

TABLE DES MATIERES**A - GENERALITES SUR LES TRAVAUX PRATIQUES**

I- But des travaux pratiques	2
II- Déroulement des travaux pratiques	3
III- Sécurité en travaux pratiques	4
IV- Rappel des définitions	6
V- Utilisation du matériel de chimie	8
VI- Technique de dosage	12
VII- Incertitudes et présentation des résultats	14

B - MANIPULATIONS DE CHIMIE GENERALE 2.

M1 : Acidimétrie : Dosage de HCl par NaOH	21
M2 : Alcalimétrie : Dosage en retour de NH ₃ par H ₂ SO ₄	21
M3 : Dilution : Préparation d'une solution de HCl N/10	25
M4 : Manganimétrie : Dosage du sulfate ferreux.....	29

C- REDACTION D'UN COMPTE RENDU

I- BUT DES TRAVAUX PRATIQUES

La chimie est une science expérimentale dont l'enseignement nécessite la mise en place de travaux pratiques, indispensables à l'acquisition des connaissances.

Les travaux pratiques de chimie générale de la filière Sciences de la Vie, de la Terre et de l'Univers (SVTU) ont pour objectif :

- ✓ se familiariser avec les appareils et la verrerie couramment utilisés dans l'analyse qualitative et quantitative d'un produit chimique,
- ✓ d'acquérir les techniques de base nécessaires au travail des laboratoires de chimie et biochimie,
- ✓ connaître et respecter les consignes principales liées à la sécurité dans un laboratoire.

Mais aussi de rendre compte des résultats des travaux réalisés. Un compte rendu de TP est demandé, à la fin de chaque séance de TP, dans le but d'évaluer le taux de compréhension.

Vous travaillerez en **binôme** ; il s'agit donc d'un **travail en commun**: chacun doit prendre part à la fois à la manipulation et à la rédaction.

**TRAVAIL et REGULARITE
SONT DES GAGES DE REUSSITE !!**

II - DEROULEMENT DES TRAVAUX PRATIQUES

Le photocopié rassemble les manipulations de chimie générale de l'élément du module de chimie :

Manipulation N°1 : Acidimétrie (Dosage de HCl par NaOH)

Manipulation N°2 : Alcalimétrie (Dosage en retour de NH₃)

Manipulation N°3 : Dilution (Préparation de HCl N/10)

Manipulation N°4 : Manganimétrie (Dosage du sulfate ferreux par MnO₄⁻)

Quatre séances de 3 heures (toutes les 2 semaines) seront consacrées à ces manipulations. Elles seront effectuées dans l'ordre dans lequel elles sont classées dans le fascicule.

► *Note de T.P.*

✓ Une séance de TP se prépare avant de venir l'effectuer. Des **contrôles** oraux ou écrits seront effectués (contrôle continu).

✓ Chaque binôme rédigera un compte-rendu de la manipulation sur **papier ministre**. Les comptes-rendus, exigés à la fin de chaque séance de TP, seront corrigés et feront l'objet d'une note (contrôle noté).

► *Rattrapage d'une séance de T.P.*

La présence aux Travaux Pratiques est **obligatoire** pour la validation du module. Le rattrapage d'une séance de TP ne sera possible que sur présentation d'une pièce justifiant l'absence à la séance normale et après accord avec l'enseignant responsable de la séance.

III - SECURITE EN TRAVAUX PRATIQUES



Le port de la blouse, en coton, est **obligatoire** en travaux pratiques.

Tout étudiant ne se conformant pas à cette consigne ne sera pas admis en salle de TP.

En entrant dans la salle,

- ranger les manteaux et les vestes sur les portemanteaux, le cartable sous la pailleasse. Ne rien laisser dans l'allée,
- ne garder sur la pailleasse que l'indispensable (stylo, feuille, photocopié),
- éteindre les téléphones portables.

Pendant la séance de TP,

- ne pas se déplacer dans la salle sans y avoir été invité par le professeur,
- se servir des produits mis à votre disposition et pas ceux d'une autre pailleasse,
- reboucher chaque flacon après son utilisation,
- manipuler debout.

En fin de séance de TP,

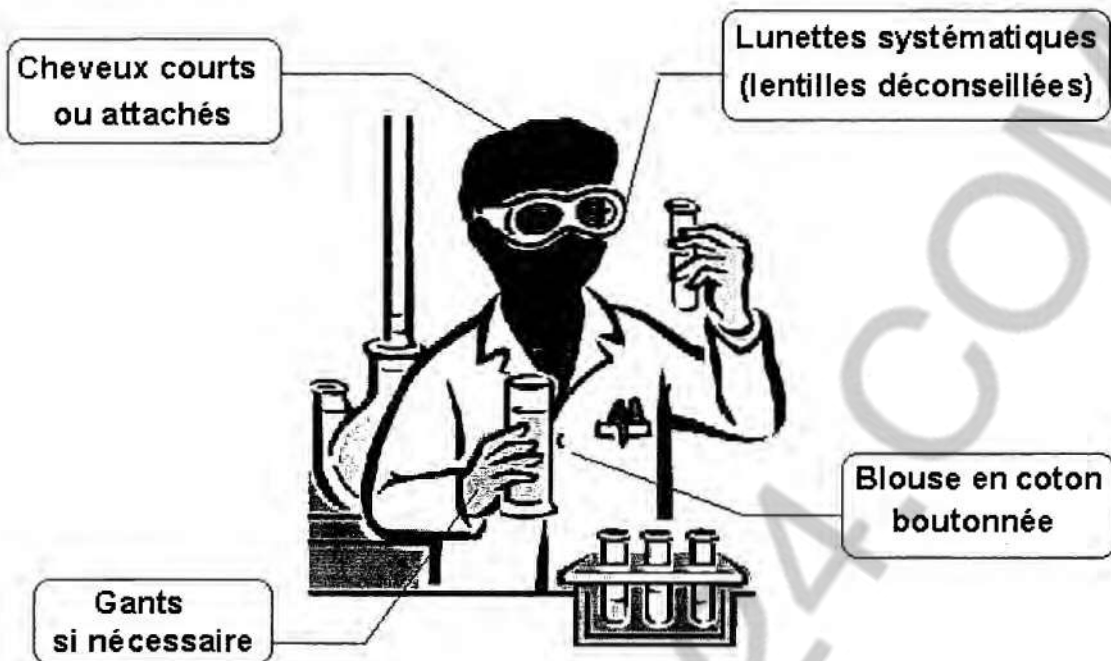
- remplir la burette d'eau distillée avec béccher en dessous pour parer à toute fuite,
- ne rien jeter à l'évier sauf si le professeur en donne l'autorisation ; sinon, utiliser les flacons de récupération,
- ranger la pailleasse et la faire vérifier par la préparatrice.

Pour terminer :

- se laver les mains et quitter la blouse juste avant de quitter la salle.



L'inobservation de ces règles élémentaires de sécurité et de propreté sera sanctionnée par des notes (contrôle continu).



Sécurité en travaux pratiques de chimie



Manipuler debout



Paillasse propre et organisée

IV - RAPPEL DES DEFINITIONS

a) La mole

On appelle mole de particule un ensemble de $6,022 \cdot 10^{23}$ de particules identiques.

- ✓ 1 mole d'atomes = \mathcal{N} atomes = $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes
- ✓ 1 mole de molécules = \mathcal{N} molécules = $6,022 \cdot 10^{23}$ molécules

Exemple : 1 mole de H_2O = \mathcal{N} molécules H_2O = $6,022 \cdot 10^{23}$ molécules H_2O .

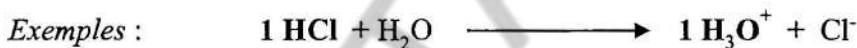


A retenir : 1 mole = \mathcal{N} entités élémentaires identiques (atomes, molécules, ions...).

b) Equivalent :

Un équivalent (qui peut être H_3O^+ , OH^- , e^-) est une entité chimique active susceptible d'être libérée ou captée au cours d'une réaction donnée.

Soit p le nombre de mole d'équivalents libéré (ou capté) par mole de substance.



1 mole HCl libère 1 mole d'équivalents H_3O^+ $\rightarrow p = 1$



1 mole H_2SO_4 libère 2 moles d'équivalents H_3O^+ $\rightarrow p = 2$



1 mole de MnO_4^- capte 5 moles d'électrons (e^-) $\rightarrow p = 5$

c) Titre d'une solution :

Le titre d'une solution peut être donné en :

- ✓ **Normalité (N) :**

La normalité d'une solution est le nombre de moles d'équivalents contenus dans un litre de solution.

Une solution normale (1N) contient 1 mole d'équivalents par litre (mol.éq/l).

✓ **Concentration molaire ou Molarité (C) :**

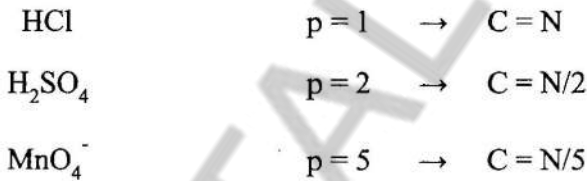
La molarité d'un constituant i est le nombre de moles de ce constituant par litre de solution. $C_i = \frac{n_i}{V}$; avec n_i = le nombre de mole du constituant dissous dans un volume V(en litre) de solution. Elle est exprimée en mole/l ou M.



la molarité est reliée à la normalité par la relation :

$$C_i = \frac{N_i}{p} \quad \left\{ \begin{array}{l} C_i : \text{Concentration ou Molarité,} \\ N_i : \text{Normalité,} \\ p : \text{nombre de mole d'équivalents} \end{array} \right.$$

Ainsi pour les composés suivants, on a :



✓ **Concentration massique (C') :**

C'est la masse (en grammes) de soluté i contenus par litre de solution : $C'_i = \frac{m_i}{V}$.

Elle est exprimée en g/l.



la concentration massique est reliée à la molarité par la relation :

$$C'_i = M_i \times C_i \quad \left\{ \begin{array}{l} C_i : \text{Concentration ou Molarité,} \\ C'_i : \text{Concentration massique,} \\ M_i : \text{Masse molaire du constituant i.} \end{array} \right.$$

V - UTILISATION DU MATERIEL DE CHIMIE

La **chimie** est une science dont l'une des particularités est la diversité du **matériel** auquel fait appel le chimiste. De l'accessoire le plus simple à l'instrumentation la plus perfectionnée, cette partie rassemble le descriptif et le mode d'emploi du matériel de base nécessaire pour réaliser un dosage volumétrique.

1- Descriptif et mode d'emploi du matériel

Le matériel de base est constitué de **béchers**, d'**erlenmeyer**, d'**éprouvette** graduée, d'une **burette** et d'une **pipette**. Les **fioles jaugées**, quant à elles permettent de préparer des solutions de titre précis.



**Ce matériel est essentiellement en verre, donc fragile.
Il faut donc le manipuler avec beaucoup de précautions.**

a) burette :



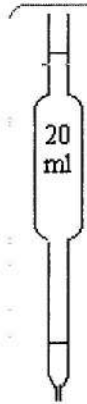
La **burette** est un tube de verre, muni d'un robinet, gradué au $1/10$ de cm^3 . Elle est principalement utilisée pour les dosages.

Avant d'effectuer le remplissage de la burette, il est indispensable de la rincer à l'eau distillée, puis avec un peu de solution qu'elle va contenir.

Remplissage de la burette :

- ✓ Remplir la burette avec la solution en dépassant la graduation zéro.
- ✓ Vérifier que le tube sous le robinet ne contient pas de bulles d'air (si non, les faire partir en ouvrant le robinet).
- ✓ Lorsque la burette est remplie et sans bulles d'air, on ouvre le robinet et on amène le ménisque inférieur du liquide tangentiellement à la graduation zéro.

b) pipette :



La **pipette** est utilisée pour prélever un volume bien déterminé de solution.

On dispose des pipettes à 1 ou 2 traits. Pour ces dernières, le volume indiqué sur la pipette est compris entre les 2 traits.

Avant d'effectuer le remplissage d'une pipette, il est indispensable de la rincer à l'eau puis avec la solution à prélever.



Ne jamais aspirer les bases et les acides concentrés ou tout autre produit toxique ou corrosif avec une pipette.

Remplissage de la pipette :



①

Verser la solution à pipeter dans un petit bécher propre.

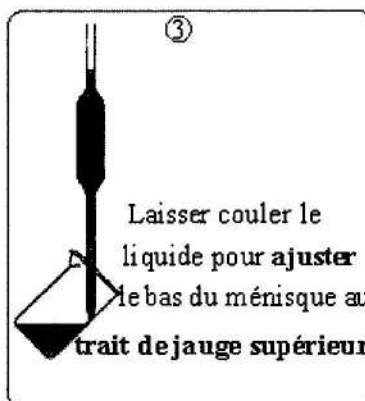


Ne jamais pipeter directement dans le flacon.



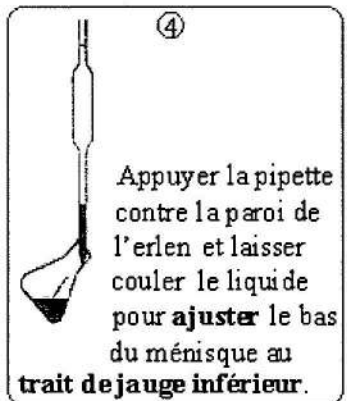
②

Par aspiration à la bouche, faire monter le liquide au-delà du deuxième trait de jauge.



③

Laisser couler le liquide pour **ajuster** le bas du ménisque au **trait de jauge supérieur**



④

Appuyer la pipette contre la paroi de l'eren et laisser couler le liquide pour **ajuster** le bas du ménisque au **trait de jauge inférieur**.



⑤

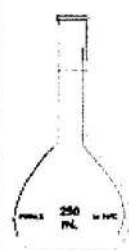
Vider le reste de la pipette dans un récipient poubelle (un grand b cher par exemple).

Ne jamais le remettre dans le flacon.



Ne jamais souffler dans une pipette (ou une burette) pour éliminer les quantités de liquide qui restent.

c) fiole jaugée :



La **fiole jaugée**, généralement utilis e pour la dilution, permet de mesurer un volume avec une bonne précision.

La fiole jaugée doit être bien rinc e à l'eau distillée, avant toute utilisation.

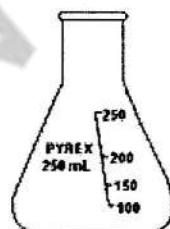


Lorsque l'on travaille avec les **acides concentrés** : ne jamais mettre l'acide en premier dans une fiole jaugée ou un erlen, il peut se produire une explosion lors de l'ajout de l'eau.

EAU + ACIDE = BRAVO !

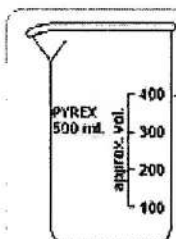
d) erlenmeyer et b cher :

Bien que gradués, l'erlenmeyer et le b cher ne peuvent pas servir pour mesurer un volume de liquide. En effet les **graduations** sont seulement **indicatives**. Leur rôle est de contenir des solutions.



L'**erlenmeyer** est utilisé comme récipient à réaction.

Lors d'un dosage, l'erlenmeyer doit être **rincé** uniquement à l'**eau distillée**.



Le **bécher** est utilisé pour :

- contenir des solutions avant un prélèvement,
- servir de poubelle.

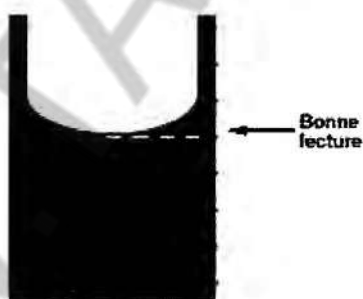
2- Lecture du matériel de mesure

Lorsqu'on utilise un matériel de mesure : pipette, burette, éprouvette ou fiole jaugée. Les liquides qu'elles contiennent "mouillent" les parois et il se forme un ménisque.

✓ Si le liquide est clair, ce qui est le cas général, on doit placer l'œil sur la même horizontale que le niveau du liquide et on vise la partie du ménisque qui repose sur la graduation.

✓ Si le liquide est sombre (ex : solution de permanganate), le ménisque est caché et la lecture est effectuée à la limite supérieure du liquide.

Lecture d'une verrerie graduée



- La lecture se fait au bas du ménisque.
- L'oeil doit être à la même hauteur que le bas du ménisque.

VI- TECHNIQUE DU DOSAGE

Le **dosage** ou **titrage** est une technique utilisée en chimie analytique afin de déterminer le titre d'une espèce chimique en solution (ou titre d'une solution). Il consiste à utiliser une solution de concentration connue (appelée titrant) afin de neutraliser une espèce contenue dans la solution inconnue (appelée titrée).

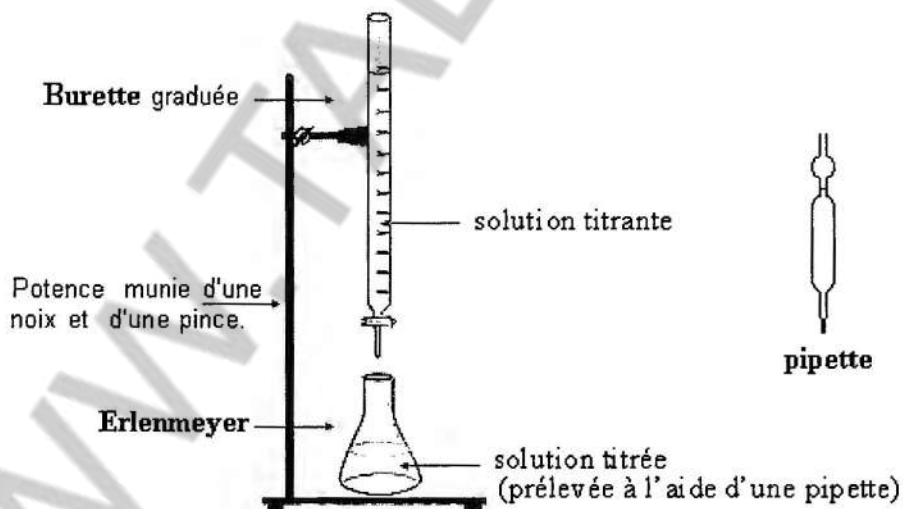
a) Préparation du matériel :

Avant toute utilisation, le matériel (pipette, burette, erlen, béchers ...) doit être lavé à l'eau distillée contenue dans les pissettes.



La **burette** et la **pipette** doivent être rincées ensuite avec les solutions qu'elles doivent contenir.

b) Mode opératoire d'un dosage :



En général, on introduit dans la burette la solution dont on connaît le titre ou la plus toxique.

c) Dosage volumétrique :

Le dosage est effectué en faisant verser la solution « titrante », contenue dans la burette, dans l'erlenmeyer tout en agitant pour homogénéiser la solution. L'équivalence est atteinte

lorsque le réactif titrant ajouté au milieu réactionnel a réagi avec la quantité de réactif titré initialement présente.

✓ **Dosage grossier ou rapide**

On fait couler la solution contenue dans la burette, **cm³ par cm³**, dans l'erlenmeyer jusqu'à l'apparition (ou disparition) d'une coloration indiquant la fin de la réaction. On a ainsi déterminé la valeur du volume grossier V_g .

Ce premier essai permet de déterminer les limites inférieure (V_{g-1}) et supérieure (V_g) du volume équivalent V_{eq} : $V_{g-1} < V_{eq} < V_g$

Exemple : $9 < V_{eq} < 10 \text{ cm}^3$ **et non pas** $9 < V_{eq} < 10,5 \text{ cm}^3$ **ou** $9,5 < V_{eq} < 10 \text{ cm}^3$

✓ **Dosage précis**

On fait verser rapidement la solution contenue dans la burette jusqu'au volume ($V_g - 1$). Ensuite, on verse la solution, **goutte à goutte**, tout en agitant. Au changement de couleur, noter le volume équivalent V_1 (faire trois essais précis successifs et concordants).

La valeur du volume utilisée dans les calculs de la normalité, concentration, ...est la moyenne arithmétique des trois valeurs obtenues au cours de ces trois essais précis.

$$V_{\text{moy}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$$



Les trois valeurs ne doivent pas différer de plus de 0,1 cm³

d) Les indicateurs de fin de dosage :

Afin de mettre en évidence la fin du dosage, normalement invisible en raison de l'absence de couleur des solutions, on utilise un indicateur coloré.

Dans les TP proposés, cet indicateur a la propriété de changer de couleur lors d'un changement de pH.

Principaux indicateurs colorés avec leurs zones de virage

Indicateur coloré	Zone de virage (en pH)	Couleurs
Hélianthine	3,1 -- 4,4	rouge -- orange
Vert de bromocrésol	3,8 -- 5,4	jaune -- bleu
Rouge de méthyle	4,2 -- 6,2	rouge -- jaune
Bleu de romothymol	6,0 -- 7,6	jaune -- bleu
Phénolphthaleine	8,0 -- 9,9	Incolore -- rouge

Les indicateurs doivent être utilisés en petites quantités (2 à 3 gouttes), car un excès peut fausser le dosage. En effet, les indicateurs colorés sont soit des acides faibles ou des bases faibles, qui consomment, pour changer de couleur, des ions OH^- ou H_3O^+ .

VII - INCERTITUDES ET PRESENTATION DES RESULTATS

En sciences expérimentales, il n'existe **pas de mesures exactes**. Celles-ci ne peuvent être qu'entachées d'erreurs plus ou moins importantes selon le mode opératoire choisi, la qualité des instruments de mesure ou le rôle de l'expérimentateur.



L'erreur, c'est l'écart entre la valeur obtenue et la valeur exacte.

Par conséquent, une mesure est toujours accompagnée d'une incertitude. Une incertitude n'est ni un déshonneur, ni une honte. Si la mesure d'un volume est précise à 0,1 ml près, il est inutile (et idiot !) d'écrire $V = (7,42 \pm 0,1) \text{ ml}$. Il suffit d'écrire $V = (7,4 \pm 0,1) \text{ ml}$.

1) Incertitude absolue, Incertitude relative

Il existe deux façons d'exprimer l'incertitude sur une valeur expérimentale :

✓ L'**incertitude absolue** Δx est l'erreur maximale que l'on est susceptible de commettre dans l'évaluation de x . L'incertitude absolue s'exprime donc dans les unités de la grandeur mesurée.

Incertitude absolue = limite supérieure de l'erreur absolue.

La connaissance de l'incertitude absolue présente un intérêt : elle permet la localisation dans un domaine déterminé de la vraie valeur x . Si x est la valeur mesurée et Δx l'incertitude absolue de la mesure, alors la vraie valeur x est telle que:

$$x - \Delta x \leq x \leq x + \Delta x \Rightarrow x = (x \pm \Delta x)$$

✓ L'**incertitude relative** $\Delta x/x$ représente l'importance de l'erreur par rapport à la grandeur mesurée. L'incertitude relative n'a pas d'unités et s'exprime en général en % ($100\Delta x/x$).

Incertitude relative = limite supérieure de l'erreur relative

$$= \text{incertitude absolue} / \text{valeur mesurée} = \Delta x / x$$

Exemple : Supposons une mesure $V = (25,1 \pm 0,5)$ ml.

La valeur centrale de la mesure est $V = 25,1$ ml et l'incertitude absolue de cette mesure est désignée par $\Delta V = 0,5$ ml

L'incertitude relative de la mesure s'exprime donc par : $\Delta V/V = 0,5/25,1 = 0,02$

L'incertitude relative est donc 0,02 ou 2%. Ceci signifie que la mesure est précise à 2% près.



L'incertitude relative est une manière commode de chiffrer la précision d'une mesure.

2) Nature des erreurs expérimentales

Les erreurs expérimentales se classent en deux grandes catégories:

- les erreurs systématiques : défaut de l'appareil de mesure, faiblesse de l'expérimentateur, ...
- les erreurs fortuites : erreurs de lecture, ...

Nous donnons sur le tableau suivant les incertitudes absolues pour les matériels de verrerie d'utilisation courante :

Matériel de verrerie	Incertitude absolue
Pipette à 1 ou 2 traits	$\Delta V = 0,01 \text{ cm}^3$
Burette	$\Delta V = 0,1 \text{ cm}^3$
Erlenmeyer	
Becher	ne constituent pas un élément de précision lors du dosage
Eprouvette	

Dans les appareils de mesure à lecture directe, il existe une erreur absolue de lecture qui dépend de la graduation (l'incertitude absolue correspond à la plus **petite graduation**).

3) Eléments de calcul d'incertitude

Dans la plupart des cas, la détermination d'une grandeur X se fait par mesure indirecte, c'est à dire par l'intermédiaire de grandeurs auxiliaires a, b, c, \dots indépendantes dont la mesure directe permet de définir la grandeur X par la relation : $X = f(a, b, c \dots)$.

Pour le calcul d'une incertitude, nous utiliserons les règles suivantes :

a- Incertitude absolue sur une somme (ou une différence) :

L'incertitude absolue sur une somme (ou une différence) est la somme des incertitudes absolues sur chaque terme.

Exemple : si : $X = a - b + 2c \rightarrow \Delta X = \Delta a + \Delta b + 2\Delta c$



Les incertitudes absolues s'ajoutent pour l'addition et la soustraction.

b- Incertitude relative sur un produit (ou un quotient) :

L'incertitude relative sur un produit (ou un quotient) dont les termes sont indépendants, est la somme des incertitudes relatives sur chacun des termes.

Exemple : $X = \frac{a \cdot b}{c}$

L'incertitude relative ΔX est calculée à partir de l'expression logarithmique de l'équation.

$$\text{Log } X = \text{Log } a + \text{Log } b - \text{Log } c$$

on dérive : $\frac{dX}{X} = \frac{da}{a} + \frac{db}{b} - \frac{dc}{c}$

on passe aux incertitudes : $\frac{\Delta X}{X} = \frac{\Delta a}{a} + \frac{\Delta b}{b} + \frac{\Delta c}{c} \square\square\square$



Les incertitudes relatives s'ajoutent pour la multiplication et la division.

on déduit l'incertitude absolue : $\Delta X = X \left[\frac{\Delta a}{a} + \frac{\Delta b}{b} + \frac{\Delta c}{c} \right]$

c- Incertitude relative d'une expression plus complexe

Si l'expression permettant de calculer X fait intervenir des sommes (ou des différences) et des produits (ou des quotients), il faut déterminer l'expression de l'incertitude en employant la méthode suivante :

Exemple : $X = \frac{a-b}{c}$ (valable seulement si a, b et c sont indépendants).

En prenant le logarithme, on obtient : $\ln X = \ln (a-b) - \ln c$.

on dérive cette expression : $\frac{dX}{X} = \frac{d(a-b)}{a-b} - \frac{dc}{c} \rightarrow \frac{\Delta X}{X} = \frac{\Delta a + \Delta b}{a-b} + \frac{\Delta c}{c}$

4) Présentation des résultats

Quand on a déterminé expérimentalement la valeur d'une grandeur X (normalité N, concentration C, volume V,...), une question se pose : combien de chiffres après la virgule doit-on mettre quand on présente le résultat ?

Réponse : il faut en mettre autant que la grandeur comporte de chiffres significatifs. Mais qu'est ce qu'un chiffre significatif ?

Dans un nombre, les chiffres autres que zéro sont significatifs. Les zéros s'ils sont placés en tête du nombre ne sont pas significatifs.

<i>Exemples :</i>	9,5	2 chiffres significatifs
	9,05	3 chiffres significatifs
	9500	4 chiffres significatifs
	0,95	2 chiffres significatifs

Une grandeur est toujours donnée avec son incertitude absolue. Deux règles sont à respecter :

a) majorer l'incertitude absolue ($\Delta X \rightarrow \Delta X_{\text{maj}}$)

Une incertitude absolue ne comporte qu'**un seul chiffre significatif**. Elle doit être toujours **majorée** (l'erreur commise par l'expérimentateur est supérieure à celle calculée).

Exemples : $\Delta X = 0,0025 \rightarrow \Delta X_{\text{maj}} = 0,003$

$\Delta X = 0,878 \rightarrow \Delta X_{\text{maj}} = 0,9$

Après majoration de l'incertitude absolue, on doit présenter la valeur mesurée sous la forme :

$$X = (X_{\text{arrondi}} \pm \Delta X_{\text{maj}})$$

b) Arrondir la grandeur mesurée ($X \rightarrow X_{\text{arrondi}}$)

La grandeur mesurée X doit être **arrondie** en fonction de la position décimale de l'incertitude.

La valeur arrondie (X_{arrondi}) ne peut être établie qu'après détermination de l'incertitude ΔX_{maj} .



La valeur X doit avoir autant de décimales (même nombre de chiffres après la virgule) que l'incertitude ΔX .

Exemple 1 : $X = 0.02316$ et $\Delta X_{\text{maj}} = 0,003$ (3 chiffres après la virgule)

X doit être arrondie de telle façon que X_{arrondi} et ΔX_{maj} aient le même nombre de chiffres après la virgule.

$$\Delta X_{\text{maj}} = 0,003 \quad \longrightarrow \quad X = 0,02316$$

On a un seul chiffre significatif
(le 3^e chiffre après la virgule)

on ne doit garder que
3 chiffres après la virgule

L'erreur est sur le troisième chiffre après la virgule. La grandeur mesurée X est arrondie de la manière suivante :

1) Si le 4^e chiffre est inférieur à 5 (< 5), la valeur X_{arrondie} est 0,023 et on écrira :

$$X = (0,023 \pm 0,003)$$

2) Si le 4^e chiffre est supérieur ou égal à 5 (≥ 5), la valeur X_{arrondie} est 0.024 et on aura :

$$X = (0,024 \pm 0,003)$$

Exemple 2 :

$$N = 0,071475 \text{ mole } \text{éq/l} \quad \text{et} \quad \Delta N = 0,000419 \text{ mole } \text{éq/l}$$

$$N = (N_{\text{arrondie}} \pm \Delta N_{\text{maj}}) = ?$$

Pour exprimer correctement le résultat, on procède de la manière suivante :

✓ On majore la valeur de ΔN

$$\Delta N_{\text{calculée}} = 0,000459 \text{ mole } \text{éq/l} \quad \rightarrow \quad \Delta N_{\text{maj}} = 0,0005 \text{ mole } \text{éq/l}$$

✓ On arrondit N qui doit donc avoir 4 décimales,

$$N_{\text{calculée}} = 0,071475 \text{ mole } \text{éq/l} \quad \rightarrow \quad N_{\text{arrondie}} = 0,0715 \text{ mole } \text{éq/l}$$

La présentation correcte du résultat est : $N = (0,0715 \pm 0,0005) \text{ mole } \text{éq/l}$



Lorsqu'on utilise la valeur d'une incertitude absolue pour faire d'autres calculs, il faut utiliser la valeur **non majorée** de façon à ne pas multiplier la majoration.

Exemple : $C = N \rightarrow \frac{\Delta C}{C} = \frac{\Delta N}{N}$ alors : $\Delta C = C \cdot \frac{\Delta N}{N}$

$$\left. \begin{array}{l} N = 0,071475 \text{ mole } \text{éq/l} \\ C = 0,071475 \text{ mole/l} \\ \Delta N = 0,000419 \text{ mole } \text{éq/l} \end{array} \right\} \Delta C = \frac{C}{N} \Delta N = \frac{0,071475}{0,071475} 0,000419 = 0,000419 \text{ mole/l}$$

Dans ce cas : $\Delta C = \Delta N = 0,000419 \text{ mol/l}$

Compléter le tableau suivant :

$X \pm \Delta X$	ΔX_{maj}	X_{arrondie}	$(X_{\text{arrondie}} \pm \Delta X_{\text{maj}})$
125,66 ± 0,878			
0,05295 ± 0,002369			
87,66 ± 0,97			
0,1229 ± 0,0604			
12,65 ± 0,1			

MANIPULATION N°1 :

ACIDIMETRIE : DOSAGE DIRECT DE HCl PAR NaOH

I- BUT DE LA MANIPULATION

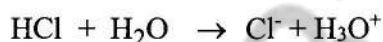
On dosera, par **dosage direct**, une solution aqueuse d'acide chlorhydrique HCl par une solution aqueuse de soude NaOH de titre connu.

II- GENERALITES

1- Réaction de dosage

a- réactions de dissociation des réactifs :

En solution, les **acides forts** comme HCl sont totalement dissociés et donnent des ions H_3O^+

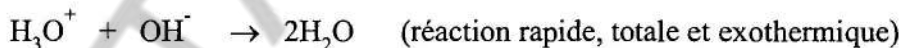


De même, les **bases fortes** comme NaOH se dissocient totalement pour libérer des ions OH^-

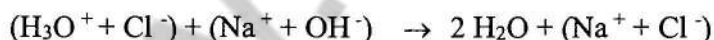


b- réaction de dosage :

L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



On peut aussi écrire :

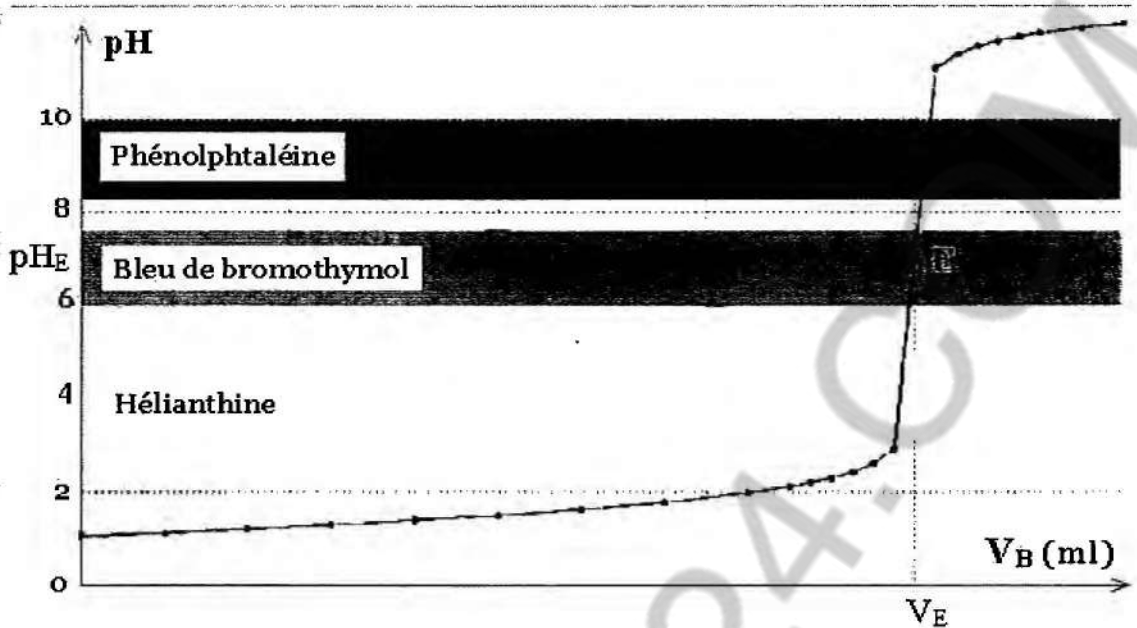


Les ions Na^+ et Cl^- étant **passifs** (spectateurs) sont généralement supprimés.

2- Indicateur de fin de dosage

Au cours de ce dosage, les réactifs utilisés sont **incolores**; il est donc nécessaire d'employer un indicateur de fin de réaction.

Un indicateur coloré convient pour ce dosage acido-basique si le pH du point équivalent E est dans la zone de virage. (au point E, on a atteint l'équivalence : $\text{pH} = 7$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$).

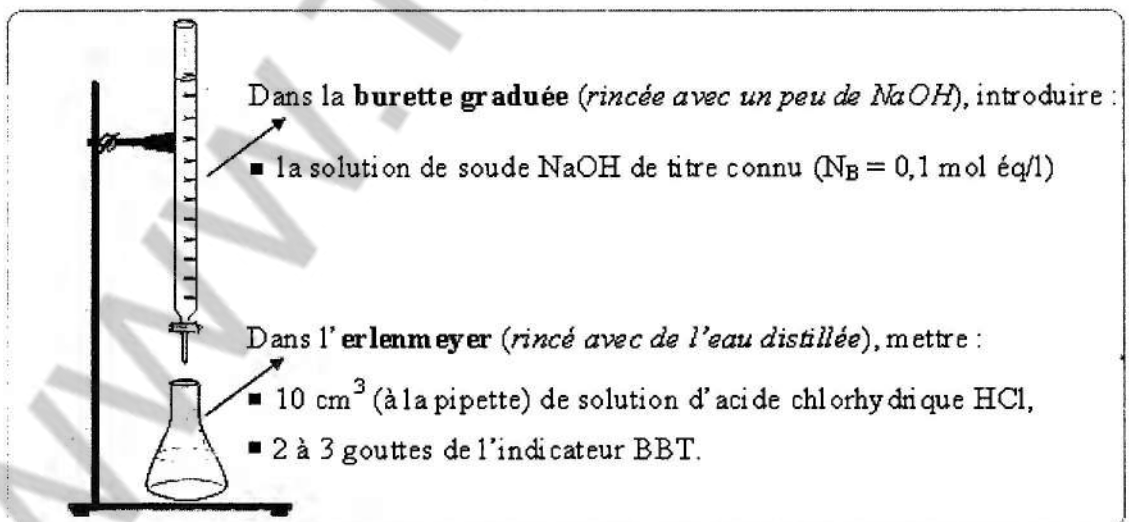


Courbe de neutralisation d'un acide fort par une base forte

Le bleu de bromothymol (BBT) est l'indicateur apte à être utilisé pour titrer l'acide HCl par NaOH. En effet, il change de couleur pour les valeurs de pH comprises entre 6 et 7,6.

III- MODE OPERATOIRE ET LE DOSAGE

1- Mode opératoire :



Effectuer un dosage grossier et 3 dosages précis concordants.

2) Résultats du dosage de HCl par NaOH :

Dosage grossier :

Le volume grossier sera déterminé en faisant verser la solution NaOH contenue dans la burette, **cm³ par cm³**, dans l'erenmeyer tout en agitant. Le changement de couleur (virage du jaune au bleu) indiquera le volume grossier V_g . Noter la valeur du volume grossier V_g .

Dosage précis:

Le volume à l'équivalence est compris entre $(V_g - 1)$ et V_g : $[(V_g - 1) < V_{\text{éq}} < V_g]$.

Verser $(V_g - 1)$ cm³ de la solution NaOH dans l'erenmeyer, d'un **seul coup**. Agiter puis rajouter, **goutte à goutte**, la solution NaOH jusqu'au virage de l'indicateur coloré. Noter la valeur du volume trouvé V_{B1} . Répéter deux fois le dosage précis et noter à chaque fois les volumes trouvés (V_{B2} et V_{B3}).

Présenter vos résultats sous forme de tableau :

Volume de NaOH versé (en cm ³)				
V_{grossier}	V_{B1}	V_{B2}	V_{B3}	$V_B \text{ moyen}$

IV- CALCULS :

1) Calculer la normalité N_A , la molarité C_A et la concentration massique C'_A de la solution d'acide chlorhydrique HCl ($M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$).

2) Evaluer les incertitudes commises ΔN_A , ΔC_A et $\Delta C'_A$ puis en déduire les incertitudes majorées : $\Delta N_A \text{ maj}$, $\Delta C_A \text{ maj}$ et $\Delta C'_A \text{ maj}$

3) Donner les valeurs de N_A arrondie, C_A arrondie et C'_A arrondie

4) Présenter N_A , C_A et C'_A sous la forme : $X = (X_{\text{arrondie}} \pm \Delta X_{\text{maj}})$

Données :

$$* N_B = 0,100 \text{ N} \quad * \Delta N_B = 0,001 \text{ N} \quad * \Delta V_{\text{burette}} = 0,1 \text{ cm}^3 \quad * \Delta V_{\text{pipette}} = 0,01 \text{ cm}^3$$

MANIPULATION N°2 :

ALCALIMETRIE : DOSAGE EN RETOUR DE NH_3 PAR H_2SO_4

I- BUT DE LA MANIPULATION

Le but de cette manipulation est de déterminer, par un **dosage en retour**, le titre d'une solution aqueuse de NH_3 au moyen d'une solution aqueuse d'acide H_2SO_4 dont on a précisé le titre par dosage avec une solution de NaOH .

II- PRINCIPE DU DOSAGE EN RETOUR

Une solution basique B_1 , qu'on veut doser, est mise en présence d'un excès d'une solution acide A . Une réaction acido-basique a lieu entre l'acide A et la base B . Puis l'excès de la solution acide A est ensuite dosé par une autre solution basique B_2 .

III- APPLICATION AU DOSAGE DE NH_3 PAR H_2SO_4

A un volume V_{B_1} de NH_3 de normalité N_{B_1} , on ajoute un volume V_A en excès de H_2SO_4 de normalité N_A . Une partie du volume ($V_A - V_2$) de cet acide va être neutralisée par la solution de NH_3 .

A l'équivalence, nous pouvons donc écrire :

$$\frac{N_{B_1} V_{B_1}}{1000} = \frac{N_A (V_A - V_2)}{1000} \Rightarrow N_{B_1} V_{B_1} = N_A (V_A - V_2) \quad (\text{I})$$

On dose ensuite le volume restant (V_2) de l'acide H_2SO_4 par un volume V_{B_2} de solution de soude NaOH de normalité N_{B_2} .

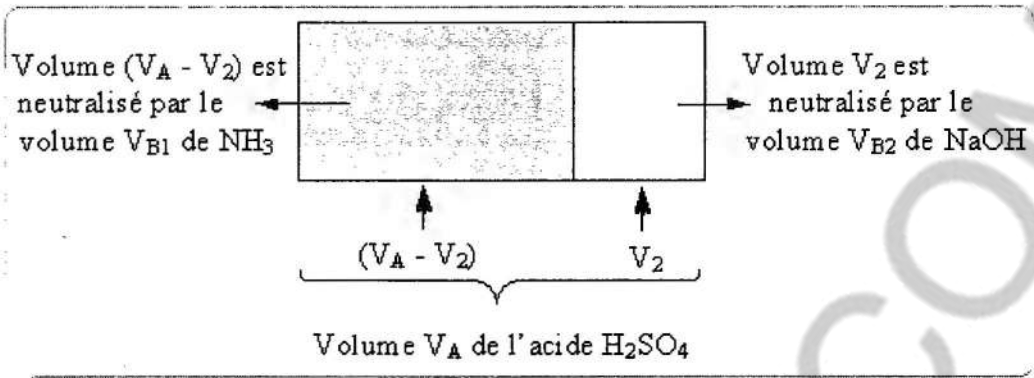
Là aussi, on peut écrire à l'équivalence :

$$\frac{N_A V_2}{1000} = \frac{N_{B_2} V_{B_2}}{1000} \Rightarrow V_2 = \frac{N_{B_2} V_{B_2}}{N_A} \quad (\text{II})$$

En remplaçant V_2 par sa valeur dans la relation (I), nous obtenons :

$$N_{B_1} V_{B_1} = N_A V_A - N_{B_2} V_{B_2} \quad (\text{III})$$

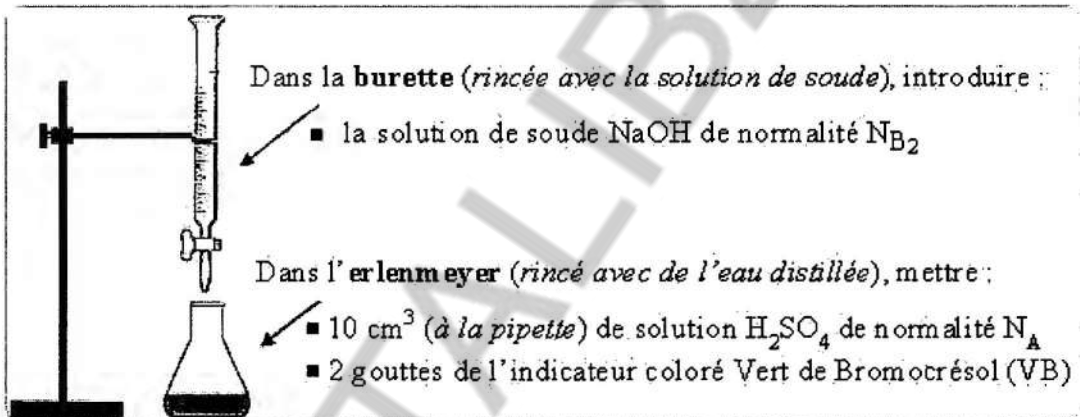
qu'on peut écrire sous la forme : $N_A V_A = N_{B_1} V_{B_1} + N_{B_2} V_{B_2}$ (IV)



IV- MANIPULATION ET CALCULS :

1) Détermination du titre de la solution de H_2SO_4 :

a- Mode opératoire :



b- Dosage direct de H_2SO_4 par NaOH :

Faire un essai grossier et trois essais précis concordants. Inscrire les résultats dans un tableau.

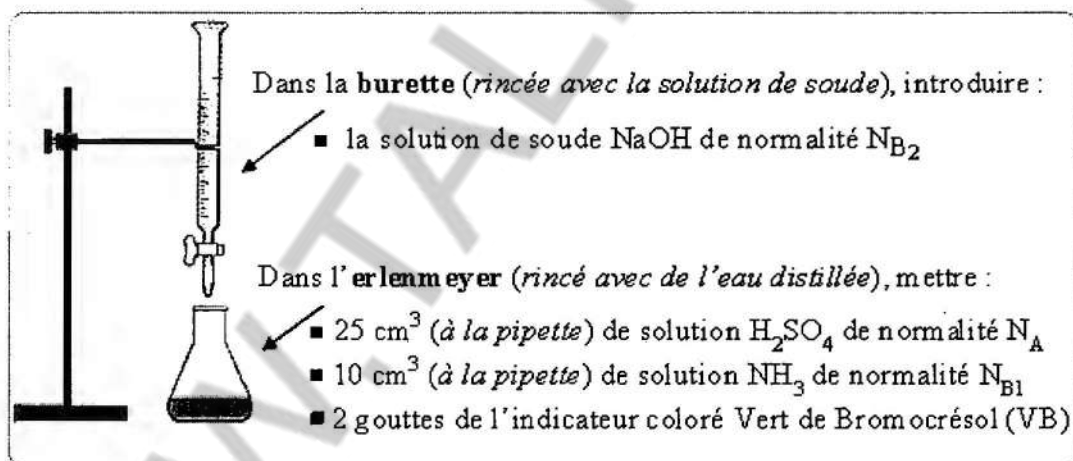
Volume de NaOH versé (en cm^3)				
V_{grossier}	V_{B1}	V_{B2}	V_{B3}	$V_{B \text{ moyen}}$

La fin de réaction est signalée par le virage de l'indicateur V.B. du jaune au bleu.

c- Calcul de la normalité N_A de H_2SO_4 :

A l'équivalence, nous pouvons écrire : $\frac{N_A V_0}{1000} = \frac{N_{B2} V_B}{1000} \rightarrow N_A = \frac{N_{B2} V_B}{V_0}$ (V)

- 1) Ecrire les équations de dissociation de NaOH et H_2SO_4 puis l'équation globale.
- 2) Calculer la normalité N_A et la molarité C_A de la solution acide sulfurique H_2SO_4 .
- 3) Evaluer les incertitudes commises ΔN_A et ΔC_A puis en déduire les incertitudes majorées : $\Delta N_{A \text{ maj}}$ et $\Delta C_{A \text{ maj}}$
- 4) Donner les valeurs de N_A arrondie et C_A arrondie
- 5) Présenter N_A et C_A sous la forme : $X = (X_{\text{arrondi}} \pm \Delta X_{\text{maj}})$

2) Détermination du titre de la solution de NH_3 :**a- Mode opératoire :****b- Dosage en retour de NH_3 par H_2SO_4 :**

Effectuer un essai grossier et trois essais précis. Inscrire les résultats dans un tableau.

Volume de NaOH versé (en cm ³)				
V_{grossier}	V_{B1}	V_{B2}	V_{B3}	$V_{B \text{ moyen}}$

c- Calcul de la normalité N_{B1} de NH_3 :

A l'équivalence (ou fin de réaction), on a : $[H_3O^+] = [OH^-]$

que nous pouvons traduire par : $N_A V_A = N_{B1} V_{B1} + N_{B2} V_{B2} \rightarrow N_{B1} = \frac{N_A V_A - N_{B2} V_{B2}}{V_{B1}}$ (VI)

En combinant les relations (V) et (VI), nous obtenons :

$$N_{B1} = N_{B2} \left(\frac{V_B \cdot V_A - V_{B2} \cdot V_0}{V_B \cdot V_0} \right) \quad (VII)$$

En remplaçant les grandeurs N_{B2} , V_A et V_0 par leurs valeurs, la relation (VII) s'écrit donc :

$$N_{B1} = 0,12 \left(\frac{V_B \cdot 25 - V_{B2} \cdot 10}{V_B \cdot 10} \right) \quad (VIII)$$

- 1) Ecrire l'équation de dissociation de NH_3 .
- 2) Calculer la normalité N_{B1} , la molarité C_{B1} et la concentration massique C'_{B1} de la solution de NH_3 [$M_{NH_3} = 17g/mol$].
- 3) Donner, à partir de la relation VII, l'expression de ΔN_{B1}
- 4) Evaluer les incertitudes : ΔN_{B1} , ΔC_{B1} et $\Delta C'_{B1}$ puis en déduire ΔN_{B1maj} , ΔC_{B1maj} et $\Delta C'_{B1maj}$
- 5) Donner les valeurs de N_{B1} arrondie, C_{B1} arrondie et C'_{B1} arrondie
- 6) Présenter N_{B1} , C_{B1} et C'_{B1} sous la forme : $X = (X_{arrondie} \pm \Delta X_{maj})$

Données :

$$* N_B = (0,012 \pm 0,001) \text{ mol } \acute{e}q/l$$

$$* \Delta V_B = \Delta V_{B2} = \Delta V_{burette} = 0,1 \text{ cm}^3$$

$$* \Delta V_0 = \Delta V_{B1} = \Delta V_{pipette \text{ de } 10} = 0,01 \text{ cm}^3$$

$$* \Delta V_A = \Delta V_{pipette \text{ de } 25} = 0,05 \text{ cm}^3$$

MANIPULATION N°3 :

DILUTION : PREPARATION D'UNE SOLUTION DE HCl N/10

I- BUT DE LA MANIPULATION

Préparer, par **dilution**, une solution décimolaire de HCl à partir de l'acide concentré de commerce puis la doser par une base étalon : le tétraborate de sodium.

II- PRINCIPE DE LA MANIPULATION

1- Normalité d'une solution de HCl concentré du commerce

Sur chaque flacon d'acide concentré vendu dans le commerce, il est précisé la densité (d) et le pourcentage en acide pur (p) de cette solution. L'étiquette du flacon d'une solution HCl vendu dans le commerce porte les indications suivantes: $d = 1,19$ et $p = 22$ à 23%

2 – Méthode de préparation :

La préparation d'une solution décimolaire (N/10) de HCl à partir d'un acide commercial va nécessiter les deux opérations suivantes :

- a) Une première dilution à partir de l'acide concentré de manière à obtenir une solution A de normalité légèrement supérieure à $0,100\text{ N}$.
- b) Une deuxième dilution à partir de la solution A précédente de manière à obtenir une solution B de titre exactement $0,100\text{ N}$.

Les solutions A et B seront dosées au moyen d'une solution de base étalon.

3 – Dosage des solutions préparées de HCl :

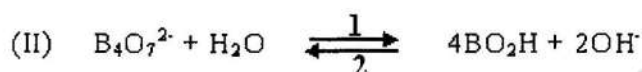
Le dosage des solutions acides, A et B préparées, va nécessiter une base étalon.

a) Choix du réactif titrant:

On utilise comme substance étalon, le composé solide tétraborate de sodium de composition parfaitement définie ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Il présente les avantages suivants :

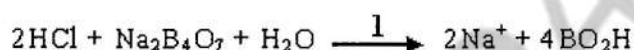
- ✓ masse molaire élevée : $M = 381,4\text{ g/mol}$.
- ✓ bonne stabilité : il n'est pas hygroscopique et ne se carbonate pas.

- ✓ deux basicités fortes : c'est le sel d'un acide faible et d'une base forte et se comporte comme une base forte.



b) Réaction du dosage :

En présence d'une solution d'acide fort (acide chlorhydrique HCl, par exemple), l'équilibre (II) est totalement déplacé dans le sens (1) :



L'équation du dosage s'écrit : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

III- MANIPULATION

1) Calculs théoriques préliminaires (à faire avant de venir à la séance des TP)

a) Calculer la concentration C_{HCl} puis en déduire la normalité N_{HCl} de la solution de HCl commercial concentré ($d = 1,19$ et $p = 22,5\%$).

Indice : <http://www.intellego.fr/uploads/1/5/15435/files/premiere/ex-19C.pdf>

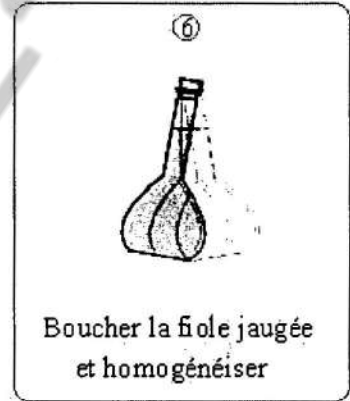
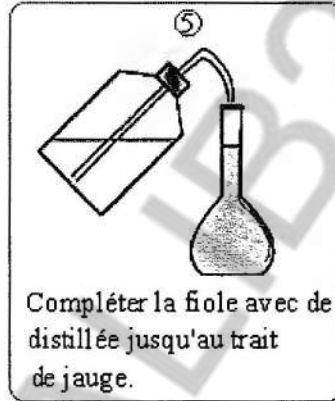
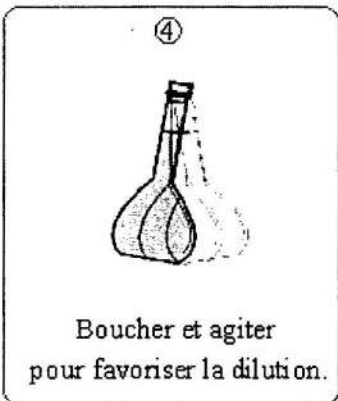
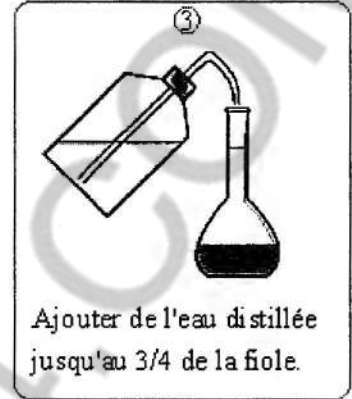
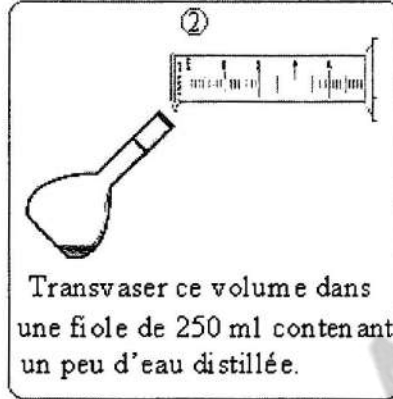
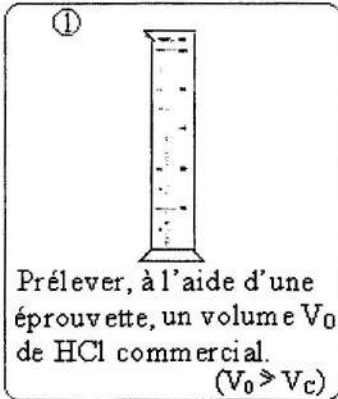
b) La dilution de l'acide HCl concentré permettra la préparation des solutions A et B. Donner l'expression générale de la loi de dilution.

c) Calculer, à partir de la loi de dilution, le volume V_c d'acide concentré du commerce nécessaire pour obtenir 250 cm^3 d'une solution de HCl N/10.

d) Etablir l'expression de la normalité, dans le cas du dosage de la solution A par une masse déterminée m du borax.

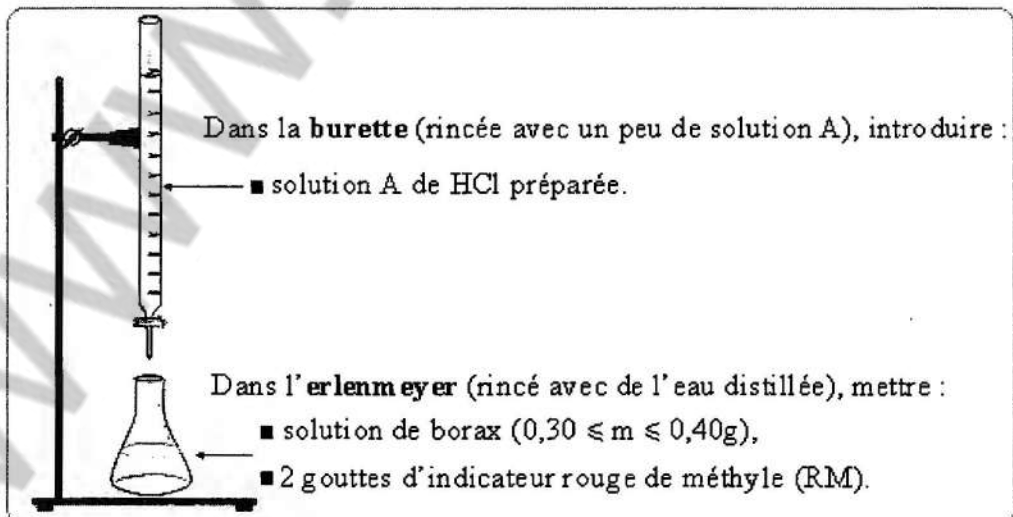
2) 1^{ère} dilution : obtention d'une solution de normalité sup à N/10 (solution A)

Procédure de préparation de la solution A de HCl



Dosage de la solution A de HCl

On pèse, à la balance, une masse de borax comprise entre 0,3 et 0,4g qu'on dissout dans un **minimum** d'eau distillée. Chauffer au besoin, pour faciliter la dissolution des cristaux.



**** Résultats :**

Pour chaque masse pesée, déterminer le volume à l'équivalence puis calculer la normalité de la solution A. Faire **deux essais précis** et présenter vos résultats sous forme de tableau.

	1 ^{er} essai	2 ^e essai	N_{Ai} (mol éq/l)
m_i (g)			
V_{Ai} (cm ³)			



Ne pas gaspiller la solution A, car elle va servir pour préparer la solution B.

**** Calculs :**

- Calculer la normalité $N_{A \text{ moyen}}$ de la solution A de HCl.
- Evaluer ΔN_A et $\Delta N_{A \text{ maj}}$ puis en déduire N_A arrondie.
- Présenter la normalité N_A de la solution A sous la forme : $N_A = (N_{A \text{ arrondie}} \pm \Delta N_{A \text{ maj}})$.

3) 2^e dilution : obtention d'une solution exactement N/10 (solution B)

Calculer, en appliquant la loi de la dilution, le volume V_A de la solution A de normalité N_A nécessaire pour obtenir 100 cm³ d'une solution de HCl exactement N/10.

Méthode de préparation de la solution B de HCl

①

La solution A étant dans la **burette**.

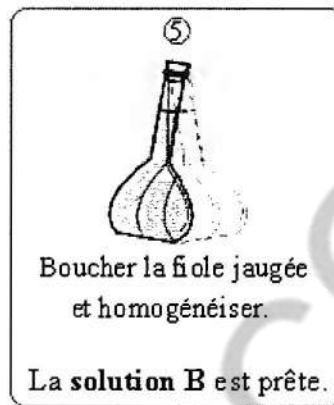
Introduire dans une **fiolle de 100 ml**, le volume V_A calculé.

②

Ajouter un peu d'eau distillée dans la fiolle.

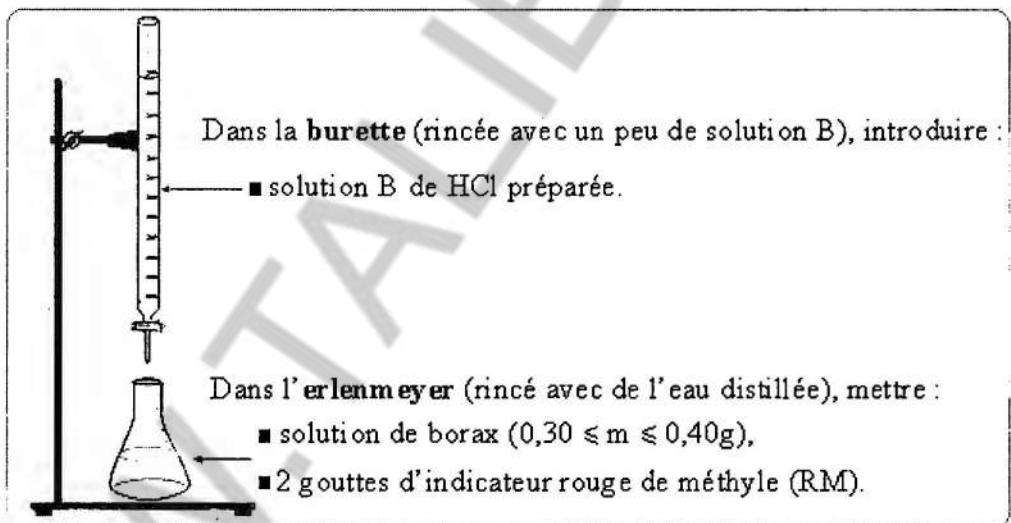
③

Boucher et agiter pour favoriser la dilution.



Dosage de la solution B préparée.

Le principe du dosage est identique à celui du dosage de la solution A. On pèse avec précision entre 0,3 et 0,4g de borax, qu'on dissout dans un minimum d'eau distillée. **Faire deux essais précis.**



**** Résultats :** présenter les résultats trouvés sous forme de tableau.

**** Calculs.**

a) Calculer la normalité N_B de la solution B de HCl.

b) Evaluer ΔN_B et $\Delta N_{B \text{ maj}}$ puis en déduire N_B arrondi.

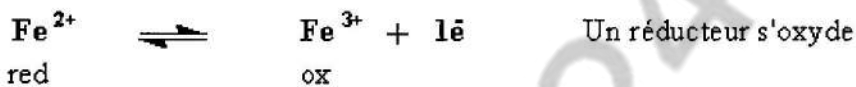
c) Présenter la normalité N_B de la solution B sous la forme : $N_B = (N_B \text{ arrondi} \pm \Delta N_{B \text{ maj}})$.



Conserver la solution B

MANIPULATION N°4 :**MANGANIMETRIE : DOSAGE DU SULFATE FERREUX (Fe²⁺)****A) RAPPEL DES NOTIONS SUR L'OXYDO-REDUCTION****I- DEFINITION D'UN REDUCTEUR ET D'UN OXYDANT****a- Définition d'un réducteur :**

Un réducteur (noté red) est une espèce chimique qui cède un ou plusieurs électrons.



✓ L'ion Fe²⁺ est un réducteur car il est capable de donner un électron en donnant l'ion Fe³⁺.

b- Définition d'un oxydant :

Un oxydant (noté ox) est une espèce chimique qui capte un ou plusieurs électrons.



✓ L'iode est un oxydant car il est capable de capter deux électrons en donnant l'ion I⁻.

c- Couple oxydant / réducteur ou couple rédox.

A tout réducteur correspond un oxydant conjugué et à tout oxydant correspond un réducteur conjugué. L'ensemble des deux constitue un couple redox (notation : red/ox).



Cette écriture est appelée demi-équation d'oxydo-réduction (ou demi-équation redox).

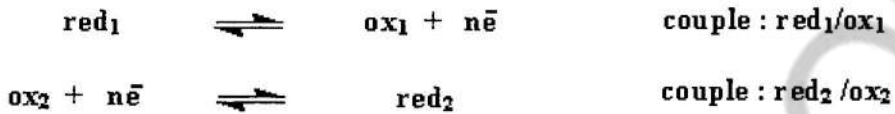


L'écriture correcte d'une demi-équation rédox est basée sur les lois de conservation des éléments d'une part et de la charge électrique d'autre part.

II- LES REACTIONS D'OXYDO-REDUCTION

Les électrons n'existent pas à l'état libre en solution. Pour qu'un oxydant puisse fixer des électrons, il faut en sa présence un réducteur susceptible de les céder.

Une réaction d'oxydo-réduction met en jeu deux couples **redox**. Elle consiste en un transfert d'un ou plusieurs électron(s) du réducteur de l'un des couples à l'oxydant de l'autre couple.



Tous les électrons cédés par le réducteur du premier couple sont captés par l'oxydant du deuxième couple.



Par conséquent il n'apparaît aucun électron dans l'équation de la réaction.

III- NORMALITE REDUCTRICE - NORMALITE OXYDANTE

Un réducteur (ou un oxydant) est dit de normalité N s'il est susceptible de libérer (ou de capter) \mathcal{N} moles d'électrons par litre de solution.

Exemples :



Une solution de Fe^{2+} molaire est normale N (1N).



Une mole de permanganate met en jeu 5 électrons.

Une solution de KMnO_4 , dans ce cas, est normale quand elle renferme 1 mole d'électrons ; soit 1/5 de mole de KMnO_4 par litre.

B) MANIPULATION

La manganimétrie est le dosage **volumétrique** d'un réducteur par une solution titrée de permanganate de potassium. La manipulation comporte deux parties :

- ✓ Etalonnage d'une solution de permanganate par une solution d'oxalate $N/10$.
- ✓ Dosage d'une solution d'ion ferreux par le permanganate déjà dosé.

I- ETALONNAGE D'UNE SOLUTION DE PERMANGANATE

Le permanganate se dégrade sous l'action de la lumière suivant la réaction :



L'espèce MnO_2 donne une couleur brune à la solution. Les solutions permanganate doivent donc être étalonnées. On utilisera pour l'étalonnage une solution fraîchement préparée d'acide oxalique : $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4, 2\text{H}_2\text{O}$

1- Réaction du dosage :

✓ réaction de l'oxydant MnO_4^- en milieu acide sulfurique:



✓ réaction du réducteur $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$: L'acide oxalique, oxydé par le permanganate en milieu acide, donne du dioxyde de carbone.



d'où l'équation globale d'oxydo-réduction :



2- Indicateur de fin de réaction

La forme oxydante MnO_4^- est violette, la forme réductrice Mn^{2+} est incolore, ce qui permet de déterminer le point équivalent sans utiliser d'indicateurs colorés. La fin de la réaction est signalée par l'apparition d'une coloration rose due à la dernière goutte de MnO_4^- en excès qui ne réagit plus sur $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

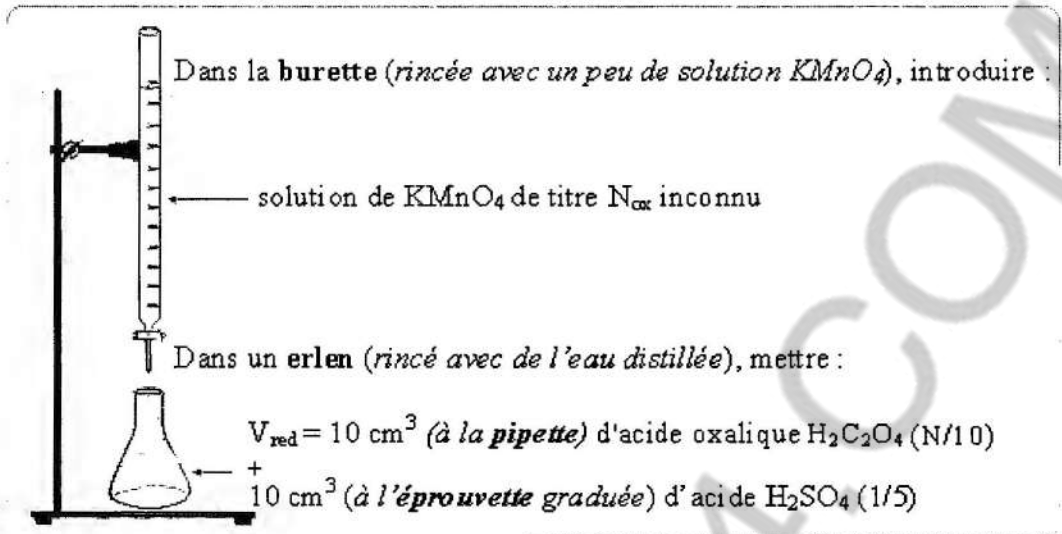
3- Dosage de la solution de KMnO_4

On dose le permanganate de potassium par une solution d'acide oxalique ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) de titre connu ($N_{\text{red}} = 0,100 \text{ mol éq/l}$).

a) Mode opératoire :



Faites attention au permanganate, pour ne pas vous salir les mains.



Cette réaction est lente au départ. Pour activer, on peut chauffer légèrement (ne pas dépasser $50 \text{ }^\circ\text{C}$) au début du dosage.

b) Manipulation :

On verse environ 1 cm^3 de permanganate, la solution ne se décolore pas. On agite jusqu'à décoloration. La réaction est alors amorcée, il y a des ions Mn^{++} qui vont catalyser la réaction. Après décoloration, continuer à verser KMnO_4 jusqu'à l'apparition d'une coloration rose persistante marquant ainsi la fin du dosage.

Effectuer un essai grossier et 3 essais précis concordants. Présenter les résultats du dosage sous forme d'un tableau.

Volume de KMnO_4 versé (en cm^3)				
V_{OX} grossier	$V_{\text{OX}1}$	$V_{\text{OX}2}$	$V_{\text{OX}3}$	V_{OX} moyen

4- Calculs :

- Calculer la normalité N_{ox} , la molarité C_{ox} et la concentration massique C'_{ox} de la solution du permanganate de potassium de KMnO_4 . ($M_{\text{KMnO}_4} = 158 \text{ g/mol}$)
- Evaluer les incertitudes commises : ΔN_{ox} , ΔC_{ox} et $\Delta C'_{\text{ox}}$ puis en déduire les incertitudes majorées : $\Delta N_{\text{ox}} \text{ maj}$, $\Delta C_{\text{ox}} \text{ maj}$ et $\Delta C'_{\text{ox}} \text{ maj}$.
- Donner les valeurs des grandeurs suivantes : $N_{\text{ox arr}}$, $C_{\text{ox arr}}$ et $C'_{\text{ox arr}}$
- Présenter N_{ox} , C_{ox} , et C'_{ox} , sous la forme : $X = (X \text{ arrondi} \pm \Delta X_{\text{maj}})$

On donne : $N_{red} = (0,100 \pm 0,001) N$, $\Delta V_{pipette} = 0,01 \text{ cm}^3$ et $\Delta V_{burette} = 0,1 \text{ cm}^3$

II- DOSAGE D'UNE SOLUTION DE SEL FERREUX

On va doser une solution de sel ferreux FeSO_4 par la solution de permanganate de potassium précédemment dosée.

1- Réaction du dosage :

Le permanganate va oxyder les ions ferreux Fe^{2+} en ions ferriques Fe^{3+} .

- réaction de l'oxydant MnO_4^- en milieu acide :



- réaction du réducteur Fe^{2+} :



d'où la réaction globale d'oxydo-réduction :

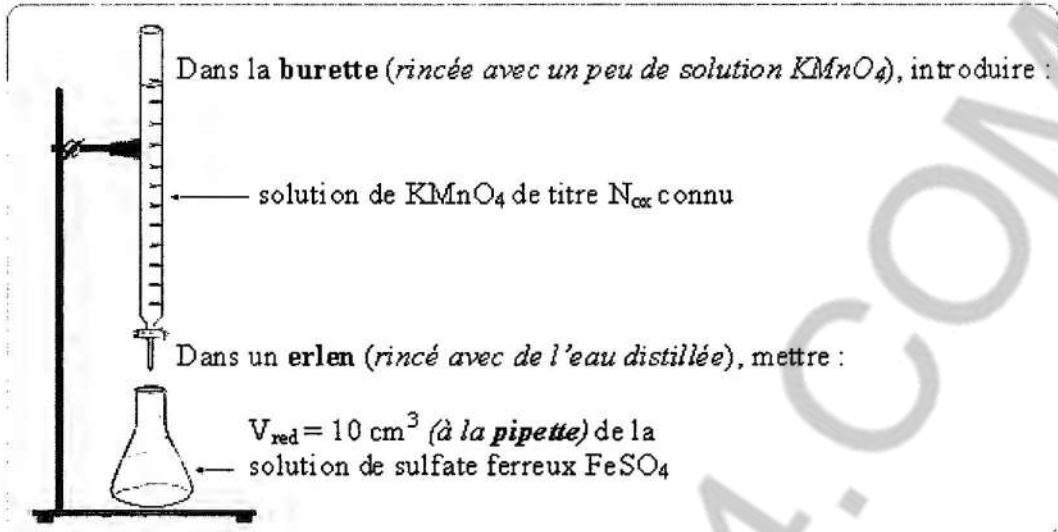


2-Indicateur de fin de réaction

Verser directement KMnO_4 jusqu'à l'apparition d'une coloration rose persistante indiquant la fin du dosage.

3- Dosage de la solution de FeSO_4

a) Mode opératoire :



b) Manipulation : Effectuer un dosage grossier et 3 dosages précis concordants.

Présenter les résultats trouvés dans un tableau.

Volume de $KMnO_4$ versé (en cm^3)				
$V_{OX\text{ grossier}}$	V_{OX1}	V_{OX2}	V_{OX3}	$V_{OX\text{ moyen}}$

4- Calculs

2) Calculer la normalité N_{red} , la molarité C_{red} et la concentration massique C'_{red} de la solution réductrice du sel ferreux $FeSO_4$ ($M_{FeSO_4} = 152\text{ g/mol}$).

3) Evaluer les incertitudes commises : ΔN_{red} , ΔC_{red} et $\Delta C'_{red}$ puis en déduire les incertitudes majorées : $\Delta N_{red\text{ maj}}$, $\Delta C_{red\text{ maj}}$ et $\Delta C'_{red\text{ maj}}$.

4) Donner les valeurs des grandeurs suivantes : $N_{red\text{ arr}}$, $C_{red\text{ arr}}$ et $C'_{red\text{ arr}}$

5) Présenter N_{red} , C_{red} , et C'_{red} , sous la forme : $X = (X_{red\text{ arrondi}} \pm \Delta X_{red\text{ maj}})$

Données :

* Les valeurs N_{ox} et ΔN_{ox} (calculées lors de la première partie)

* $\Delta V_{pipette} = 0,01\text{ cm}^3$ et $\Delta V_{burette} = 0,1\text{ cm}^3$

I - REDACTION D'UN COMPTE RENDU

Vous travaillerez en **binôme** ; il s'agit donc d'un **travail en commun** : chacun doit prendre part à la fois à la manipulation et à la rédaction.

Les comptes-rendus de T.P. doivent être remis en fin de séance au Professeur responsable.



La préparation préalable des T.P. est un gain de temps certain lors de la manipulation !

Comment rédiger un compte rendu de TP en chimie générale ?

Un compte rendu de TP, pour être structuré, clair et agréable à lire, doit suivre quelques règles de présentations. Nous donnons ci-après un plan type.

Sur copie double avec sur la première page :

Indiquer : vos noms & prénoms, le groupe de TP et la date de la séance de TP.

Faire apparaître : le titre du TP (pas « TP de Chimie Générale N°1 »).

Dans le TP :

I - le but de la manipulation : Il est souvent plus facile de l'écrire à la fin du TP,

II - Principe de la manipulation:

- ✓ Rappel théorique (sans recopier le fascicule : montrer juste que vous avez compris ce que vous faites)
- ✓ Réactions mises en jeu....

III - Mode opératoire

Le plus souvent un simple schéma permet de comprendre le dosage effectué.

IV - Résultats expérimentaux : si possible sous forme de tableaux clairs.

Les résultats doivent être parfaitement mis en évidence au correcteur.

V- Calculs :

- ✓ Ne pas oublier de préciser les grandeurs calculées ainsi que leurs unités,
- ✓ Les calculs doivent être accompagnés d'un calcul d'erreur.

II - EXEMPLE DE COMPTE RENDU

Nous avons développé ci-dessous, pour le dosage de l'acide chlorhydrique (HCl) par une solution de soude (NaOH), un compte-rendu qui pourra servir d'exemple sans pour autant être recopié; bien entendu libre à vous de le personnaliser.

1) But de la manipulation :

On dosera une solution aqueuse d'acide chlorhydrique HCl par une solution aqueuse de soude NaOH de titre connu.

2) La réaction du dosage :

+ *Dissociation des réactifs :*

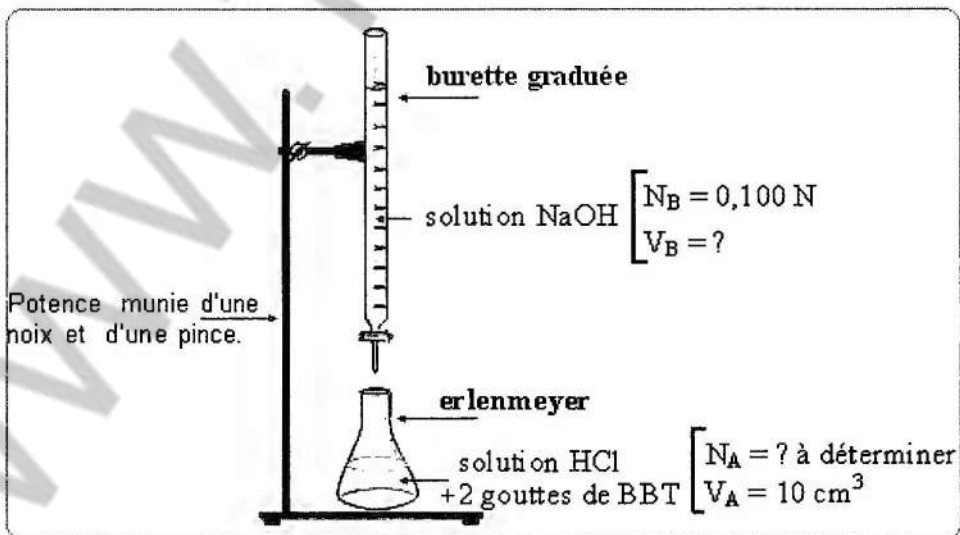
La soude est une base forte : $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$

L'acide chlorhydrique est un acide fort : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

+ *Equation du dosage :* $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

La fin du dosage est mise en évidence par le virage, du bleu de bromothymol (BBT), qui vire du jaune au bleu.

3) Mode opératoire :



On verse la soude jusqu'au changement de couleur de la solution qui vire du jaune au bleu.

Dosage grossier :

Le volume grossier est déterminé en faisant verser la solution NaOH, cm^3 par cm^3 , dans l'erenmeyer, tout en agitant. Le changement de couleur indiquera le volume grossier V_g .

Dosage précis :

Verser ($V_g - 1$) de la solution NaOH dans l'erenmeyer, d'un **seul coup**. Agiter puis rajouter, **goutte à goutte**, la solution NaOH jusqu'au virage de l'indicateur coloré.

4) Résultats : Ces valeurs de V_B sont données à titre d'exemple.

Volume de NaOH versé (en cm^3)				
V_{grossier}	V_{B1}	V_{B2}	V_{B3}	$V_{B \text{ moyen}}$
10	8,9	8,8	8,9	$\frac{8,9+8,8+8,9}{3} = 8,86$

Présentation de V_B : $V_B = V_{\text{moy}} = (8,9 \pm 0,1) \text{ cm}^3$ car $\Delta V_{\text{burette}} = 0,1 \text{ cm}^3$

La valeur qui sera utilisée dans les calculs est $V_{\text{moy}} = 8,86 \text{ cm}^3$.



Le volume V_g n'est jamais utilisé dans le calcul du titre de la solution à doser.

5) Calculs :

a) Calcul de la normalité N_A

Au point équivalent (ou fin de réaction), le nombre de mole d'équivalents OH^- contenus dans le volume V_B versé à l'aide de la burette est égal au nombre mole d'équivalents acides H_3O^+ contenus dans le volume $V_A = 10 \text{ cm}^3$ de solution acide.



En général : si on a un volume V d'une solution de normalité N , ce volume contient $\frac{N.V}{1000}$ moles d'équivalents.