y$ (n'a aucune unité).

Exemple : soit $X = A \cdot B / C$

Pour déterminer l'incertitude absolue sur X soit ΔX , on est obligé de passer aux incertitudes relatives. La relation précédente peut être traduite en logarithme par :

$$\text{Log}(X) = \text{Log}(A) + \text{Log}(B) - \text{Log}(C)$$

La dérivée conduit à : $dX/X = dA/A + dB/B - dC/C$

Les dérivées sont assimilables aux incertitudes relatives :

$$\Delta X/X = \Delta A/A + \Delta B/B + \Delta C/C$$

L'incertitude relative d'un produit ou d'un quotient est égale à la somme des incertitudes relatives de tous les membres.

V. Expression des résultats

Les chiffres utilisés pour donner le résultat d'une mesure sont considérés comme exacts à l'exception du dernier chiffre.

Les chiffres considérés comme significatifs sont donc tous les chiffres certains, plus le premier chiffre incertain.

Exemple : $m = 1.695\text{g}$ à 4 chiffres significatifs : 1, 6, 9 sont certains, 5 est incertain. Cette écriture signifie qu'on a utilisé pour la mesure de m une balance à 4 chiffres sensible à 0.001g près.

Les zéros à droite du nombre sont comptés comme significatifs.

Exemple : $m = 1.600\text{g}$, le 2^{ème} zéro à droite est incertain, la balance est sensible au mg .

Convention

1) Les incertitudes absolues sont majorées jusqu'à l'obtention d'un seul chiffre significatif.

Exemple : $\Delta X = 0.026$ on prend $\Delta X = 0.03$ et si $\Delta X = 0.0325$ on prend $\Delta X = 0.03$

2) Il doit y avoir autant de chiffres après la virgule dans X que dans ΔX .

Exemple : $X = 0.04313\text{ cm}$ et $\Delta X = 0.00162\text{cm}$ on doit écrire : $X = (0.043 \pm 0.002)\text{ cm}$

3) Règles pour arrondir un résultat :

- Soit on augmente le chiffre significatif d'une unité si ce nombre est supérieur ou égale à 5.

Exemple : $X = 3.4661\text{g}$ et $\Delta X = 0.01\text{g}$ entraîne donc $X = (3.47 \pm 0.01)\text{ g}$

- soit on laisse inchangé le chiffre significatif si ce dernier est inférieur à 5.

Exemple : $X = 3.4328\text{ g}$ et $\Delta X = 0.01\text{ g}$ cela devient $X = (3.43 \pm 0.01)\text{ g}$.

RAPPELS THEORIQUES

I. Nombre d'Avogadro

C'est le nombre d'atomes contenus dans un échantillon de carbone de masse égale à 12g . Il est noté N avec $N = 6.023 \cdot 10^{23}$



II. Mole

On appelle mole de particules (atomes, molécule, ions,...) un ensemble de N particules identiques.

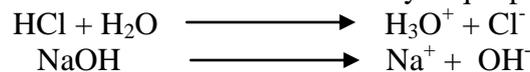
Remarque : à la place du terme mole, on utilise également l'atome gramme (ancienne appellation) qui a la même signification.

$$1 \text{ atome gramme} = 1 \text{ mole d'atomes} = N \text{ atomes réels}$$

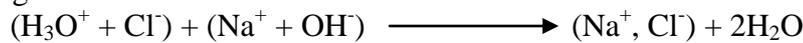
III. Equivalent

C'est un élément actif (H_3O^+ , OH^- , e^-) mis en jeu au cours d'une réaction donnée par une molécule ou une fraction de molécule.

Exemple : Soit la réaction de salification de l'acide chlorhydrique par la soude :

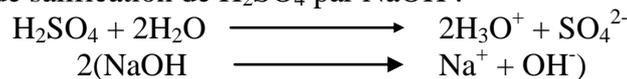


La réaction globale :

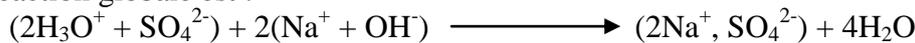


Au cours de cette réaction la molécule de HCl fournit un ion H_3O^+ (un équivalent) et la molécule de soude fournit un ion OH^- (un équivalent).

Soit la réaction de salification de H_2SO_4 par NaOH :

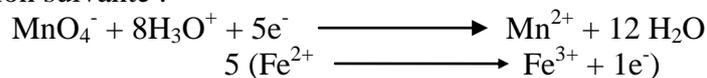


La réaction globale est :



Au cours de cette réaction, la molécule de H_2SO_4 fournit 2 ions H_3O^+ (2 équivalents) et la molécule de soude fournit un ion OH^- (un équivalent).

Considérons la réaction suivante :



La réaction globale :



Dans cette réaction, l'ion permanganate capte $5e^-$ (5 équivalents) alors que l'ion Fe^{2+} cède un électron (1 équivalent).

De la même façon une mole d'équivalents est égale à $6.023 \cdot 10^{23}$ équivalents.

IV. Normalité

C'est le nombre de moles d'équivalents de réactifs contenus dans un litre de solution. Elle est exprimée en **mole par litre** ou "N".

- Une solution normale (1N) d'un réactif contient une mole d'équivalents par litre.
- Une solution décimolaire est notée 0.1N.

V. Molarité ou concentration molaire

C'est le nombre de moles de soluté par litre de solution. Elle est exprimée en **mole par litre** ou "M".

La molarité et la normalité d'une solution sont liées par la relation : $C = N / E$
 E : le nombre d'équivalents mis en jeu (H_3O^+ , OH^- ou e^-).

VI. Concentration massique

C'est la masse du soluté par litre de solution, son unité est **gramme par litre**.



La concentration massique C' d'une solution d'un réactif est liée à sa molarité C par la relation :

$$C' = M \times C$$

M : la masse molaire du soluté.

VII. Généralités sur les acides et les bases

1. Acide : C'est un composé qui libère un ou plusieurs ions H^+ .

Exemple : HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 ,.....

2. Base : C'est un composé susceptible de libérer un ou plusieurs ions OH^- .

Exemple : $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$,.....

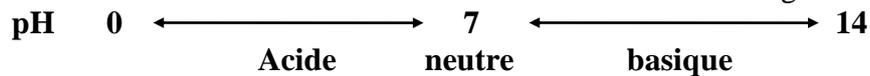
En solution aqueuse, les acides et les bases peuvent se comporter de deux façons différentes :

- Certains sont totalement dissociés en ions de charge différente. On dit qu'il s'agit des acides forts ou de bases fortes (HCl , $NaOH$).
- D'autres ne sont que partiellement dissociés, ce sont des acides faibles ou des bases faibles (CH_3COOH , NH_3).

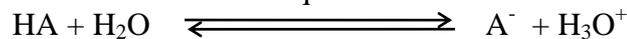
Dans les deux cas la dissociation des acides conduit à l'apparition des ions H_3O^+ . On définit le terme pH par la relation suivante :

$$pH = -\log_{10}[H_3O^+]$$

La valeur du pH détermine la nature de la solution comme le montre le diagramme suivant :



- En solution aqueuse, l'acide HA se trouve en équilibre selon :



pour caractériser cet équilibre on définit la constante :

$$K_a(T) = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

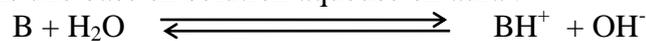
$K_a(T)$: constante d'équilibre ne dépend que de la température et mesure la force de l'acide HA . On donne généralement le pK_a et qu'on définit par :

$$pK_a = -\log_{10}(K_a)$$

Plus K_a est grande plus l'acide est fort (ou plus pK_a est faible plus l'acide est fort).

Pour les acides forts, K_a n'est pas généralement définie.

- Si on considère cette fois une base en solution aqueuse on aura :



et de la même manière on définit la constante de basicité :

$$K_b(T) = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

En utilisant le produit ionique de l'eau ($K_e = [OH^-][H_3O^+]$), on peut facilement montrer que :

$$K_e = K_a K_b \quad \text{et} \quad pK_e = pK_a + pK_b$$

Pour chaque type de solution il est possible de calculer le pH en fonction de la concentration molaire C de l'acide ou de la base et de la constante K_a . Les résultats sont :

Acide fort : $pH = -\log_{10}(C_a)$ avec $C_a =$ concentration de l'acide



Acide faible : $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log_{10}(C_a))$

Base forte : $\text{pH} = 14 + \log_{10}(C_b)$ avec C_b = concentration de la base

Base faible : $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{pK}_a + \log_{10}(C_b))$

GENERALITES SUR L'ANALYSE VOLUMETRIQUE

I. Définition

L'analyse volumétrique consiste à déterminer au moyen d'une liqueur titrée, la quantité de soluté dissoute dans un volume connu de solution.

Exemple : doser la quantité de NaOH contenue dans un litre de solution au moyen d'une solution de HCl contenant une mole par litre.

Les méthodes volumétriques peuvent être réparties entre les méthodes fondamentales suivantes :

1. Méthodes de neutralisation : Elles sont basées sur l'interaction des acides et des bases, c'est à dire les réactions de neutralisation.



Exemple : Alcalimétrie - Acidimétrie

2. Méthode d'oxydo-réduction : Elles mettent en jeu l'échange d'électrons entre l'oxydant et le réducteur.

Exemple : la manganimétrie - l'iodométrie - la chromatométrie.

3. Méthode de précipitation et de formation de complexe : On classe ici les dosages volumétriques basés sur la précipitation de tel ou tel ion sous forme de composé difficilement soluble ou sur la fixation d'un ion dans un complexe peu dissocié.

II. Principe

Pour doser une substance **A** il faut trouver une substance **B** susceptible de réagir sur elle, conformément à l'équation :



Le point équivalent (fin du dosage) est atteint lorsque B est ajoutée à A en proportion stœchiométrique, c-à-d :

$$\frac{[\text{A}]}{[\text{B}]} = \frac{m}{n}$$

[A] et [B] sont respectivement les concentrations de A et de B.

Lors du titrage on ne peut utiliser que des réactions complètes et rapides. Il ne doit pas se produire de réactions secondaires qui rendraient impossible le calcul précis du résultat de l'analyse.

Connaissant le volume versé de la substance B de concentration connue, on pourra déduire la quantité de A, à condition de pouvoir déterminer expérimentalement le point d'équivalence.

III. Mise en évidence de la fin de la réaction

Dans les dosages proposés, la fin de la réaction est mise en évidence :

- Soit par changement de coloration de la solution (voir réaction d'oxydoréduction).



- Soit sans changement de coloration et dans ce cas il est nécessaire d'ajouter un indicateur coloré qui indiquera par changement de coloration, la fin de la réaction (voir alcalimétrie - acidimétrie).

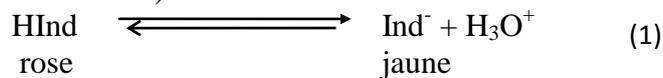
On peut également repérer la fin de la réaction en mesurant le pH de la solution. Ce dernier varie fortement au niveau du point d'équivalence.

IV. Indicateur de fin du dosage

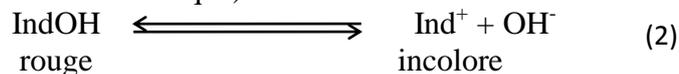
Un indicateur est un composé (acide ou base faible) qui a la propriété de changer de couleur, soit lors d'un changement de pH (indicateur utilisé pour les dosages acide - base), soit lors de l'apparition d'un nouveau composé (empois d'amidon qui de l'incolore devient bleu en présence d'iode).

Dans le cas des dosages acido-basiques, les indicateurs colorés utilisés sont des substances organiques acides ou basiques qui présentent des couleurs différentes selon qu'elles seraient à l'état moléculaire ou ionique.

Exemple : Hélianthine (indicateur acide)



Phénolphtaleïne (indicateur basique)



L'ajout des ions H_3O^+ déplace l'équilibre (1) vers la gauche et la solution prend de ce fait la couleur des molécules HInd. De même, on déplace dans le même sens l'équilibre (2) lorsqu'on ajoute des ions OH^- et la coloration du milieu sera celle des molécules IndOH.

Le changement de coloration des indicateurs dépend du pH du milieu. Le tableau suivant donne les zones de virage de quelques indicateurs colorés.

Indicateur coloré	Zone de virage	Changement de coloration
Hélianthine	3.1 - 4.4	rouge - jaune
Vert de bromocrésol	4.0 - 5.6	jaune - bleu
Rouge de méthyle	4.4 - 6.2	rouge - jaune
Tourne-sol	5.0 - 8.0	rouge - bleu
Bleu de bromothymol	6.2 - 7.6	jaune - bleu
Phénolphtaleïne	8.0 - 10.0	incolore - rouge
Thymolphtaleïne	9.3 - 10.5	Incolore - bleu

V. Techniques de dosage

1. Préparation

- Avant tout dosage, le matériel doit être lavé à l'eau distillée.
- Un dosage volumétrique exige de la précision et de la propreté.
- Afin de ne pas modifier les concentrations des solutions à doser, le matériel de mesure doit être préalablement rincé avec la solution à doser (pipette, burette).
- Afin de ne pas souiller la solution à pipeter, on utilise un bêcher que l'on rince avec la solution à pipeter. **On ne pipette jamais dans un flacon.**
- A fin de réaliser un dosage avec le maximum de précision on doit opérer de la façon suivante :

a) Placer dans la burette l'une des solutions, généralement la solution de titre connu.

b) Verser dans l'erlenmeyer (ou le bêcher) un volume déterminé de l'autre solution que l'on mesure à la pipette.



Au cours d'un dosage donné, quand la réaction est totale le nombre de moles d'équivalents dans la solution à doser est égal au nombre de moles d'équivalents dans la solution titrée.

Ainsi, si un volume V_1 d'une solution (1) de normalité N_1 connue réagissant totalement avec un volume V_2 d'une solution (2) de normalité N_2 inconnue. On peut dire que ces deux volumes contiennent le même nombre de moles d'équivalents :

- Le volume V_1 de la solution (1) contient X moles d'équivalents :

$$X = N_1 V_1 / 1000$$

- Le volume V_2 de la solution (2) contient Y moles d'équivalents :

$$Y = N_2 V_2 / 1000$$

Au point d'équivalence V_1 et V_2 contiennent le même nombre de moles d'équivalents, c'est à dire $X = Y \Rightarrow N_1 V_1 / 1000 = N_2 V_2 / 1000$ donc :

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

1. Calcul de la normalité N_2 $N_2 = N_1 V_1 / V_2$

Exemple : $N_1 = 0,1$ moles d'équivalents par litre

$$V_1 = 10,0 \text{ ml}$$

$$V_2 = 10,2 \text{ ml}$$

alors $N_2 = 0,09803$ mol d'éq/l

2. Calcul de la concentration molaire C_2

$$C_2 = N_2 / E$$

si $E = 2$ donc $C_2 = 0,04902$ mol / l

3. Calcul de la concentration massique C'_2

$$C'_2 = M C_2$$

pour $M = 98$ g/mol on a $C'_2 = 4,8039$ g/l

4. Calcul des incertitudes

a) Calcul de ΔN_2

Supposons que $\Delta N_1 = 0$ et $\Delta V_{\text{burette}} = 0,1$ ml .

Comme $N_2 = N_1 V_1 / V_2$ on aura : $\Delta N_2 / N_2 = \Delta N_1 / N_1 + \Delta V_1 / V_1 + \Delta V_2 / V_2$

$$\Delta N_2 = N_2 (\Delta N_1 / N_1 + \Delta V_1 / V_1 + \Delta V_2 / V_2)$$

Or $\Delta N_1 = 0$

Donc :

$$\Delta N_2 = N_2 (\Delta V_1 / V_1 + \Delta V_2 / V_2)$$

Application :

$$N_2 = 0,09803$$

$$\Delta N_2 = 0,00194 \text{ mol d'éq/l}$$

après majoration de l'erreur on obtient :

$$\Delta N_2 = 0,002 \text{ mol d'éq/l}$$

$$N_2 = (0,098 \pm 0,002) \text{ mol d'éq/l}$$

b) Calcul de ΔC_2

$$C_2 = N_2 / E$$

Ceci implique que :

$$\Delta C_2 = C_2 (\Delta N_2 / N_2 + \Delta E / E)$$

Or E est constante donc :

$$\Delta C_2 = \Delta N_2 / E$$

Application :

$$C_2 = 0,49 \pm 0,01 \text{ mol / l}$$

c) Calcul de $\Delta C'_2$

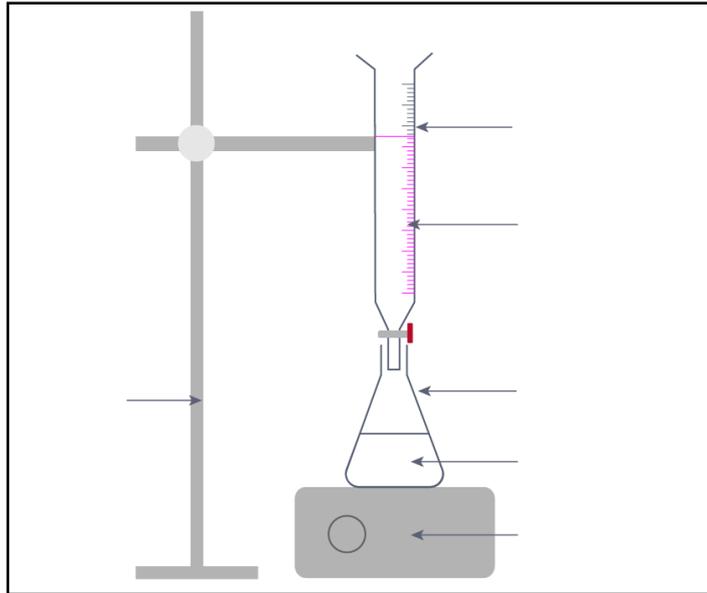
$$C'_2 = M C_2$$

de la même manière on déduit :

$$\Delta C'_2 = M \Delta C_2$$

Application :

$$C'_2 = (4,8039 \pm 0,) \text{ g/l}$$



4. Résultats

- Donner le volume moyen de NaOH.
- Ecrire la réaction de neutralisation de l'acide oxalique par la soude.
- Calculer N, C et C' de $H_2C_2O_4$, $2H_2O$ et leurs incertitudes. (*)

N.B. : Donner les résultats sous la forme $Y = (X \pm \Delta X)$ unité.

- Comparer la valeur de la normalité de $H_2C_2O_4$, $2H_2O$ à la valeur calculée en (*).
- Le pH de la solution au point d'équivalence est-il neutre, acide ou basique? Pourquoi?
- Montrer que la masse de l'acide oxalique contenue dans V_A s'écrit :

$$m = \frac{N_B \times V_B \times M}{2}$$

avec :

N_B : Normalité de NaOH.

V_B : Volume de neutralisation.

V_A : Volume de la prise d'essai de $H_2C_2O_4$, $2H_2O$.

M : Masse Molaire de $H_2C_2O_4$, $2H_2O$.



MANIPULATION N° 2 ALCALIMETRIE

1. But de la manipulation

Détermination du titre d'une solution de soude à l'aide du dosage (*dosage de NaOH par HCl*) respectif des deux solutions préparées par la dilution de la solution mère.

2. Principe

Il consiste :

- A préparer deux solutions S_1 et S_2 à partir d'une solution mère (S_m) de NaOH de normalité inconnue.
- A doser respectivement S_1 et S_2 par HCl (0,25N).
- A déterminer la normalité de S_m en tenant compte du facteur de dilution.

3. Mode opératoire

a) Préparation de la solution S_1

- Dans une fiole jaugée de 100ml, introduire une prise d'essai de 50 ml de la solution mère à l'aide d'une éprouvette.
- Compléter à 100ml avec de l'eau distillée.

b) Préparation de la solution S_2

- Dans une fiole jaugée de 50ml, introduire une prise d'essai de 25 ml de la solution S_1 .
- Même procédé de dilution déjà vu pour la préparation de la solution S_1 .

c) Dosage des solutions S_1 et S_2

- Remplir la burette par une solution de HCl de normalité connue.
- Mettre dans un erlenmeyer une prise d'essai de 10ml de S_1 à l'aide d'une pipette plus deux gouttes d'indicateur coloré (Justifier le choix de l'indicateur coloré).
- Effectuer trois dosages précis et noter les volumes obtenus.
- Même procédé pour le dosage de S_2 .

4. Résultats

- Calculer le volume moyen pour S_1 et S_2 .
- Calculer N_1 (S_1) et N_2 (S_2) et leurs incertitudes.
- Déduire la normalité de la solution mère à partir de N_1 et N_2 .
- Comparer les résultats trouvés.

N.B. : Donner les résultats sous la forme $Y = (X \pm \Delta X)$ unité.



PRESENTATION DES COMPTE-RENDUS

Filière :

Date :

N° du G :

N° d'équipe :

Noms et Prénoms

-
-

Manipulation N°1 : **ACIDIMERTIE**

I) But

II) Principe

III) Protocol expérimental

-Schéma du dispositif expérimental

IV) Résultats expérimentaux

1- Equations de dissociation

2- Equation globale de la réaction

3- Calcul de N de l'acide oxalique

4- Justification du choix de l'indicateur coloré

5- Tableaux des résultats

-Volume moyen de NaOH

6- Calcul de N et ΔN et résultat sous la forme $N = (N \pm \Delta N)$

7- Calcul de C et ΔC et résultat sous la forme $C = (C \pm \Delta C)$

8- Calcul de C' et $\Delta C'$ et résultat sous la forme $C' = (C' \pm \Delta C')$

9- Comparaison de N théorique à N expérimentale

10- pH au point d'équivalence et justification

11- Démonstration $m = N_B V_B M / 2$

V) Conclusion



Filière :
N° du G :
N° d'équipe :
Noms et Prénoms
-
-

Date :

Manipulation N°2 : **ALCALIMERTIE**

I) But

II) Principe

III) Protocol expérimental

-Schéma du dispositif expérimental

IV) Résultats expérimentaux

- 1- Equations de dissociation
- 2- Equation globale de la réaction
- 3- Justification du choix de l'indicateur coloré
- 4-Tableaux des résultats
 - a- Volume moyen de NaOH pour S₁
 - b- Volume moyen de NaOH pour S₂
- 5- Calcul de N₁ et ΔN₁ et résultat sous la forme N₁ = (N₁ ± ΔN₁)
- 6- Calcul de N₂ et ΔN₂ et résultat sous la forme N₂ = (N₂ ± ΔN₂)
- 7- Calcul de N de la solution mère à partir de N₁
- 8- Calcul de N de la solution mère à partir de N₂
- 9- Comparaison des résultats trouvés

V) Conclusion