



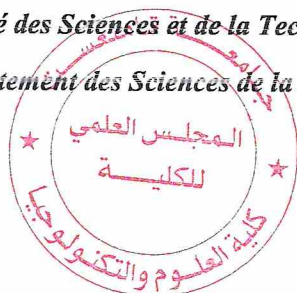
République Algérienne Démocratique et Populaire
Ministère de l'Enseignement Supérieur et
de la Recherche Scientifique



Université Amine Elokhal El hadj Moussa Eg Akhamouk - Tamanghasset

Faculté des Sciences et de la Technologie

Département des Sciences de la Matière



Manuel de Travaux Pratiques de Chimie Analytique



Destiné aux étudiants de 2ème année option « Chimie Analytique »

Préparé par

Ouahiba Meziane

Maitre de conférence B « UTAM »

2022/2023



Ce fascicule de TP « Manuel de travaux pratique en chimie analytique » s'adresse principalement aux étudiants de 2ème année LMD, spécialité chimie analytique. Du département des sciences de la matière, faculté des sciences et technique, Université de Tamanghasset.

Ce recueil de travaux pratiques décrit des techniques expérimentales utilisées tant en chimie analytique. Chaque travail pratique est accompagné de renseignements théoriques et, de même, des exercices sont proposés, afin de contrôler l'acquisition et l'assimilation des connaissances.

Le but de ce recueil est d'habituer les étudiants à fournir une activité purement personnelle ; il est donc nécessaire à tout étudiant de connaître parfaitement le côté théorique avant d'exécuter les travaux pratiques proposés.



Table des matières

1- Préparation de solutions

2- Analyse volumétrique et réactions acido-basique : Titrages acido-basique

- Dosage d'une base forte par un acide faible (exemple $\text{NaOH} - \text{HCl}$)
- Dosage de l'acide faible par une base forte (exemple CH_3COOH par NaOH)
- Dosage acide-base colorimétrique : Détermination de la teneur en acide acétique d'un vinaigre du commerce

3- Détermination expérimentale de la solubilité (exemple NaCl)

Solubilité et produit de solubilité et effet d'ion commun

4- Analyse volumétrique par oxyde- réduction

- Dosage des ions ferreux par les ions permanganate
- Dosage d'une solution d' I_2 par le thiosulfate de sodium.
- Dosage d'oxydo-réduction indirect: Dosage d'une eau de Javel

5- Comparaison entre dosage acide-base colorimétrique et potentiométrique : Dosage de l'aspirine contenue dans un comprimé

6- Dosage par complexation EDTA (dureté de l'eau)



AVANT PROPOS

Ce recueil de travaux pratiques s'adresse aux étudiants de deuxième années chimie appliquée du département des sciences de la matière- Faculté des sciences et techniques.

Il comprend de travaux pratiques de chimie analytique, Chaque travail pratique est accompagné de renseignements théoriques, pratiques et, de même, des exercices sont proposés, afin de contrôler l'acquisition et l'assimilation des connaissances.

Le but de ce recueil est d'habituer les étudiants à fournir une activité purement personnelle ; il est donc nécessaire à tout étudiant de connaître parfaitement le côté théorique avant d'exécuter les travaux pratiques proposés.

1. TRAVAUX PRELIMINAIRES



Introduction

Travailler dans un laboratoire de chimie expose à des **risques** dus aussi bien aux **produits chimiques** potentiellement toxiques qu'au **matériel spécifique** qu'un expérimentateur doit connaître pour les utiliser sans danger. Il faut ainsi avoir conscience des risques encourus et tout faire pour **protéger les autres et soi-même**, tout en gardant en tête que le danger peut venir d'autrui.

Le simple fait d'entrer dans un laboratoire de chimie impose le **respect strict de certaines règles** :

❖ Organisation des manipulations

- ▶ Avant manipulation, choisir dans la mesure du possible les produits les moins dangereux et lire les informations figurant sur l'étiquette du flacon.
- ▶ Manipuler sur des paillasse ou sous des sorbonnes propres et préalablement dégagées.
- ▶ Ne pas entreprendre de manipulations dangereuses en dehors des heures normales de travail, notamment la nuit et les jours fériés.
- ▶ Ne jamais effectuer seul de manipulations, notamment celles qui présentent des risques importants et celles effectuées dans des locaux isolés.
- ▶ Avertir vos collègues de travail lors de la mise en route d'une manipulation dangereuse. Le balisage de ces manipulations doit être assuré et l'absence de courte durée du manipulateur est à éviter.
- ▶ Organiser son travail : prévoir les manipulations en pensant à toutes les étapes, de la commande jusqu'à l'élimination des produits.
- ▶ S'assurer que les organes de coupures des fluides (eau, gaz, électricité) sont bien balisés, accessibles facilement et régulièrement contrôlés.
- ▶ S'assurer de l'efficacité des ventilations des sorbonnes.
- ▶ S'assurer que les réfrigérateurs sont sécurisés : thermostats et lampes à incandescence à l'extérieur de l'enceinte.

❖ Protection individuelle

- ▶ Porter une **blouse** en coton et à manches longues pour se protéger des projections sur la peau mais aussi sur les vêtements personnels.
- ▶ Porter en permanence des **lunettes de sécurité** à coquilles latérales (port de lentilles déconseillé, réalisation possible de lunettes correctrices de sécurité).



- ▶ Porter des **gants** adaptés à la manipulation des différents produits (attention : aux problèmes d'allergies, au facteur de perméabilité et aux possibilités de contamination). Se référer aux données du fabricant/fournisseur en fonction des produits utilisés et aux

informations présentes dans la fiche de données de sécurité du produit (cf. sites internet dans la partie Bibliographie). Pour la manipulation de verre, porter des gants spéciaux.



- ▶ Porter des **masques** : anti-poussière pour les produits solides finement divisés, à cartouche adaptée ou isolante pour les produits volatils toxiques.
- ▶ Porter des **chaussures fermées** tout particulièrement lors de manipulations de produits corrosifs.
- ▶ Le personnel doit se laver les mains après avoir manipulé du matériel infectieux et de produits chimiques avant de quitter le laboratoire.

❖ **Stockage**

- ▶ Veiller au bon étiquetage de tous les flacons (récipients, pissettes, etc.).
- ▶ Privilégier pour le stockage les récipients incassables.
- ▶ Stocker les produits inflammables dans des locaux aménagés à cet effet et/ou le cas échéant dans des armoires spécifiques.
- ▶ Des stockages particuliers doivent être aménagés pour les produits réagissant violemment avec l'eau, pour les produits toxiques portant les phrases H300-H310 ou H330 et les substances précurseurs de drogues et de stupéfiants qui seront gardés sous clé.
- ▶ Dans les pièces de manipulation, la quantité totale de produits inflammables et de réactifs susceptibles de se décomposer spontanément à température ambiante doit être limitée aux besoins immédiats.
- ▶ Éviter le stockage en hauteur (supérieure à 1,5 m environ) des produits très toxiques, toxiques, corrosifs, extrêmement inflammables, facilement inflammables, et de conditionnement supérieur à 1 litre ou 1 kg.
- ▶ Les produits corrosifs, toxiques et inflammables ne doivent pas être stockés à proximité des manipulations et notamment sur les étagères situées au-dessus des paillasses.



❖ Consignes générales

- ▶ Ne jamais pipeter un produit chimique à la bouche.
- ▶ Ne pas manger, ne pas boire, ne pas fumer, ne pas se maquiller dans les laboratoires.
- ▶ Avant de quitter le laboratoire, se laver les mains et ôter les vêtements de travail.
- ▶ Soigner immédiatement les blessures, mêmes les plus anodines.
- ▶ Ne jamais jeter à l'évier les produits manipulés.
- ▶ Le producteur de déchets est responsable de ceux-ci, au plan pénal, financier et moral jusqu'à leur destruction. Le respect de l'environnement est l'affaire de tous.
- ▶ Ne pas fumer.
- ▶ Ne pas manger ou boire. Ne pas mâcher de chewing-gum.
- ▶ Ne pas encombrer le sol avec divers sacs, cartables, etc. En particulier, laisser dégagés les allées et les chemins d'accès vers les sorties de secours.
- ▶ Ne pas encombrer la paillasse avec classeurs, trousse, etc.
- ▶ Ne pas courir.
- ▶ Ne pas utiliser de téléphone portable.
- ▶ Ne pas porter à la bouche ou au visage ses mains, son stylo, etc.
- ▶ Ne pas manipuler seul.
- ▶ Ne pas faire des essais de manipulation sans avertir l'enseignant.
- ▶ Ne pas goûter ou sentir les produits chimiques.
- ▶ Ne pas jouer avec le matériel.
- ▶ Manipuler debout.



Interdiction de
fumer

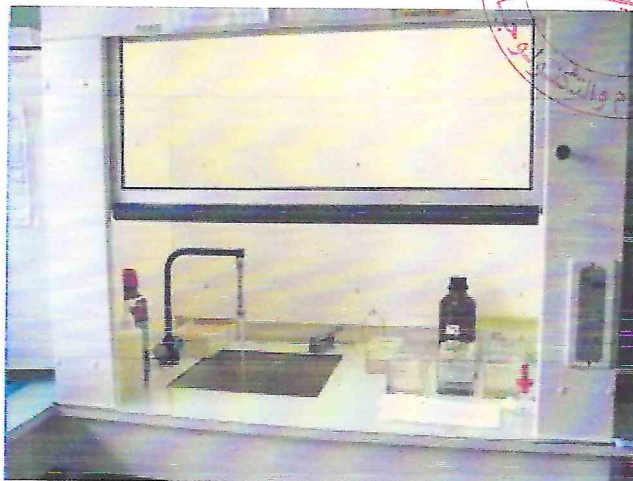


Interdiction de
manger ou boire

❖ Zones de travail du laboratoire

- ▶ Le laboratoire doit être tenu propre et en ordre et exempt de tout produit ou objet non nécessaire aux travaux.
- ▶ Les plans de travail doivent être décontaminés s'ils ont été souillés par des produits potentiellement dangereux ainsi qu'à la fin de la journée de travail.
- ▶ Tout le matériel, échantillons et cultures contaminés doivent être décontaminés avant d'être jetés ou nettoyés pour être réutilisés.
- ▶ L'emballage et le transport des échantillons sont soumis à la réglementation nationale ou internationale pertinente.

HOTTES CHIMIQUES OU SORBONNES



1- Préparation des solutions

Définition d'une solution.

Une **solution** est un mélange homogène de deux substances ou plus. Il y'a différents types de solutions. Le type le plus courant de solution est celui d'un solide dissous dans un liquide.

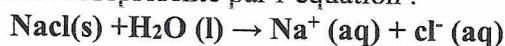
Le solide qui se trouve dissous et présente en moins grande quantité est appelé **soluté**, tandis que le liquide qui le dissout et présente en plus grande quantité est appelé **solvant**.

$$\text{Solution} = \text{soluté} + \text{solvant}$$

Une solution peut être gazeuse (comme l'air), solide (comme un alliage) ou liquide (comme l'eau de mer). Cette section n'abordera que les solutions aqueuses, c'est-à-dire celles dans lesquelles le solvant est l'eau. En outre, le soluté sera toujours, au départ, un solide ou un liquide.

Exemple :

Quand NaCl est dissous dans l'eau, on dit que NaCl(s) est le soluté et H₂O(l) le solvant. Le processus de la dissolution est représenté par l'équation :



Les espèces Na⁺(aq) et Cl⁻(aq) représentent l'ion sodium et l'ion chlorure.

2- Préparation des solutions

La préparation d'une solution d'une concentration donnée peut se faire, en principe, soit par :

- Dissolution de composants solides, préalablement pesés, dans le solvant,
- Dilution d'une solution concentrée.

2.1. Préparation d'une solution par dissolution

But de la manipulation

Préparation d'une solution de NaCl, de concentration donnée, par dissolution dans l'eau.

Principe de la manipulation

On pèse la substance solide, calculée, dans un sabot de pesée, et l'on dissout dans une quantité correspondante d'eau.

Matériels et produits utilisés :

balance électrique, cylindre de 100 mL, erlen de 200 mL, spatule, sabot de pesée, baquette, pissette d'eau, NaCl.

Calcul La quantité de matière à dissoudre est :

$$n = \frac{m}{M} \quad (m : \text{masse à dissoudre})$$

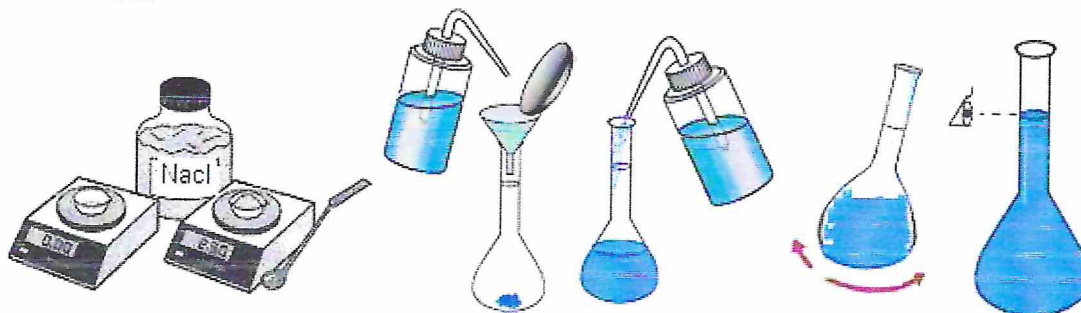
Or :

$$c = \frac{n}{V} \Rightarrow c = \frac{m}{M.V} \text{ et } m = c.M.V$$

(Avec m en g, M en g.mol⁻¹, V en L et c en mol. L⁻¹).

Protocole

- Peser précisément la masse m en prélevant le solide avec une spatule propre et sèche.
- Pour cela, le placer dans une capsule de pesée ou un verre de montre préalablement taré.
- Introduire le solide dans une fiole jaugée de 100,0 mL avec un entonnoir à solide.
Rincer la capsule de pesée (ou le verre de montre) et l'entonnoir avec de l'eau distillée : verser l'eau de rinçage dans la fiole jaugée.
- Remplir la fiole jaugée aux trois quarts avec de l'eau distillée.
- Après l'avoir bouchée, agiter pour dissoudre le solide.
- Une fois la dissolution terminée, ajouter de l'eau à la pissette.
- Terminer à la pipette simple pour ajuster au trait de jauge.
- Reboucher la fiole jaugée et la retourner plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution.
- La solution est prête : elle peut être stockée dans un flacon, étiquetée et utilisée ultérieurement.



2.2. Préparation d'une solution par dilution d'une solution de concentration molaire connue

Objectif

Préparer un volume V de solution (dite solution fille) de concentration molaire c en soluté apporté par dilution d'une solution (dite solution mère) de concentration molaire c_0 connue.

Calcul Une dilution ne change pas les quantités de matière :

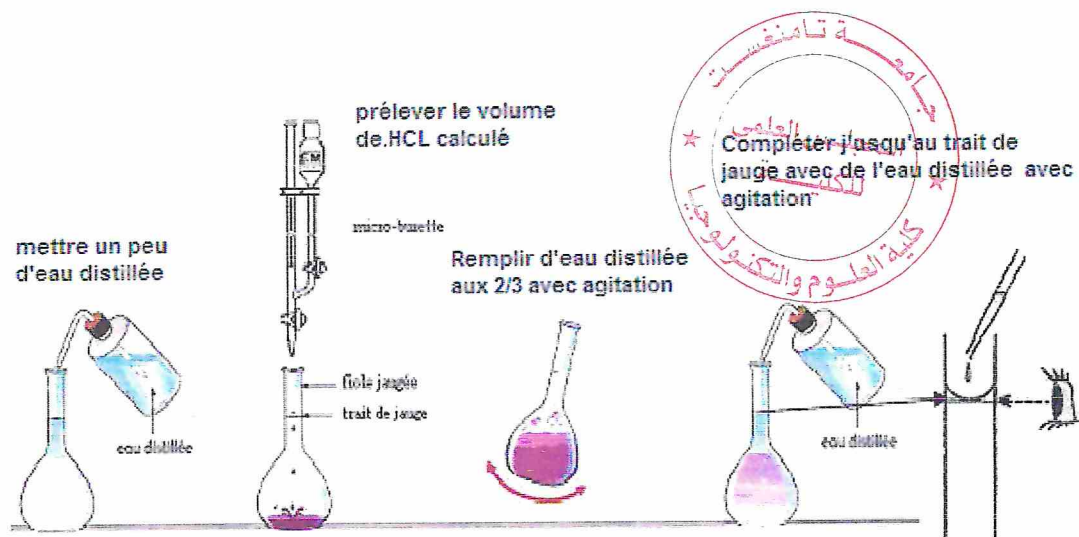
$n_0 = n \Rightarrow c_0 \cdot V_0 = c \cdot V$ (V_0 : volume de solution mère à diluer) et $V_0 = c \cdot V / c_0$

(avec c et c_0 en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, V et V_0 en L ou en mL).

Remarque : on peut aussi écrire $V_0 = V / F$ (F est le facteur de dilution : $F = c_0 / c$)

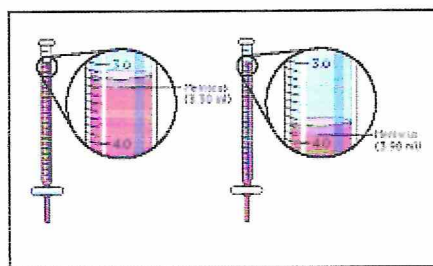
Protocole

- ✓ Verser la solution à diluer dans un bécher.
- ✓ Prélever 10,0 mL de solution mère à l'aide d'une pipette jaugée (à 1 trait ou à 2 traits) munie d'une propipette ou d'un pipeteur
- ✓ Introduire la solution prélevée dans une fiole jaugée de 50,0 mL.
- ✓ Remplir la fiole jaugée aux trois quarts avec de l'eau distillée.
- ✓ Après l'avoir bouchée, agiter pour favoriser la dilution.
- ✓ Une fois la dissolution terminée, ajouter de l'eau à la pissette.
- ✓ Terminer à la pipette simple pour ajuster au trait de jauge.
- ✓ Reboucher la fiole jaugée et la retourner plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution.
- ✓ La solution est prête : elle peut être stockée dans un flacon, étiquetée et utilisée ultérieurement.



Remarque :

Ménisque : Comme le diamètre de la pipette ou fiole jaugée est très faible, par un phénomène de capillarité, le liquide adhère sur les parois. Ainsi, la surface du liquide n'est pas plane, mais incurvée vers le bas en son centre. Par ailleurs, la séparation entre le liquide et l'air présente une certaine épaisseur. De part sa forme, on l'appelle un ménisque. C'est le bas du ménisque qu'il faut ajuster sur le trait de jauge (voir dessin ci-contre).



2.3. Préparation d'une solution par dilution d'une solution commerciale de concentration molaire inconnue

Objectif :

Préparer un volume V de solution de concentration molaire c en soluté apporté par dilution d'une solution commerciale de densité d , de pourcentage massique P et de masse molaire M .

Calcul

Remarque préliminaire : la densité d d'un liquide est le rapport de la masse m d'un certain volume de ce liquide et de la masse m_{eau} du même volume d'eau : $d = m/m_{\text{eau}}$.

Or : $m = \rho V$ Or : $m = \rho \cdot V$ et $m_{\text{eau}} = \rho_{\text{eau}} \cdot V$

(avec ρ et ρ_{eau} les masses volumiques respectives du liquide et de l'eau): $\Rightarrow d = \rho/\rho_{\text{eau}}$ et $\rho = d \cdot \rho_{\text{eau}}$

la masse volumique d'un liquide s'exprime (en $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$) par le même nombre que sa densité.

Protocole Remarques préliminaires :

- on est dans l'obligation d'utiliser une pipette graduée,
- les pipettes n'étant pas graduées au 1/100ème de mL, on va prélever 8,50 mL de solution mère.
- La solution étant très corrosive et très concentrée, mettre des lunettes et des gants de protection.

Verser la solution à diluer dans un bécher et, à l'aide d'une pipette graduée de 10,0 mL munie d'une propipette (ou d'un pipeteur), prélever 8,50 mL de solution.

▪ La solution prélevée est introduite dans une fiole jaugée de 200,0 mL contenant environ 100 mL d'eau distillée, afin de modérer l'élévation de température accompagnant la dilution et de limiter les éventuelles projections.

- La fin de la préparation est analogue à celle de la dilution d'une solution de concentration connue

II- Autres méthodes de calcul

Préparation d'une solution par dissolution

But de la manipulation

Préparation d'une solution de NaCl, de concentration donnée, c %, par dissolution dans l'eau.

Manipulation

Peser, à l'aide de la balance, la masse du solide nécessaire pour préparer 80 - 130 g solution, de pourcentage choisi entre 3 et 10 %.

Mesurer l'eau, calculée, avec un cylindre de 100 mL.

Verser l'eau dans un bécher de 200 mL et ajouter le solide pesé.

Agiter la solution avec une baquette pour faire dissoudre totalement le solide. La solution ainsi préparée sera stockée, dans le bécher, étiquetée par I, et garder pour déterminer sa densité par la méthode pycnométrique.

Exemple de calcul : Préparer, par dissolution, 80 g de solution de NaCl, de concentration 8 %.

Calculer la quantité nécessaire de NaCl ainsi :

$$\begin{array}{r} 100 \text{ g solution NaCl} \dots\dots\dots 8 \text{ g NaCl} \\ 80 \text{ g solution NaCl} \dots\dots\dots x \\ \hline x = 6,4 \text{ g NaCl} \end{array}$$

Calculer la quantité nécessaire de l'eau :

$$80 \text{ g solution NaCl} - 6,4 \text{ g NaCl} = 74,6 \text{ g (mL) H}_2\text{O}$$

Préparation d'une solution par dilution

Préparation d'une solution de normalité donnée a N (choisie entre 0,1 - 0,6 N) en diluant x mL solution de HCl plus concentrée (1 N) avec de l'eau.

Manipulation

Calculer le volume de la solution de HCl 1 N nécessaire à préparer 100 mL d'une solution de concentration choisie (a N), par la règle diagonale.

$$\begin{array}{ccc} 1\text{N HCl} & & 0\text{N (H}_2\text{O)} \\ & \searrow \quad \nearrow & \\ & a\text{ N} & \\ & \nearrow \quad \searrow & \\ \frac{a-0}{x} & = & \frac{1-0}{100} = \frac{1-a}{y} \end{array}$$

a N = concentration choisie, par dilution;

x = mL solution HCl 1 N;

y = mL d'eau.

a N = concentration choisie, par dilution; x = mL solution HCl 1 N; y = mL d'eau.

Pour préparer, par exemple, x+y = 100 mL solution de concentration a N, on mélange

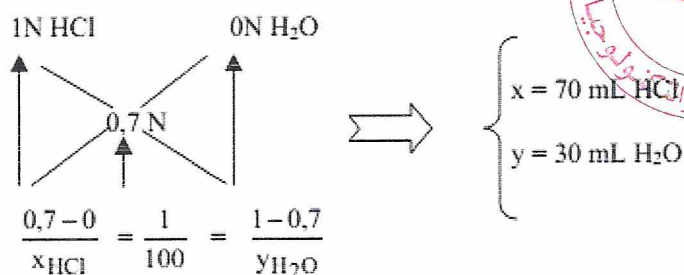
x = 100 · a mL solution de HCl 1N avec y = 100 · (1-a) mL de l'eau; ou en utilisant une fiole jaugée, verser x mL solution de HCl 1 N dans une fiole de 100 mL, puis compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

L'homogénéisation de la solution est obligatoire. Conserver la solution, étiquetée par II, afin de déterminer sa densité par une bouteille (ballon jaugé ou bouteille quelconque jaugée).

Exemples de calcul :

Préparer 100 mL de solution HCl 0,7 N par dilution d'une solution de HCl 1 N.

a) par la règle diagonale



b) par calcul, reposant sur le fait que la quantité de la substance dissoute, dans les deux solutions (concentrée et diluée) est la même.

Si a grammes de solution c_1 % doit être diluée à c_2 % par ajout de x g de l'eau, on a :

$$\frac{c_1}{100} \cdot a = \frac{c_2}{100} \cdot (a + x); c_2 < c_1 \rightarrow x = \frac{a(c_1 - c_2)}{c_2}$$

Questions

a) Indiquer tout le raisonnement, c'est-à-dire, le calcul de la masse du produit pour chaque solution à préparer ;

b) Résoudre les exercices 1 - 3.

1. Quelle est la quantité d'eau à ajouter pour diluer 400 g de solution aqueuse de NaCl de 5 % à 3 %?

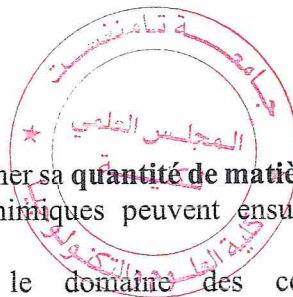
2. Quelle est la masse de l'eau à ajouter à 800 mL solution de HNO₃ 65 % ($\rho = 1,4$ g/mL) pour obtenir une solution de 10% ?

3. Calculer le volume (en mL) d'une solution de HCl 36,5 % ($\rho = 1,18$ g/mL) nécessaire à préparer un litre de solution de HCl 1N.

3- Analyse volumétrique et réactions acido-basique : Titrages acido-basique

- 1- Dosage d'une base forte par un acide faible (exemple $\text{NaOH} - \text{HCl}$)
- 2- Dosage de l'acide faible par une base forte (exemple CH_3COOH par NaOH)
- 3- Dosage acide-base colorimétrique : Détermination de la teneur en acide acétique d'un vinaigre du commerce

Généralités théoriques



Doser une espèce chimique en solution consiste à déterminer sa **quantité de matière** dans l'échantillon considéré. Les **concentrations** des espèces chimiques peuvent ensuite être déduites.

Cette opération est primordiale, par exemple dans le domaine des contrôles de qualité des produits alimentaires.

La **titrimétrie** est une technique d'analyse quantitative volumétrique, qui repose sur une réaction quantitative entre la substance à analyser, dissoute dans la solution, et une autre substance (appelée réactif titrant) d'une autre solution, de concentration connue, le volume de laquelle est mesuré avec exactitude, jusqu'à la fin de la réaction.

Le **titrage** est une opération qui consiste à faire couler, goutte à goutte, un réactif titrant, dans un volume déterminé de la solution à analyser, jusqu'à une quantité équivalente avec la substance d'analyse.

La détermination repose sur une réaction chimique quantitative (de neutralisation, redox, de formation de précipités ou de complexes). Cette réaction, qui se déroule lors du titrage, doit être:

- **totale (irréversible)**, c'est-à-dire 99,9 % des réactifs passent en produits de réaction ;
- **rapide**, le temps de réaction est court ;
- la fin de la réaction doit être mise en évidence par un changement rapide d'une propriété physico – chimique du système. Ce moment du titrage correspond à la quantité équivalente de réactif titrant, appelé point d'équivalence, qui est accompagné du changement d'une propriété visible ou mesurable.

Le **point final du titrage** est le moment de perception d'un brusque changement d'une propriété physique du système (changement de couleur, formation ou disparition d'un précipité, variation de conductivité de la solution, etc.).

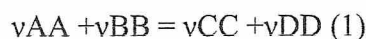
Le **point d'équivalence** est théoriquement le point final du titrage ; l'analyse est d'autant plus précise que la concordance entre les deux points est meilleure.

Le point final du titrage est déterminé expérimentalement par des méthodes visuelles (en utilisant des indicateurs du pH, par exemple) ou par des méthodes instrumentales ; dans le deuxième cas, on mesure continuellement une propriété, qui varie au fur et à mesure qu'on ajoute du réactif titrant ; en traçant la courbe du pH, par exemple, en fonction du volume de titrant versé, on obtient la courbe de titrage.

La **courbe de titrage** est un graphe de variation d'une propriété de la solution (celle qui change pendant le titrage) en fonction du volume de réactif titrant ajouté.

Titrages directs et indirects

Notons A le réactif dont on veut déterminer la concentration. Supposons que A est consommé par B selon la réaction (1) qui doit être **quantitative et unique** : ν_i représente le nombre stœchiométrique associé au composé i.



1. Si la réaction (1) est **rapide** et si on peut **facilement** repérer le point où A et B ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, on réalise un **titrage direct**. La réaction (1) est appelée **réaction de titrage**, A le **réactif titré** et B le **réactif titrant**.

2. Sinon, on réalise un **titrage indirect**. Il en existe deux types :

- Un excès de B est introduit et la quantité de matière du **produit C (ou D) formé** est déterminée par une autre réaction quantitative, rapide et unique (la réaction de titrage). Le produit C est alors le réactif titré par un autre réactif titrant

de sorte à remonter à la quantité de A.

– Un excès **précisément connu** de B est introduit et réagit avec A. La **quantité de B restante** est déterminée par une **autre réaction** quantitative, rapide et unique (la réaction de titrage). On parle dans ce cas de **titrage en retour**.

Indicateurs colorés

Utilisation d'un indicateur coloré

Lors d'un titrage acido-basique (respectivement d'oxydoréduction), le pH (respectivement le potentiel) du milieu évolue en fonction du volume de ré-actif titrant versé. Le **changement de couleur** doit se produire sur une gamme de pH (respectivement de potentiel) aussi étroite que possible et de manière **réversible**.

L'indicateur coloré doit être ajouté à la solution à titrer en **faible quantité**, afin de perturber le moins possible le titrage. Il doit cependant être présent en quantité suffisante pour colorer la solution. Ceci implique qu'au moins une des formes colorées de l'indicateur absorbe fortement dans le visible.

Indicateur coloré acido-basique

Un **indicateur coloré acido-basique** est un **couple acide/base** : les solutions aqueuses des formes acide et basique ont des couleurs différentes. Chaque indicateur est caractérisé par son pK_a et par une zone de pH autour du pK_a , appelée **teinte sensible** ou **zone de virage**. Celle-ci correspond à une zone de pH dans laquelle l'œil perçoit un mélange des deux couleurs, donc un mélange des deux formes. L'étendue de cette zone dépend des coefficients d'absorption molaire des formes acide et basique mais correspond approximativement à la zone $[pK_a-1 ; pK_a+1]$.

Indicateur	pK_a à 25 °C	Couleurs des solutions		zone de virage
		milieu acide	milieu basique	
Hélianthine	3,7	rouge	jaune	3,1 – 4,4
Rouge de méthyle	5,0	rouge	jaune	4,2 – 6,2
Bleu de bromothymol	7,0	jaune	bleu	6,0 – 7,6
Phénolphthaleïne	9,6	incolore	rose	8,0 – 9,9

2-1- Dosage d'une base forte par un acide faible (exemple NaOH- HCl)



Détermination de la concentration normale d'une solution de NaOH

But de la manipulation

Déterminer la concentration normale d'une solution de NaOH (Nb), par titrage, avec une solution de HCl 0,1 N, en utilisant la loi de la volumétrie ;

Tracer la courbe de titrage ;

Déterminer la zone de virage d'indicateur phénolphthaléine.

Principe de la manipulation

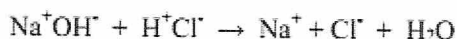
On réalisera le dosage de l'acide chlorhydrique par une solution de soude (hydroxyde de sodium, NaOH) de concentration molaire $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$ en présence de phénolphthaléine.

Titration d'une solution de NaOH, de normalité inconnue, par HCl 0,1N, en mesurant la valeur du pH, pour chaque 0,2 mL de solution de HCl versée, à l'aide d'un pH-mètre.

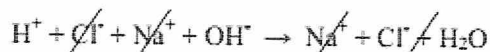
On tire le volume à l'équivalence de la courbe de titrage et on calcule la normalité de la solution de NaOH par la loi de la volumétrie.

Réaction mis en jeu

Si l'on titre une base forte (NaOH) par un acide fort (HCl), par exemple, se produit une réaction de neutralisation :



A l'équivalence, la quantité d'acide ajoutée sera équivalente à la quantité de base titrée, c'est-à-dire, à ce moment, il n'y aura dans la solution que le sel formé lors de la réaction (NaCl), sans aucun excès d'acide ou de base ; la réaction précédente devient :



Pratiquement, les ions Na^+ et Cl^- ne participent pas à la réaction et celle-ci deviendra :



Par conséquent, dans le cas considéré, le pH doit être égal à 7 au point équivalent ($\text{pH}_e = 7$). La même chose se passera lors du titrage de n'importe quel autre acide fort par une base forte quelconque et inversement, la réaction est la même et le $\text{pH}_e = 7$.

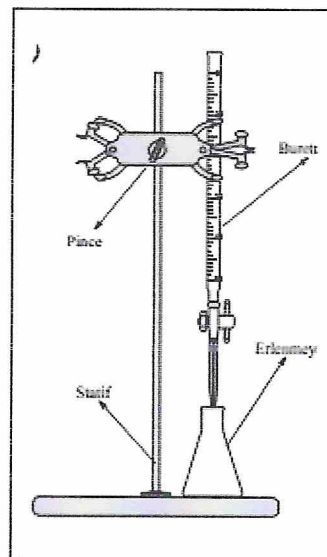
Matériels :

- Agitateur magnétique,
- Burette automatique,
- Bécher de 250 mL,
- Pipette de 5 mL, solution de HCl d'une normalité inconnue,
- Solution de NaOH de la normalité 0,1N
- Un indicateur coloré :le phénolphtaléine.



Manipulation

- Vérifier que le robinet d'arrêt de la burette est fermé.
- Rincer la burette graduée avec la solution titrante (NaOH) de concentration molaire bien précise ($C_B = 0,1 \text{ mol/L}$), puis la remplir.
- Ajuster le niveau du liquide au niveau zéro de la burette en faisant écouler l'excédent de solution de soude dans le bécher étiqueté.
- Verser environ 40 mL de la solution S1 dans un bécher étiqueté.
- Introduire dans un erlenmeyer de 100 mL :
10 mL de solution d'acide chlorhydrique prélevé à l'aide d'une pipette jaugée propre munie d'une propipette,
- 1 à 3 gouttes de phénolphtaléine,
- Placer l'erlenmeyer sous la burette, agiter manuellement sans utiliser l'agitateur magnétique.
- ✓ Ajouter la solution titrante (mL par mL) et noter la couleur de la solution jusqu'au changement de couleur (point d'équivalence) en complétant le tableau 1.



V sol titrante (ml)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
couleur											

Ajouter la solution titrante jusqu'au changement de couleur (point d'équivalence)

Calculs

- Déduire le volume d'équivalence moyen ($V_{eq.moy}$) ?
- Calculer la concentration de la solution à titrer d'acide chlorhydrique S2 ?
- Déduire la concentration de la solution S1 ?

2-2- Dosage d'un acide faible par une base forte (exemple CH_3COOH par NaOH)



Introduction :

Le dosage acido-basique est utilisé afin de déterminer la concentration inconnue d'une solution composée d'un acide ou d'une base, ou d'un mélange. Si la solution de titre inconnu est un acide, on verse une base de façon à neutraliser l'acide, l'intérêt étant de déterminer précisément la quantité de base ajoutée pour neutraliser l'acide. Il existe deux méthodes pour déterminer l'équivalence :

- Utilisation d'un indicateur coloré :

Quelques gouttes d'indicateur coloré sont ajoutées dans le bécher contenant le réactif titré ; à l'équivalence il se produit un changement de couleur.

- Mesures du pH :

On mesure le pH du milieu réactionnel au fur et à mesure de l'ajout du réactif titrant, on trace alors la courbe donnant les variations du pH. À partir de cette courbe, on détermine l'équivalence. C'est cette méthode qui sera utilisée lors de ce TP.

But du TP

L'objectif de cette manipulation est de :

-Savoir réaliser un dosage acido-basique qui permet de connaître l'équivalence pour en déduire la concentration pondérale d'une solution de l'acide éthanóïque inconnue.

-Savoir réaliser un suivi pH-métrique lors d'un titrage acido-basique.

Principe

On dose une solution d'acide éthanóïque (CH_3COOH) de concentration C_a inconnue par les ions hydroxyde OH^- contenus dans de la soude (NaOH) de la concentration $C_b = 0,10 \text{ mol.L}$

On suivra l'évolution du pH au cours du dosage en fonction du volume de base versée et on tracera la courbe $\text{pH} = f(V)$ ou V est le volume de soude versée.

Matériel utilisé

- Un pH-mètre
- Un agitateur magnétique
- Erlenmeyer de 100 ml
- Burette, statif
- Eprouvette graduée de 50 ml.

Produits utilisés

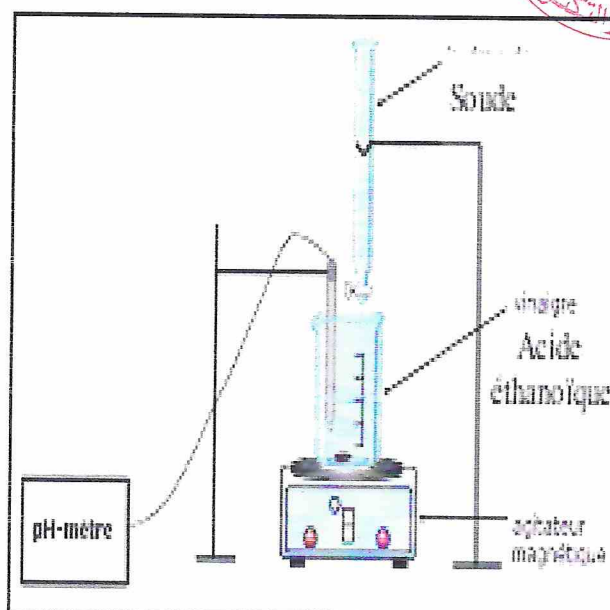
- Solution de l'acide éthanóïque (CH_3COOH) préparée d'une concentration inconnue
- Solution de la soude (NaOH) préparée de concentration $0,1 \text{ mol/ml}$

Mode opératoire

1. Avec une pipette propre bien rincée avec la solution d'acide éthanóïque préparée, prendre 10 ml de l'acide éthanóïque et verser la dans un erlenmeyer bien propre.
2. Rincer puis remplir la burette avec la solution de NaOH ($0,1 \text{ N}$) préparée.
3. Étalonner le pH-mètre avec les solutions tampon de $\text{pH} = 7$ puis 4.
4. Mettre en place l'agitation magnétique.
5. Commencer le titrage en ouvrant le robinet de la burette doucement, tout en agitant la solution d'acide éthanóïque.

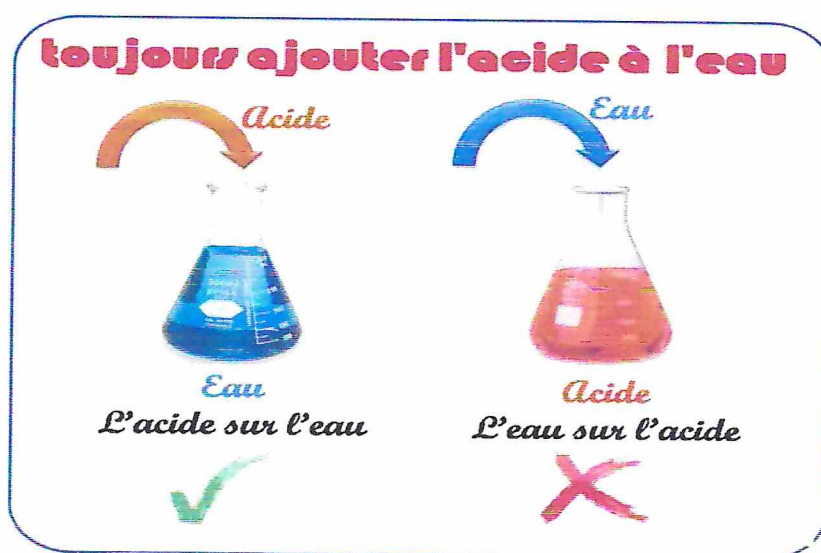
6. Relever les valeurs du pH en fonction de V, le volume de solution d'hydroxyde de sodium versé. Choisir des sauts de V de 1 ml au départ, puis diminuer dans les zones de V_{Eq} (entre 10 ml et 16 ml).

Montage de suivi pH-métrique :



Questions :

1. Ecrire la réaction chimique qui se produit lors de ce titrage.
2. Tracer la courbe $\text{pH} = f(V)$.
3. Déterminer le point d'équivalence.
4. Calculer le volume versé à l'équivalence V_E
5. Calculer la concentration de l'acide.



2-3- - Dosage acide-base colorimétrique : Détermination de la teneur en acide acétique d'un vinaigre du commerce

I. INTRODUCTION

Connu depuis l'Antiquité, le vinaigre est obtenu par oxydation des alcools en acide acétique : ce condiment n'est donc pas une boisson alcoolisée. La composition d'un vinaigre dépend de la matière première employée dans sa fabrication (vinaigre de cidre, jus de raisin, de citron, de pomme...). Le vinaigre peut se résumer à une solution aqueuse d'acide acétique contenant d'autres produits naturels.

Ainsi, le vinaigre est une solution d'acide éthanóïque dans l'eau. Son degré d'acidité représente le pourcentage massique d'acide contenu dans la solution.

✓ La teneur en acide acétique (éthanóïque) d'un vinaigre figure sur la bouteille. Cette teneur est exprimée en degrés.

« Le degré d'un vinaigre correspond à la masse, exprimée en gramme, d'acide acétique pur, contenue dans 100 g de vinaigre ».

Le degré d'un vinaigre est le pourcentage massique d'acide éthanóïque (acide acétique) pur contenu par le vinaigre. C'est à dire que l'indication en degré est numériquement égale à la masse d'acide éthanóïque pur, exprimée en grammes, contenue dans 100 grammes de vinaigre du commerce.

Le degré d'acidité (d°) du vinaigre est calculé en utilisant la formule :

$$d^{\circ} = C_A(\text{dans le vinaigre}) \times M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \times 0.1$$

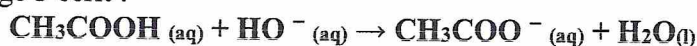
✓ Ainsi, Le vinaigre à 5° contient 5 g de CH₃COOH dans 100 g de vinaigre : la teneur massique en CH₃COOH du vinaigre est 5 %.

✓ cette valeur est généralement exprimée sur la bouteille avec un seul chiffre significatif.

✓ Un dosage acido-basique peut être suivi par colorimétrie en utilisant un indicateur coloré qui 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.

✓ Une solution d'acide éthanóïque peut être titrée à l'aide d'une solution basique.

L'équation de titrage s'écrit :



✓ L'acide acétique réagit et se dissocie dans l'eau :

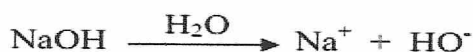


Il est préférable que les concentrations molaires des solutions titrante et titrée soient du même ordre de grandeur.

Un vinaigre à X % a une concentration $C = X/6 \text{ mol.L}^{-1}$

Le pK_a du couple CH₃COOH/CH₃COO⁻ a pour valeur 4,8

La solution de NaOH contient en réalité des ions Na⁺ et HO⁻.



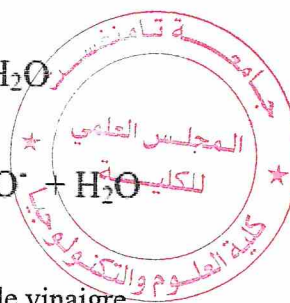
✓ Le mélange entre la solution d'acide et de base conduit à la réaction de neutralisation.



✓ Le mélange entre la solution d'acide et de base conduit à la réaction de neutralisation.



✓ Il s'ensuit, le bilan de neutralisation :



1. Préparation de la solution diluée de vinaigre

- Prélever à la pipette jaugée 10 mL de la solution diluée de vinaigre
- Les placer dans un erlenmeyer.
- Diluer avec un peu d'eau déminéralisée
- Ajouter une goutte d'indicateur coloré : la phénolphtaléine.
- Remplir la burette avec la solution d'hydroxyde de sodium fournie, de concentration 0,1 mol/L.
- Faire un dosage rapide (ajouts successifs de 1 mL de base).
- Ajouter la solution de soude (ml par ml) et noter la couleur de la solution en complétant le tableau 1.

Tableau 1.

V _{soude} (ml)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Couleur															

- Calculer le degré d'acidité du vinaigre et comparer ce résultat à celui de l'étiquette de la bouteille de vinaigre commercial. Conclure.

4- Détermination expérimentale de la solubilité (exemple NaCl) Solubilité et produit de solubilité et effet d'ion commun

Introduction

Une solution est un mélange homogène obtenue par dissolution d'un soluté, solide ionique ou moléculaire, dans un solvant. Lorsque le solvant est l'eau, la solution obtenue est une solution aqueuse.

But de TP : Détermination expérimentale de la solubilité du NaCl dans l'eau.

Solubilité S d'une espèce chimique :

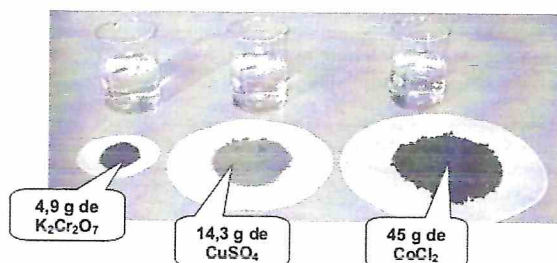
La solubilité d'un soluté dans un solvant donné est définie par la quantité maximale de ce soluté qui peut se dissoudre dans un volume donné de solution. On définit la solubilité massique par :

$$S_m = \frac{m(\text{solvant})}{m(\text{solvant})}$$

Elle est généralement exprimée en gramme ou en moles de soluté par litre de solution (g/L ou mol/L).

La solubilité d'un corps pur dépend, de la température, de la structure du composé et de la nature du solvant. Le chlorure de sodium (NaCl) est par exemple plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

La figure ci-dessous montre la masse en g de divers solutés que 100 mL d'eau froide peuvent dissoudre.



Il est noté que Le sulfate de cuivre(II) est environ 3 fois plus soluble que le dichromate de potassium et le chlorure de cobalt(II) est 9 fois plus soluble que le dichromate de potassium.

Soluble ou insoluble ?

Les substances sont plus ou moins solubles dans l'eau. Alors qu'il existe des substances très solubles, il n'existe pas de substances insolubles. La solubilité de la plupart des solides augmente avec la température. On distingue les substances :

- **insolubles** : solubilité (S) < 1 g/L
- **moyennement solubles** : solubilité (S) entre 1 et 10 g/L
- **solubles** : solubilité (S) > 10 g/L.

La solubilité du NaCl

Le sel que nous utilisons dans la vie quotidienne (sel de cuisine) est un solide cristallin de formule chimique NaCl appelé chlorure de sodium. Na est le symbole chimique du sodium. Cl est le symbole chimique du chlore.

Notion de solubilité-saturation

Pour tout soluté mis en solution dans un volume défini de solvant, il existe à une température donnée une quantité limite de solide que l'on peut dissoudre dans un volume donné de solvant, au-delà de laquelle le corps ne peut plus être dissous, il y a alors un équilibre hétérogène entre le solide et la solution dite **saturée**, c'est la solubilité maximale.

Considérons une solution saturée de chlorure de sodium (NaCl). Cette solution contient 365g de soluté litre de solution à 25 °C. Si nous ajoutons à notre solution, du chlorure de sodium solide, ce dernier se dépose au fond du bécher, car il ne peut plus se dissoudre. La solution est alors dite saturée. Cette quantité est appelée la **solubilité** du NaCl dans l'eau ($S(\text{NaCl}) = 360 \text{ g.l}^{-1}$).

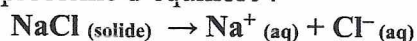


Solution Homogène
Solution Non saturée

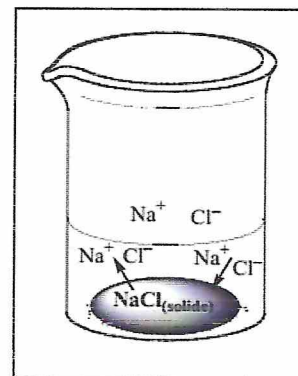


Solution saturée
Solide (Précipité)

Il restera alors au fond du récipient une quantité de NaCl qui ne peut plus passer en solution, car cette dernière est saturée. La réaction ne s'arrête pas : du sel dissous précipite (redevient solide) pendant que du sel solide passe en solution. C'est à nouveau un problème d'équilibre :



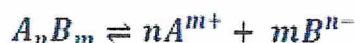
A l'équilibre, la vitesse de dissolution est égale à la vitesse NaCl de cristallisation.



B - Constante d'équilibre : le produit de solubilité :

Définition :

Soit la réaction de dissolution suivante :



A^{m+} est un ion chargé positivement; charge : + m e (c'est, par exemple, un cation métallique). B^{n-} est un anion (ion chargé négativement); il est échangé entre le cation et le solide (c'est le ligand).

A saturation, la concentration des ions en solution est appelée solubilité, le produit de solubilité K_s est défini par :

$$K_s = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m$$

La **constante de solubilité** (K_s) est la constante de réaction de l'équilibre de dissolution du précipité. Elle ne fait apparaître que les espèces dissoutes car le précipité étant un solide, son activité vaut 1.

Remarque :

- Le produit de solubilité est sans dimension.
- Les produits de solubilité ont des valeurs faibles, souvent exprimées sous la forme 10^{-x} , ce qui justifie l'emploi fréquent du pK_s .

$$pK_s = -\log K_s \text{ donc } K_s = 10^{-pK_s}$$

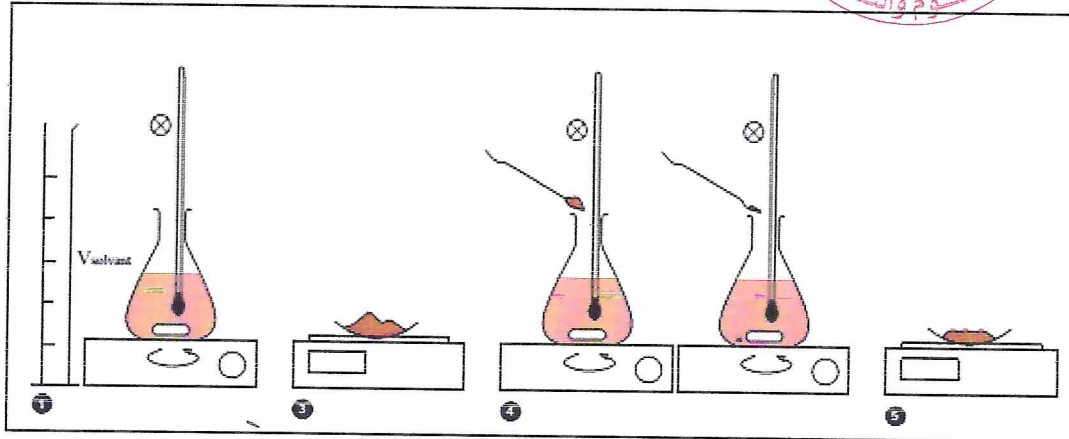
Matériels utilisés

- ✓ Balance électrique
- ✓ Agitateur
- ✓ Sel de cuisine (NaCl)
- ✓ Eau distillée
- ✓ Verrerie courante

Mode opératoire

Pour une quantité d'eau de 200 ml (mesurée avec une éprouvette graduée) contenue dans un erlenmeyer sous agitation, on ajoute progressivement du sel par quantité de 10 g jusqu'à environ 60 g (attention saturation vers 70 g).

On diminue alors les quantités de sel ajouté (par 2 g) jusqu'à ce que le sel ne se dissolve plus (saturation). On en déduit ainsi la limite de solubilité du sel à température ambiante.



Questions

- Ecrire la réaction de Dissolution du NaCl dans l'eau
- Quelle est la masse maximale du NaCl dissout dans 100 ml d'eau distillée
- Déterminer approximativement la solubilité S du chlorure de sodium à la température ambiante.
- Calculer le nombre de moles de NaCl dissoute dans 10 mL d'eau distillée.
- Calculer la concentration de NaCl.
- Calculer la constante de solubilité K_s de NaCl

5- Analyse volumétrique par oxyde-réduction

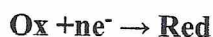
- Dosage des ions ferreux par les ions permanganate
- Dosage d'oxydo-réduction indirect: Dosage d'une eau de Javel



Généralités

Certain dosage est basé sur une réaction d'oxydo-réduction qui correspond à un échange d'électrons entre deux composés : L'un cède un ou plusieurs électrons (**le réducteur**) et l'autre les accepte (**l'oxydant**).

Ces définitions se résument dans la demi-équation:



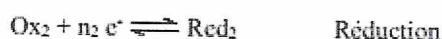
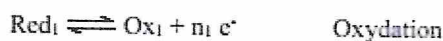
Les deux espèces oxydant et réducteur sont dites **conjuguées** et forment un couple **oxydant / réducteur** noté : **Ox / Red**.

- **Une oxydation** : perte d'électrons
- **Une réduction** : gain d'électrons.

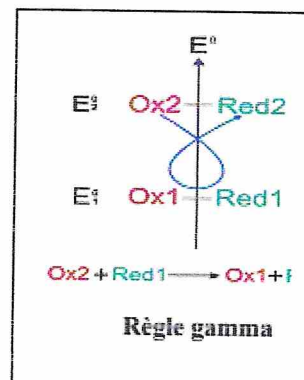
Réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction entre le réducteur **Red₁** du couple **Ox₁ / Red₁** et l'oxydant **Ox₂** d'un autre couple **Ox₂ / Red₂** qui consiste en un transfert d'électrons du Red₁ à l'Ox₂.

L'équation chimique de la réaction d'oxydoréduction s'obtient en faisant la somme des demi-équations électroniques des couples mis en jeu :



Pour connaître le sens d'évolution d'une réaction d'oxydoréduction, il faut quantifier les pouvoirs oxydant et réducteur des couples d'oxydo-réduction mis en jeu. Pour cela, on définit le potentiel standard E° d'un couple d'oxydo-réduction (Ox/Red). Plus E° est grand, plus l'oxydant est fort.



4-1- Dosage des ions ferreux par les ions permanganate



Introduction

Une réaction d'oxydo-réduction se produit avec un transfert d'un ou plusieurs électrons. Les réactions d'oxydoréduction sont présentes dans de nombreux domaines tels que les combustions, la métallurgie, l'électrochimie ou encore dans le corps humain (ex. mécanisme de respiration...). C'est la combinaison de deux demi-équations d'oxydation et de réduction.

Une oxydation se définit comme la perte d'un ou plusieurs électrons. La réaction inverse de l'oxydation s'appelle la réduction.

On appelle réducteur, l'espèce chimique qui perd un ou plusieurs électrons. Et un oxydant, l'espèce chimique qui capte un ou plusieurs électrons. Donc, la réduction correspond à la réaction de formation d'un réducteur et l'oxydation à la réaction de formation d'un oxydant. Ou bien, lors d'une réaction d'oxydo-réduction, le réducteur est oxydé et l'oxydant est réduit.

Manganimétrie

La manganimétrie est une méthode de dosage basée sur les réactions d'oxydoréduction par l'ion permanganate

(MnO_4^- , peut capter des électrons). Aussi, un dosage manganimétrique fait intervenir le couple « coloré » rédox : ($\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$) dont le potentiel standard vaut (1,507 V).

But de la manipulation:

-Vérifier la concentration de la solution obtenue en dosant les ions Fe^{2+} (aq) par oxydo-réduction.

Matériel utilisé

- une burette graduée contenant le réactif titrant ;
 - un agitateur magnétique (boîtier et aimant)
 - un bécher de garde ;
 - un bécher contenant la solution à titrer (prélevée par une pipette jaugée dans un bécher) ;
- Il faut également une pissette d'eau distillée pour rincer le bécher entre les deux dosages.

Principe

Le KMnO_4 est un oxydant fort pour toutes les espèces chimiques (, leur réducteur correspondant peut être à Mn^{2+} (incolore), Mn^{3+} , ou MnO_2 (couleur brune).....suivant le milieu de la réaction (acide ou basique).

Les ions permanganate MnO_4^- , violet, et les ions fer II Fe^{2+} réagissent ensemble pour donner des ions manganèse Mn^{2+} , incolores, et des ions fer III Fe^{3+} , jaune pâle presque incolores, ce qui permet de déterminer le point équivalent sans utiliser d'indicateurs colorés.

Tant qu'il reste des ions fer II dans le mélange réactionnel, les ions permanganate versés deviennent des ions manganèse incolores et le mélange réactionnel reste incolore.

Au moment où tous les ions fer II ont réagi, la première goutte versée contenant des ions permanganate ne se décolore plus - les ions permanganate ne réagissent plus - et donne une teinte rose au mélange réactionnel, c'est l'équivalence.

Pourquoi acidifier le milieu

La forme oxydante MnO_4^- est violette, la forme réductrice Mn^{2+} est incolore, Si le milieu n'est pas assez acide, le couple intervenant est $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2$. L'oxyde de manganèse II étant un solide marron peu soluble, l'équivalence n'est plus repérable. Il est donc nécessaire d'acidifier le milieu par un ajout d'acide sulfurique concentré (l'acide chlorhydrique et l'acide nitrique en sont pas utilisés car le premier est oxydé par l'ion permanganate et le second est aussi un

oxydant).

Les ions H^+ sont mis en excès, cet excès (H_2SO_4) permet d'éviter la réaction en milieu neutre :

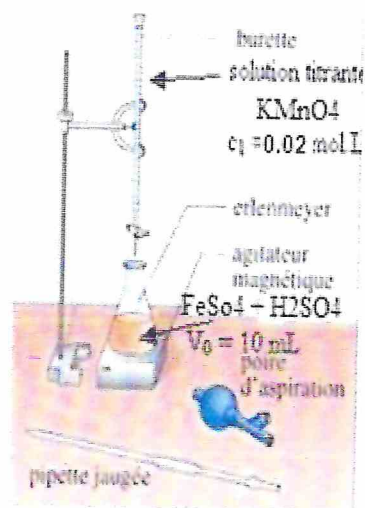


La détection du point d'équivalence lors du dosage Redox peut être réalisée de différentes manières :

- ✓ Un des réactifs ou l'un des produits est coloré (par exemple l'ion MnO_4^- ...) et l'apparition de la couleur du produit ou la disparition de la couleur du réactif indique l'équivalence.
- ✓ L'évolution du potentiel des couples oxydo-réducteurs, l'équivalence se traduisant par saut de potentiel.
- ✓ À l'aide d'un indicateur colorés d'oxydoréduction (par exemple : amidon).

Mode opératoire

- Mettre dans la burette graduée la solution aqueuse de ($KMnO_4$) de concentration 0.02M et ajoutez au zéro.
- prendre un erlenmeyer de 250ml. Y mettre :
 - 10ml sel de $FeSO_4$.
 - 5ml acide sulfurique (2M).
- Commencer le dosage goutte-à-goutte jusqu'à l'apparition de la couleur rose violet.



Questions

1. Ecrire les demi-réactions d'oxydation et de réduction globale.
2. Calculer la concentration des ions fer II au point d'équ

4-2- Dosage d'oxydo-réduction indirect: Dosage d'une eau de Javel



Introduction :

L'eau de Javel, préparée depuis plus de deux siècles, reste l'un des produits désinfectants les plus efficaces contre les contaminations bactériennes et virales, en particulier celle du sida. Par ailleurs, dans le corps humain, son implication dans la cascade d'intermédiaires réactifs fabriqués par les phagocytes pour détruire les agents pathogènes (micro-organismes, parasites, etc.) et défendre l'organisme a été démontrée récemment.

L'observation par Berthollet dans les années 1790 des propriétés décolorantes de ce gaz le conduit à préconiser son emploi en solution (c'est-à-dire sous forme d'eau de chlore) pour le blanchiment des textiles en remplacement de l'étendage sur pré, trop long et trop dépendant des conditions climatiques. Mais l'eau de chlore, qui libère facilement du dichlore toxique, est d'un emploi délicat et sa concentration en chlore est limitée par la solubilité réduite du dichlore dans l'eau (2,2 litres de dichlore par litre de solution à 25 °C, sous 1,013 bar).

Pour remédier à ces inconvénients, le dichlore a d'abord été dissous dans une solution alcaline d'hydroxyde de sodium. Cette solution de " chlorure décolorant ", contenant majoritairement des ions hypochlorite $\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$, des ions chlorure $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ et des ions sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ reçut le nom d'eau de Javel. Cette réaction chimique (l'hydroxyde de sodium, meilleur marché, remplaçant l'hydroxyde de potassium) reste à la base de la fabrication industrielle des eaux de Javel.

But de la manipulation

Le but de ce TP est de déterminer « le degré chlorométrique » d'une eau de Javel et de le comparer à celui indiqué sur le flacon commercial.

Le dosage s'effectue par réactions d'oxydo-réduction

Matériel

- ✓ Fioles jaugées de 50 mL ; 100 mL ;
- ✓ 4 béchers de 100 mL ;
- ✓ Pipettes jaugées de 5,0 mL, 10,0 mL; 20,0 mL; 25,0 mL ;
- ✓ Pipettes graduées 1 mL ; 5mL ; 10mL ;
- ✓ pipeteur ;
- ✓ Éprouvette graduée de 50 mL ;
- ✓ Pissette d'eau distillée ;
- ✓ Compte-goutte d'ajustement ;
- ✓ Erlenmeyer 150 mL ;
- ✓ Agitateur magnétique ;
- ✓ Burette graduée de 25 mL .

Produits

- ✓ 50 mL d'eau de Javel ;
- ✓ Solutions aqueuses :
 - d'iodure de potassium à $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$;
 - d'acide sulfurique à 2 mol.L^{-1} ;
 - de thiosulfate de sodium à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- ✓ Empois d'amidon

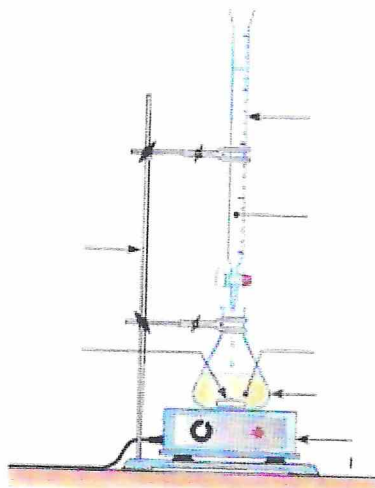
✓ Eau distillée.

Principe du titrage indirect d'une eau de Javel

Le titrage indirect d'une eau de Javel consiste à **déterminer sa concentration en ion hypochlorite** en réduisant ces ions par des ions iodure en excès. Le diiode formé par consommation totale des ions hypochlorite dans une prise d'essai d'eau de Javel est alors titré par l'ion thiosulfate (iodométrie). Le titrage indirect nécessite donc ici deux transformations chimiques.

Protocole expérimentale

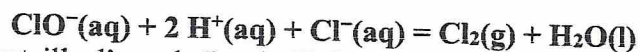
- ♦ Préparer une solution S d'eau de Javel cent fois plus diluée que la solution commerciale disponible.
- ♦ Introduire dans un erlenmeyer un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ de la solution S.
- ♦ Rajouter 20 mL de solution d'acide sulfurique à $2,0 \text{ mol.L}^{-1}$.
- ♦ Rajouter ensuite un volume $V_1 = 30 \text{ mL}$ de solution S1 d'iodure de potassium de concentration $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.
- ♦ Rajouter enfin quelques gouttes d'empois d'amidon. Agiter pour homogénéiser.
- ♦ Remplir la burette à l'aide d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- ♦ Placer, sous agitation magnétique, le mélange réalisé dans l'erlenmeyer.
- ♦ Verser la solution de thiosulfate millilitre par millilitre et lorsque la couleur bleue de la solution commence à s'éclaircir, verser goutte à goutte de façon à obtenir une équivalence à la goutte près.
- ♦ Noter la valeur du volume équivalent : $V_{\text{équiv}} (\text{mL})$.



Degré chlorométrique d'une eau de Javel

Le degré chlorométrique, noté °chl, utilisé essentiellement dans les pays francophones, est défini comme le **volume de dichlore gazeux** (gaz vert toxique), **exprimé en litres** libéré dans les conditions normales de pression et de température par 1,0 litre d'eau de Javel après y avoir ajouté d'un excès d'acide.

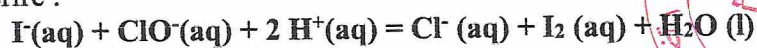
La transformation définissant le degré chlorométrique est **considérée comme totale** et consomme tous les ions $\text{ClO}^-(\text{aq})$. L'équation de la réaction qui modélise cette transformation peut s'écrire :



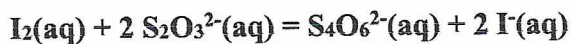
• L'étiquette de la bouteille d'eau de Javel affiche : 12 °chl

Questions :

1. Montrer que l'équation de la réaction des ions hypochlorite avec les ions iodure en milieu acide peut s'écrire :



3. Justifier de même que l'équation de la réaction du diiode avec les ions thiosulfate peut s'écrire.



4. Citer les trois caractéristiques que doivent posséder les deux transformations mises en jeu dans ce titrage ?

4-3- Dosage par complexation EDTA (dureté de l'eau)

Introduction :

La présence d'ions calcium Ca^{2+} et d'ions magnésium Mg^{2+} en trop grande quantité dans une eau peut poser des problèmes de dépôts solides (« calcaire ») dans les conduites. A l'inverse une eau trop peu riche en ions calcium et magnésium est une eau agressive vis à vis des canalisations et entraîne la dissolution d'espèces indésirables comme le plomb.

La dureté - ou titre hydrotimétrique - d'une eau est une grandeur reliée à la somme des concentrations en cations métalliques, à l'exception de ceux des métaux alcalins (Na^+, K^+). Dans la plupart des cas, la dureté est surtout due aux ions calcium Ca^{2+} et magnésium Mg^{2+} (ions alcalino-terreux).

Un degré hydrotimétrique ($^{\circ}\text{TH}$) correspond à une concentration en ions Ca^{2+} ou Mg^{2+} égale à $C = 10^{-1} \text{ mmol.L}^{-1}$.

$$1^{\circ}\text{TH} = 0,1 \text{ mmol.L}^{-1} \text{ d'ions } \text{Ca}^{2+} \text{ et/ou d'ions } \text{Mg}^{2+}$$

$$1^{\circ}\text{TH} = 10^4 ([\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}])$$

La qualité de l'eau est qualifiée ainsi (de façon indicative) :

- de 0 à 5 $^{\circ}\text{TH}$: eau très douce
- de 5 à 15 $^{\circ}\text{TH}$: eau douce
- de 15 à 25 $^{\circ}\text{TH}$: eau demi-dure
- > 25 $^{\circ}\text{TH}$: eau dure

Le but de ce TP : est de déterminer la dureté calcique et totale d'une eau minérale.

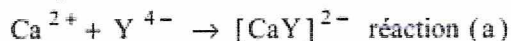
Principe du dosage

C'est un dosage complexométrique par l'E.D.T.A.

Les dosages par complexation sont basés sur la formation de complexes très stables entre un ion central et un ligand.

• Le ligand utilisé est l'éthylènediaminetétraacétate ou EDTA. Il s'agit d'un ligand hexadentate.

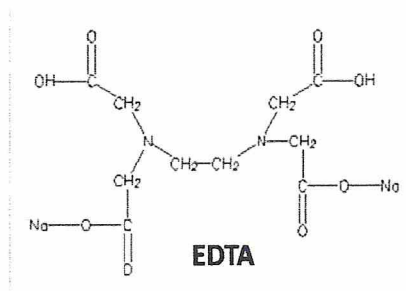
L'E.D.T.A., ou acide éthylène diamine tétraacétique, est noté pour plus de commodité H_4Y . L'anion Y^{4-} est un ion complexe qui donne, avec de nombreux cations, des composés stables. Les réactions de complexation s'écrivent :



Pour que ces réactions puissent être utilisées pour le dosage de ces ions (on les dosera ensemble), il faut procéder dans des conditions opératoires précises : y il

faut effectuer la réaction dans une solution de pH très voisin de 10. y l'équivalence n'est pas directement repérable par un changement d'aspect du milieu (les réactifs ainsi que les produits formés sont incolores) ; le virage d'un indicateur coloré (le N.E.T.) **du rose au bleu 'pur'** indiquera la fin des réactions de dosage.

Lorsqu'on ajoute l'indicateur à l'eau étudiée, il se forme des complexes de cet indicateur avec les ions ; la solution acquiert une teinte rouge. Lors du titrage par le complexon III, ces complexes se décomposent par suite de la fixation des ions et il se forment des complexes plus stables, moins dissociés avec le complexon III. Les anions de l'indicateur liés à ces complexes passeront en solution.



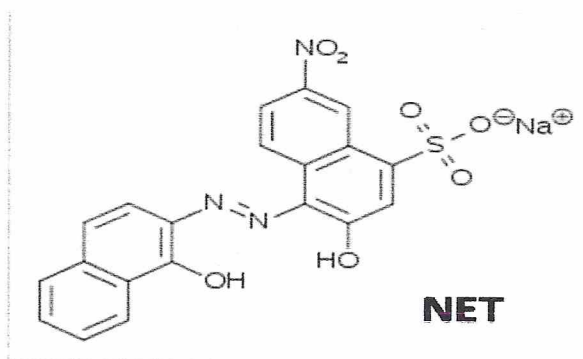
Au point équivalent, la coloration rouge vire au bleu à cause de l'accumulation de la solution des anions de l'indicateur.



matériel et produits utilisés

- ✓ Une burette graduée et son support,
- ✓ 4 béchers de 100 mL,
- ✓ Un erlenmeyer,
- ✓ 3 pipettes 10 mL,
- ✓ Une propipette,
- ✓ Agitateur magnétique + aimant,
- ✓ N.E.T. + une petite pipette non graduée ou un compte-gouttes,
- ✓ Solution tampon : (250 mL solution d'ammoniac à 1 mol / L + 250 mL d'une solution de chlorure d'ammonium à 1 mol / L pour les sept groupes),
- ✓ 1 L d'une solution d'E.D.T.A. à 0,01 mol / L (pour les sept groupes),
- ✓ Eau minérale **sans étiquette**

Le NET joue le rôle d'indicateur de fin de réaction. Il est violet en présence d'ions Ca et Mg, et bleu dans l'eau distillée.



Mode opératoire :

Préliminaires :

Prélever précisément $V_1 = 100$ mL d'eau minérale et les introduire dans un bécher en **pyrex**. Mettre cette eau à bouillir pendant la réalisation du premier dosage. Arrêter l'ébullition quand un dépôt blanchâtre relativement important apparaît au fond du récipient ; une bonne partie de l'eau s'est vaporisée. Isoler de l'air en couvrant (papier transparent adhésif) et laisser refroidir.

Détermination de la dureté totale de l'eau minérale :

Le montage est schématisé ci-contre.

Il est impératif d'introduire les composés dans l'ordre indiqué.

% La solution à doser est constituée par $V_{\text{eau}} = 10$ mL d'eau minérale. L'introduire dans un bécher.

% Introduire 20 mL de la solution tampon dans le bécher.

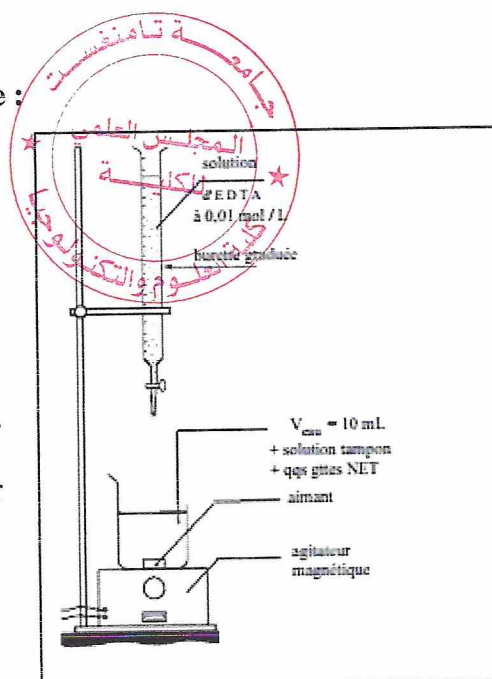
% Ajouter quelques gouttes l'indicateur « le N.E.T » dans le bécher.

% La burette contient la solution d' E.D.T.A. (ajuster au zéro).

Remarque : Il est prudent de rincer la verrerie avant toute utilisation. La burette est rincée à l'aide de la solution d'EDTA. Le bécher est rincé à l'eau distillée. Les pipettes sont toujours rincées avec les solutions que l'on va prélever. Faire un dosage rapide suivi d'un dosage précis. Relever le volume équivalent V_{eq} (dosage précis).

Détermination de la dureté permanente de l'eau :

Filtrer soigneusement l'eau minérale qui a bouilli afin d'éliminer les dépôts blancs qui s'y sont formés et compléter, avec de l'eau distillée de fraîche date, le filtrat à mL 100 (utiliser une fiole jaugée). Doser, en procédant comme précédemment, cette eau. Relever le volume équivalent V_{eq}



QUESTIONS

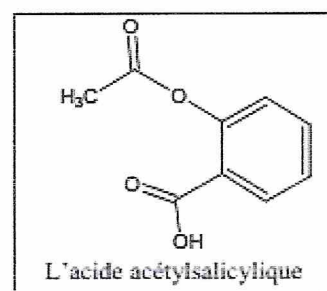
- Déduire la relation à l'équivalence entre le nombre de moles de Ca^{+2} et Mg^{+2} et le nombre de moles d'EDTA.
- Calculer le degré hydrotimétrique de l'eau
- Calculer les valeurs en mg/l des concentrations massiques des ions Ca^{+2} et Mg^{+2} .
- Qualifier la dureté de cette eau (dire si elle est dure ou douce.)

6- Comparaison entre dosage acide-base colorimétrique et potentiométrique : Dosage de l'aspirine contenue dans un comprimé

INTRODUCTION

L'**aspirine** (ou acide acétylsalicylique), fait partie de la famille des salicylés. La plupart de ces composés sont présents dans l'écorce, les feuilles et d'autres parties du saule. Les extraits de saule sont utilisés depuis l'Antiquité pour leurs vertus curatives. On a retrouvé la trace de décoction de feuilles de saule dans un papyrus égyptien datant de 1550 avant notre ère. Dès le IV^{ème} siècle, Hippocrate, médecin grec, prescrivait des décoctions d'écorce de saule pour soulager les douleurs et les fièvres. L'aspirine est le nom courant de l'acide acétylsalicylique, C'est le médicament le plus utilisé dans le monde.

L'**acide acétylsalicylique** est la substance active de nombreux médicaments aux propriétés analgésiques, antipyrétiques et antiinflammatoires. Il est également utilisé comme antiagrégant plaquettaire.



But de la manipulation

Déterminer la masse d'**acide acétylsalicylique**, plus connu sous le nom d'**aspirine**, dans un comprimé d'« **Aspirine** », et la comparer à l'indication de l'étiquette.

Principe du dosage.

Un comprimé d'Aspirine est dissous dans de l'eau distillée. Un extrait de cette solution est dosé par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration connue.

Mode opératoire

- Broyer soigneusement un comprimé d'Aspirine du Rhône dans un mortier.
- Mettre le comprimé d'aspirine broyé dans un grand bécher et ajouter environ 250 mL d'eau déminéralisée.
- Agiter à l'aide d'un agitateur magnétique pendant quelques minutes afin de dissoudre le comprimé.
- Etalonner le pH-mètre,
- Réaliser le titrage pH métrique par la solution de soude $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L
- Tracer la représentation graphique de l'évolution du pH en fonction du volume V_b de solution titrante.

Confirmation par un dosage colorimétrique

1. Broyer puis dissoudre un comprimé dans environ 200mL d'eau contenue dans un erlenmeyer de 250 mL.

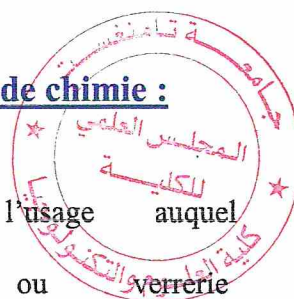
Agiter à l'agitateur magnétique.

2. Ajouter 1 mL de phénolphthaléine

3. Doser directement la totalité de la solution de l'erlenmeyer avec une solution de soude à 0,2 mol.L⁻¹ jusqu'au virage de l'indicateur.

4. En déduire la masse d'aspirine contenue dans le comprimé. Comparer les résultats. Discuter.

Matériel du laboratoire de chimie :



Plusieurs classes de verrerie selon l'usage auquel celle-ci est destinée

- La verrerie dite usuelle ou verrerie de base ne servant à mesurer que des volumes approximatifs
 - tubes à essai, cristallisoirs, béchers, ballons, erlenmeyers, éprouvettes, flacons, capsules, verres de montre, tubes à centrifuger, entonnoirs ...
- La verrerie de précision ou volumétrique pour mesurer des volumes précis
 - fiole jaugée (graduée), pipette graduée, burette graduée ...
- La verrerie spécialisée
 - verrerie pour la microbiologie : lames de verre, tubes à culture, flacons spéciaux pour cultures, boîtes de Pétri.
 - tubes réfrigérants, colonnes de distillation, ampoules à décanter, appareils et entonnoirs de filtration, fioles à vide, dessiccateurs, réacteurs
 - flacons laveurs, fioles à filtration, trompes à eau
 - verrerie rodée (flacons à cols rodés, ballons, réfrigérants, colonnes à distiller, robinets, tubes connecteurs et adaptateurs ...)

Béchers

- large gamme de contenance (10-1000 ml) de forme haute ou basse
- pour le stockage de solution, faire quelques réactions chimiques, faire certains dosages (pHmétriques)
- ne peut pas servir pour mesurer précisément un volume de liquide
- peut être chauffé à condition d'être en Pyrex.



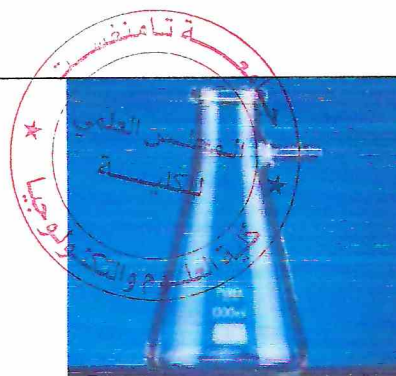
L'erlenmeyer (« erlen »)

- du nom du chimiste allemand qui l'inventa en 1861 (Emil Erlenmeyer)
- base conique et col cylindrique à col étroit, large, simple ou rodé
- généralement gradué pour indiquer approximativement le volume de liquide qu'il contient
- ses fonctions sont similaires à celles du bécher, mais sa forme évite les projections
- il peut recevoir un bouchon (liège ou rodé) et être chauffé à condition d'être en Pyrex.



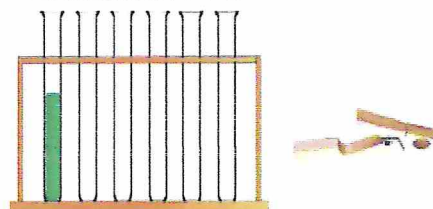
Une variante de l'erenmeyer :

- la fiole à filtrer sous vide qui possède une ouverture latérale
- elle est destinée à être reliée par un tuyau épais à une trompe à eau chargée d'y créer un vide partiel



Tube à essais

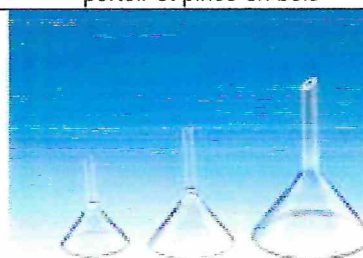
- pour les réactions faisant intervenir de petites quantités de réactifs.
- peut recevoir un bouchon et être chauffé à condition d'être en Pyrex



portoir et pince en bois

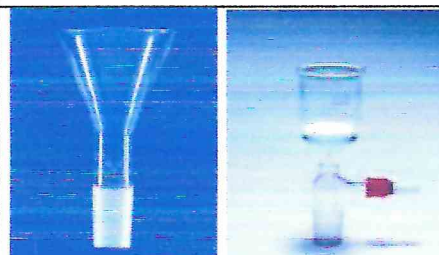
Les entonnoirs

- permettent de verser un liquide dans un flacon à col étroit en évitant les pertes
- différentes tailles
- à tige courte ou longue



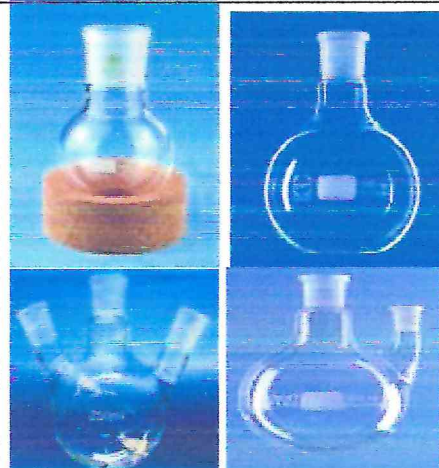
L'entonnoir à solide

- permet d'introduire une poudre dans une fiole jaugée, par exemple lors d'une dissolution
- l'entonnoir Büchner
- entonnoir à plaque filtrante et prise de vide
- parfois en porcelaine
- utilisé dans les montages de filtration



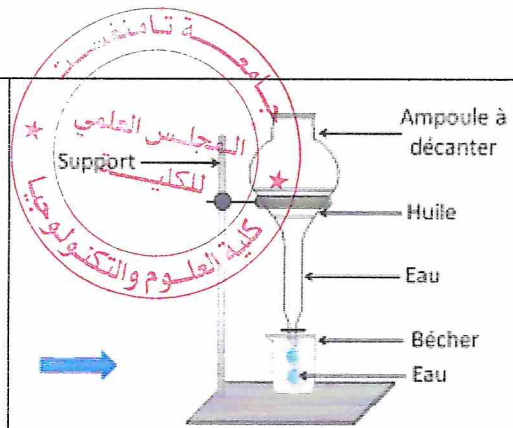
Les ballons

- à fond rond (support « valet »), à fond plat, à col rodé, piriforme, bi-col, tricol pour montages complexes
- Le ballon est utilisé lorsqu'il est nécessaire de faire chauffer un milieu réactionnel (le ballon est alors placé dans un chauffe ballon électrique)
- le col peut être rodé ou non



Ampoule à décanter

- utilisée dans les extractions par solvant pour séparer deux liquides non miscibles par décantation
- les liquides se séparent selon leur densité : le moins dense constitue la phase supérieure
- le plus dense forme la phase inférieure
- il y a deux phases : l'une est en général aqueuse ($d = 1,00$) l'autre organique.



Le cristalliseur

- récipient en verre épais pour stocker une importante quantité de liquide
- il ne doit pas être chauffé
- utilisé pour les expériences nécessitant une grande quantité d'eau, ou encore pour les bains de glace.



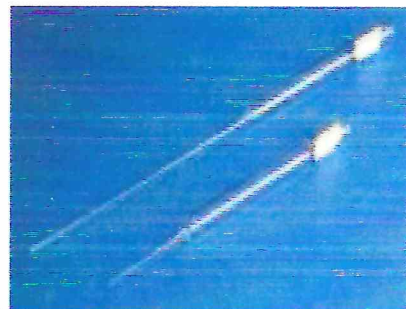
Les verres à pied

- pas de fonction bien définie.
- Il peut être utilisé pour récupérer des liquides, ou comme poubelle
- il peut être gradué, mais graduations très indicatives
- il ne doit pas être chauffé.



La pipette Pasteur

- pour la microbiologie
- verre ordinaire, ouverte ou fermée (cotonnée, stérilisée)
- mode de fabrication



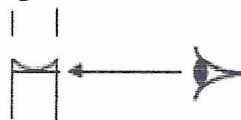
Précisions :

1-Tolérance sur le volume indiqué :

classe A $< 0,2 \%$. classe B : $< 0,5 \%$

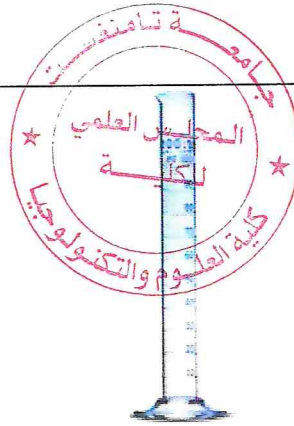
2- La verrerie jaugée (et graduée) ne doit pas être chauffée.

3- Pour lire le volume sur une graduation ou un trait de jauge, l'œil doit être aligné sur le bas du ménisque du liquide



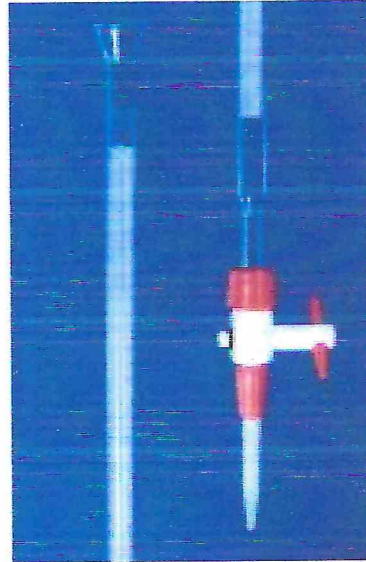
Éprouvette graduée

- récipient pour mesurer le volume d'un liquide avec une précision moyenne (environ 0,5 ml)
- capacités variées (10 à 1000 ml)



Burette graduée (de Mohr)

- permet de verser un volume précis de solution (capacité 5 à 50 ml, graduations au 1/10 ml)
- avec entonnoir intégré et robinet à clef démontable
- ou tube en caoutchouc et pinces de Mohr ou de Hoffmann
- utilisée dans les dosages volumétriques et pH-métries (titrimétrie)



La fiole jaugée

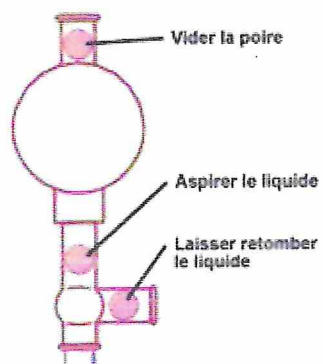
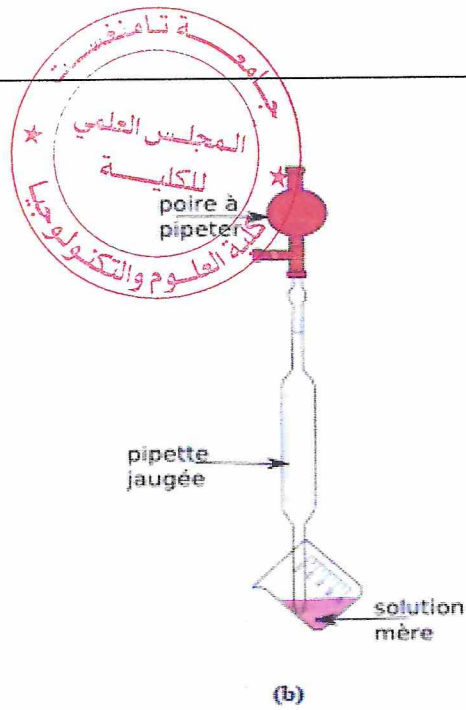
- récipient destiné à contenir un volume précis de liquide (10 à 1000 – 3000 ml)
- bouchon en verre rodé ou en caoutchouc
- la capacité est définie par le volume d'eau, à 20°C, exprimé en ml, contenu dans la fiole quand elle est remplie jusqu'au trait de jauge
- pour la préparation de solutions de concentrations données :
- par dissolution,
- par dilution



Poire à pipeter

« strictement interdit dans les laboratoires, quel que soit le liquide »

- risque d'avaler un liquide infectieux, toxique ou corrosif
- utiliser un pipeteur (« propipette ») qui se place à l'extrémité de la pipette





Risque chimique

Que ce soit pour les stocker ou les manipuler, il est nécessaire de **connaître** les **produits chimiques** utilisés et les **dangers** associés. Toute personne les utilisant est responsable de leur gestion, de leur prélèvement jusqu'à leur élimination.

Ainsi, **avant** de réaliser une expérience, il faut :

- **examiner attentivement le mode opératoire** proposé ;
- **comprendre les manipulations envisagées** et se poser les bonnes questions : À quoi sert ce produit ? Est-il toxique ? Si oui, puis-je le remplacer par un autre ? *etc.*
- **se renseigner sur les produits chimiques** qui vont être utilisés, afin de les manipuler correctement et d'envisager des solutions pour leur élimination.

Connaissance des produits utilisés

Il existe trois grandes catégories de **dangers intrinsèques** aux substances chimiques :

- les **dangers physiques** (risque d'explosion, d'inflammation, *etc.*) ;
- les **dangers pour la santé** (toxicité aiguë, lésion oculaire, toxicité pour la reproduction, *etc.*) ;
- les **dangers pour l'environnement** (danger pour les milieux aquatiques).

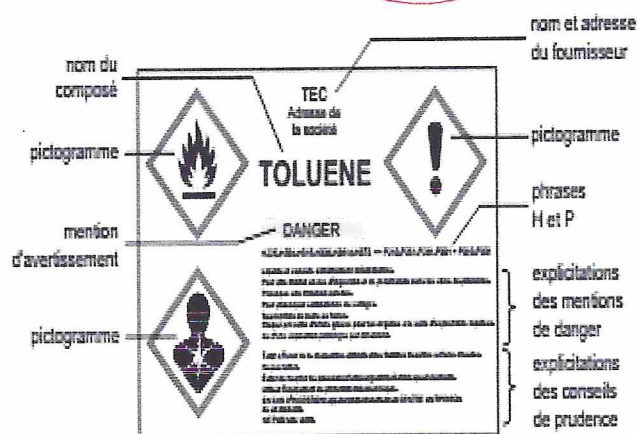
La première information sur les dangers d'une substance chimique est fournie par l'**étiquette** sur laquelle doit apparaître au moins :

- le **nom du produit** ;
- des **pictogrammes de danger** ;
- des **mentions de dangers** (phrases H) ;
- des **conseils de prudence** (phrases P) ;
- une **mention d'avertissement**.

L'image suivante donne l'exemple d'une étiquette de toluène.










Symboles utilisés sur les étiquettes (les pictogrammes de danger)

La manipulation des espèces chimiques n'est pas toujours sans danger pour les utilisateurs mais aussi pour la nature. Les fabricants indiquent donc sur chaque flacon de produit chimique des dessins qui sont appelés des pictogrammes pour indiquer les différents dangers.



Reproduction de l'étiquette d'une bouteille de toluène.

Pictogrammes de sécurité

Pictogramme	Classe de dangers associés
 SGH01	Substance ou mélange susceptible d'exploser.
 SGH02	Substance ou mélange susceptible de s'enflammer.
 SGH03	Substance ou mélange sous forme de gaz, liquide ou solide capable de provoquer ou favoriser un incendie.
 SGH04	Gaz sous pression.
 SGH05	Substance ou mélange corrosif susceptible d'attaquer ou de détruire les tissus ou organes vivants tels que la peau ou les yeux, et les métaux lors d'un contact.
 SGH06	Substance ou mélange responsable d'effets de toxicité aiguë après administration par voie orale, cutanée ou par inhalation.
 SGH07	Substance ou mélange qui par voie orale, cutanée ou par inhalation peut provoquer des effets nocifs, une irritation pour la peau, les yeux ou les voies respiratoires, une sensibilisation cutanée. Substance ou mélange qui après une exposition unique peut entraîner des effets altérant le fonctionnement de certains organes cibles. Substance ou mélange pouvant présenter des effets narcotiques.
 SGH08	Substance qui entraîne une hypersensibilité respiratoire par inhalation. Substance capable d'induire dans les cellules germinales chez l'homme des mutations (mutagène). Substance ou mélange qui induit des cancers (cancérogène). Substance ou mélange susceptible de présenter des effets néfastes pour la reproduction chez l'homme (toxique pour la reproduction). Substance ou mélange qui après une exposition unique ou répétée peut entraîner des effets altérant le fonctionnement de certains organes cibles, ces effets étant réversibles ou non, immédiats ou retardés. Substance ou mélange pouvant entraîner des graves effets aigus suite à l'entrée dans la trachée ou les voies respiratoires inférieures.
 SGH09	Substance ou mélange présentant une toxicité aiguë ou chronique pour les organismes aquatiques.



Gestion des déchets

Les **déchets chimiques** produits lors de manipulations en laboratoire sont des **substances réactives**.

Il est donc indispensable d'**étiqueter** correctement (nom, concentration) tous les récipients contenant des substances chimiques tout au long d'une manipulation afin de gérer ensuite les déchets produits.

Dès la fin de la manipulation, les déchets doivent être jetés dans des bidons **adaptés aux produits et spécifiques du type de déchets à éliminer**. Chaque bidon de récupération doit être correctement étiqueté pour éviter toute ambiguïté.

En général, il existe des **bidons de récupération** pour :

- les solvants organiques non halogénés ;
- les solvants organiques halogénés ;
- les solutions aqueuses contenant des sels métalliques ;
 - les solutions aqueuses acides ;
 - les solutions aqueuses basiques ;
 - les solutions de produits toxiques.

Les solides organiques sont, dans la mesure du possible, redissous dans un solvant tel que l'acétone et jetés dans le bidon de récupération des solvants organiques non halogénés. Les solides insolubles sont jetés dans des fûts spécifiques dans lesquels sont aussi déposés les gants et tous les consommables ayant été en contact avec des produits chimiques.

Le **verre cassé** est placé après rinçage dans un **fût spécifique au verre**.

Tableau des compatibilités et incompatibilités au niveau du stockage
(INRS)





Ne peuvent pas être stockés ensemble



Peuvent être stockés ensemble sous certaines conditions



Peuvent être stockés ensemble

Comment rédiger un compte rendu :



✚ Pour les travaux pratiques en chimie, un fascicule de TP est distribué aux étudiants dans lequel sont détaillés précisément les protocoles expérimentaux à suivre. Un compte rendu de TP est demandé aux étudiants dans le but d'évaluer le taux de compréhension et d'analyse de l'étudiant. Les enseignants attendent des étudiants qu'il montrent par le biais de leur compte rendu qu'ils aient non seulement fait preuve de rigueur de travail au cours du TP par la qualité des résultats obtenus mais aussi qu'ils aient un bon sens de l'analyse et de l'interprétation de leurs résultats. Le but n'est donc pas de recopier ce qui écrit dans le fascicule de TP!! Voici quelques pistes à suivre pour rédiger un compte rendu efficace. Un compte rendu de TP doit, en général, être composé de 5 parties distinctes :

✚ **Page de Garde :** contient le titre de TP, les noms des étudiants, ...

✚ **Introduction**

Présenter rapidement (environ 10 lignes) le principe et le but du TP en donnant le concept chimique abordé.

✚ **Protocole et Résultats**

Présenter les graphes (avec titre, échelle choisie, unités et nom des axes), les tableaux (avec titre), les calculs des grandeurs demandées (avec unités) avec leurs incertitudes associées. Présenter aussi les protocoles qui ne figurent pas dans le fascicule (dilution,...)

✚ **Analyse des résultats et discussion**

Interpréter les courbes et les tableaux. Commenter les résultats à l'aide d'une approche théorique.

✚ **Conclusion**

Résumer succinctement les résultats et les commentaires obtenus.

Références bibliographiques

1. J. Mesplède et J. Randon, 100 manipulation de chimie, Université Claude Bernard Lyon1, Bréal 2001.
2. F. B. Audat, F. Rafflegeau et D. PrévotEAU, Montages de chimie inorganique et générale, Dunod, Paris 1993.
3. A-S Bernard, S. Clède, M. émond, H. Monin-Soyer, J. Quérard, « Techniques expérimentales en CHIMIE », Dunod, Paris 2012.
4. Sites internet
5. F. Brochard-WyartC. D. Dandine, S. Griveau, R. Portier, F. Volatron, « chimie générale », Dunod, Pais 2016.

