



**Département de Chimie**  
**Troncs Communs : BCG, GGA, SV**  
**Semestre II**

# TRAVAUX PRATIQUES

## CHIMIE EN SOLUTIONS



Réalisé par :

- Pr Mostafa NAWDALI
- Pr Redouan EL-KHALFAOUY

**Année Universitaire : 2023/2024**



## SOMMAIRE

- ▶ **Consignes particulières et règles générales de travail**
  
- ▶ **Calcul des incertitudes**
  
- ▶ **Rappels théoriques**
  
- ▶ **Généralités sur l'analyse volumétrique**
  
- ▶ **Manipulation N°1 : Dosage d'une base forte par une acide fort**



## 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 du 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 :



a) **Par la chaleur** : mettre de l'acide picrique en solution saturée car il tanne la peau. On peut éventuellement plonger la partie brûlée.

b) **Par le feu** : mettre du mercurochrome (ne pas mettre de corps gras). Si la brûlure est sérieuse, appeler un médecin.

c) **Par un produit chimique** : beaucoup de composés sont dangereux et provoquent des lésions. En particulier les acides et les bases concentrés.

Lorsque la zone touchée est la peau il faut laver immédiatement à l'eau puis :

- Avec une solution de  $\text{NaHCO}_3$  lorsqu'il s'agit d'un acide.
- Avec une solution 1% d'acide acétique lorsqu'il s'agit d'une base.

Dans tous les cas appeler l'enseignant responsable du T. P.

#### **IV. Remarques et conseils généraux pour l'exécution des T.P.**

Les travaux pratiques font l'objet d'un contrôle continu et donnent lieu à une note. Cette note est délivrée au vu d'un rapport qui doit être remis à la fin de la séance du T. P.

Dans cette note interviendra :

- La façon de travailler.
- L'entretien du matériel mis à votre disposition.
- La rédaction du compte rendu sur la manipulation.

#### **Notez bien que :**

- La présence de chaque étudiant à toutes les séances est obligatoire. La première absence si elle est justifiée, pourra être rattrapée lors d'une séance supplémentaire.

- Toute absence non justifiée sera systématiquement sanctionnée par une note nulle.

- Deux absences non justifiées seront éliminatoires et l'étudiant ne validera pas le module de Chimie Générale I.

- La justification de l'absence se fera auprès du responsable du TP par présentation dans un délais de 48 heures de certificat médical en cas de maladie, accompagné d'une lettre explicative mentionnant le nom et le prénom de l'étudiant, sa section et son numéro de groupe du T.P, son numéro de binôme et la manipulation non effectuée.

- Il ne sera accepté aucun changement de binôme ou de groupe.

#### **V. Conseils pour la rédaction d'un compte rendu**

Il est évident que si vous ne préparez pas votre manipulation, avant de venir en salle de T. P, les mesures que vous ferez n'auront pour vous aucune signification et il vous sera impossible de remettre votre rapport. De plus certaines manipulations sont longues, vous ne pouvez les effectuer dans le temps prévu que si vous les avez préparées.

A la fin de chaque T. P un rapport sera exigé et dans lequel doit être mentionné :

- Les noms et les prénoms des étudiants qui ont effectué la manipulation.
- Le groupe auquel appartient le binôme.
- La date à laquelle la manipulation a été effectuée.
- Le titre de la manipulation.

Le compte rendu doit être aussi claire que possible et comprendra :

##### **1. But de la manipulation**

Il peut se définir en deux phrases, on pourra également indiquer le principe de la mesure et le type d'instrument utilisé.

##### **2. Exposé de la théorie**

Il s'agit d'exposer la théorie nécessaire à l'interprétation des résultats obtenus.



### 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'habileté 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  $\Delta X$ , 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<sup>ème</sup> 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  $\Delta X$ .

**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.

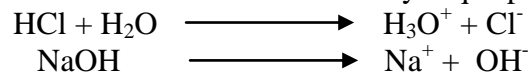
**Remarque** : à la place du terme mole, on utilise également l'atome gramme (ancienne appellation) qui a la même signification.

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

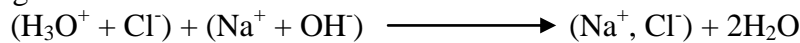
## III. Equivalent

C'est un élément actif ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{e}^-$ ) 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 :

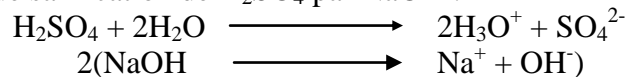


La réaction globale :

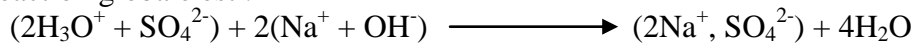


Au cours de cette réaction la molécule de HCl fournit un ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  (un équivalent) et la molécule de soude fournit un ion  $\text{OH}^-$  (un équivalent).

Soit la réaction de salification de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  par NaOH :

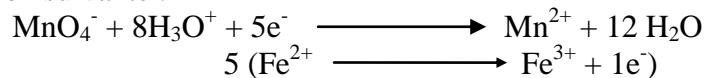


La réaction globale est :

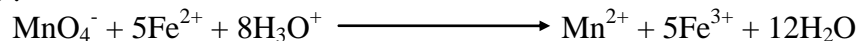


Au cours de cette réaction, la molécule de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  fournit 2 ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  (2 équivalents) et la molécule de soude fournit un ion  $\text{OH}^-$  (un équivalent).

Considérons la réaction suivante :



La réaction globale :



Dans cette réaction, l'ion permanganate capte  $5\text{e}^-$  (5 équivalents) alors que l'ion  $\text{Fe}^{2+}$  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 décimale 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 ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$  ou  $\text{e}^-$ ).

## VI. Concentration massique

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







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

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

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

## GENERALITES SUR L'ANALYSE VOLUMETRIQUE

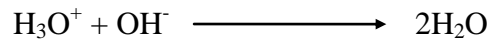
### I. Définition

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

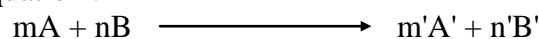
**2. Méthode d'oxydo-réduction** : Elles mettent en jeu l'échange d'électrons entre l'oxydant et le réducteur.

**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).

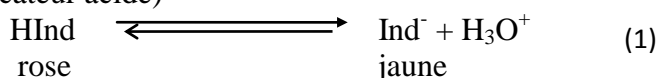
On peut également repérer la fin de la réaction en mesurant le pH de la solution. Ce dernier varie fortement au niveau du point d'équivalence.

#### IV. Indicateur de fin du dosage

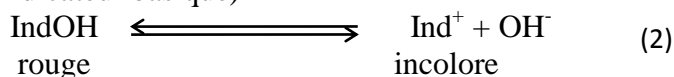
Un indicateur est un composé (acide ou base faible) qui a la propriété de changer de couleur, soit lors d'un changement de pH (indicateur utilisé pour les dosages acide - base), soit lors de l'apparition d'un nouveau composé (empois d'amidon qui de l'incolore devient bleu en présence d'iode).

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  $\text{H}_3\text{O}^+$  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  $\text{OH}^-$  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.



c) Rincer le col de l'erenmeyer d'un jet de pissette afin d'entraîner les dernières gouttes de solution.

d) Ajouter à l'éprouvette, si nécessaire les autres réactifs.

e) Ajouter les indicateurs de fin de réaction s'il y a lieu.

## 2. Dosage

Le dosage est effectué en faisant couler la solution contenue dans la burette dans l'erenmeyer tout en agitant pour homogénéiser la solution.

a) **dosage grossier** : il permet de déterminer le phénomène indiquant la fin du dosage et les limites inférieures et supérieures du volume de la solution nécessaire. Pour cela, faire couler le liquide  $\text{cm}^3$  par  $\text{cm}^3$  jusqu'à apparition (ou disparition) de la coloration indiquant la fin de la réaction, le volume réel est donc :

$$V_{\text{grossier}} - 1 \leq V_{\text{réel}} \leq V_{\text{grossier}} + 1$$

b) **Dosage précis** : cet essai se fait en versant directement la solution titrante jusqu'à ( $V_{\text{grossier}} - 1$ ), ensuite on fait couler la solution goutte à goutte en agitant énergiquement après chaque goutte, on a ainsi un volume précis  $V_1$ . Il est nécessaire d'effectuer plusieurs dosages précis (trois au moins). Ces trois valeurs ne doivent pas différer de 0,2ml seule la moyenne des volumes qui sera prise en compte.

## VI. Préparation d'une solution titrée

On appelle solution titrée, les solutions de concentration exactement connue. Il existe deux méthodes de préparation des solutions titrées.

**1. Dissolution d'un réactif solide** : on pèse exactement le réactif, on l'introduit dans une fiole jaugée de capacité connue, au moyen d'un entonnoir. On dissout le réactif, puis on complète au trait de jauge.

Connaissant la masse  $m$  du corps dissout et le volume de la solution obtenue on déduit la concentration :

$$C' = 1000 m/V$$

$m$  : en g,  $V$  : en ml et  $C'$  : en g/l

Les corps utilisés pour une telle méthode de préparation doivent présenter les caractéristiques suivantes :

- Le corps doit être chimiquement pur.
- La composition du corps doit correspondre à sa formule.
- Le corps doit être stable lorsqu'on le conserve à l'état solide ou dans la solution.

**2. Dilution d'une solution** : la dilution est une opération qui consiste à prendre un volume bien déterminé d'une solution mère de titre connue et à lui ajouter de l'eau distillée. La solution obtenue est dite solution fille et évidemment elle est moins concentrée.

On prélève à la pipette  $V_m$  ml de la solution mère de concentration  $C_m$  et on les introduit dans une fiole jaugée de volume  $V_f$  ml. On complète au trait de jauge avec de l'eau distillée et on agite pour homogénéiser la solution fille.

Le nombre de moles " $n$ " ne change pas, on a donc :

$$n = C_m V_m = C_f V_f$$

et on déduit la concentration  $C_f$  de la solution fille.

**Exemple** : préparation de 100 ml d'une solution fille 0,1M à partir d'une solution mère 1M.

## VII. Présentation des résultats du dosage



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 $\Delta N_2$

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 $\Delta C_2$

$$C_2 = N_2 / E$$

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** :

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

## Manipulation N°1 :

### Dosage d'une base forte par un acide fort

#### 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'une base forte par un acide fort :

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 de la soude NaOH par une solution d'acide chlorhydrique HCl. Pour cela nous allons repérer l'équivalence grâce à l'emploi d'un indicateur coloré qui à pour caractéristique de changer de couleur selon la valeur du pH.

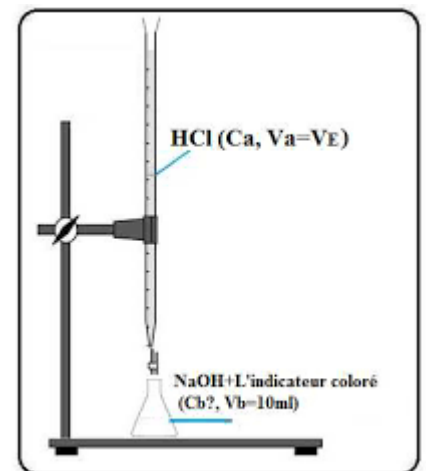
#### Exemples d'indicateurs colorés :

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) Mode opératoire :

- 1- Avec une pipette propre bien rincée avec la solution NaOH préparée, prendre 10 ml de NaOH et verser la dans un erlenmeyer bien propre.
- 2- Ajouter 2 à 3 gouttes d'indicateur coloré (phénolphtaléine).
- 3- Rincer puis remplir la burette avec la solution d'acide chlorhydrique (HCl) préparée.
- 4- Poser l'erlenmeyer sur une feuille blanche au dessous de la burette.
- 5- Commencer le titrage en ouvrant le robinet de la burette doucement, tout en agitant la solution de NaOH au moyen de mouvements circulaires.
- 6- Titrer le NaOH jusqu'au point d'équivalence (fermeture du robinet). La solution devient transparente (auparavant elle était rose).
- 7- Noter le volume d'HCL versé.





8- Refaire le titrage 2 autres fois. La différence entre deux valeurs successives de HCl ne doit pas dépasser 0,05ml.

V1	V2	V 3	Ve <sub>q</sub>

### **III) Travail à réaliser :**

1. Ecrire la réaction chimique qui se produit lors de ce titrage.
2. Calculer la normalité, et la concentration de la solution NaOH.
3. Calculer le pH de la solution titrée et la solution titrante.
4. Définir les indicateurs colorés. Peut-on utiliser un autre indicateur pour cette réaction?
5. Pourquoi avoir arrêté le titrage à la disparition de la couleur rose?
6. L'acide chlorhydrique est commercialisé en solution à 36%. Sachant que la densité de cette solution est  $d= 1,19$  et que la masse molaire de HCl est  $36,46 \text{ g.mol}^{-1}$ , quel volume de cette solution faut-il prélever pour préparer 2 litres de solution d'acide chlorhydrique à  $4.10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ .

## **PRESENTATION DES COMPTE-RENDUS**

Filière :

Date :

N° du Groupe :

Noms et Prénoms:

-

-

*Manipulation N°.... ∴*

**TITRE:** .....

**I) But**

**II) Principe**

**III) Protocol expérimental**

-Schéma du dispositif expérimental

**IV) Résultats expérimentaux**

- Question 1

- Question 2

.....

**V) Conclusion**