

Centre Universitaire d'El Bayadh
Faculté de science et technologie
1^{ère} année LMD-ST
Année universitaire 2018/ 2019
Module : TP chimie 1

TP CHIMIE I

TP 1

La sécurité en travaux pratiques de chimie
La verreries
Quelques définitions essentielles
Calculs d'incertitude

TP 2

Préparation des Solutions

TP 3

Dosage d'un Acide Fort par une Base Forte

TP 4

Dosages d'oxydoréduction
(Manganimétrie)

TP 1
LA SECURITE EN TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE
LA VERRERIES
QUELQUES DEFINITIONS ESSENTIELS
CALCULS D'INCERTITUDE

Quelques règles générales de sécurité

- Porter une blouse boutonnée en coton ce ci est obligatoire.
- Porter impérativement des lunettes de protection lors de la manipulation de produits dangereux. Attention aux lentilles de contact qui rendent les yeux plus sensibles.
- opérer toujours avec soin et méthode ; éviter les gestes brusques, respecter les quantités de réactifs conseillées
- Ne jamais pipeter à la bouche. Utiliser une poire aspirante.
- Reboucher les flacons immédiatement après usage.
- Porter des gants pour la manipulation des produits corrosifs.
- Lire les recommandations de sécurité sur les étiquettes des flacons et respecter les consignes correspondantes.
- Ne jamais poser un flacon sur le bord de la paillasse.
- Ne jamais prendre de produits solides avec les doigts. Utiliser les spatules.
- Ne jamais verser de l'eau dans l'acide concentré, mais toujours de l'acide dans l'eau.
- Ne jamais manger boire ou fumer dans un laboratoire risque d'inhalation
- Signaler tous bris de verre ou défautuosité de matériel.
- Prenez soin du matériel utilisé car il revient très cher et difficile à remplacer.

Nettoyage

- La verrerie doit être rigoureusement propre et bien essuyée ou séché avant toute utilisation. Il faut garder l'habitude de laver toute verrerie employée en séance de tout travail pratique et ceci immédiatement après usage car la nature du résidu est connu et généralement plus facile à s'en débarrasser.
- Faire couler l'eau dans l'évier chaque fois que vous vider des produits chimiques.
- Les produits chimiques contenus dans les flacons doivent rester pue, par conséquent, ne jamais remettre dans un flacon le produit resté inutilisé.
- Une salle de TP doit demeurer propre : les déchets divers (papier, verre casé.....ect) seront déposés dans les poubelles et non dans les éviers.
- Avant de quitter la salle chaque étudiant s'efforcera de laisser l'emplacement où il a manipulé dans l'état où il était quand il est arrivé pour ce faire, il remettra en place le matériel nettoyé et passera l'éponge sur la paillasse.

Produits chimiques

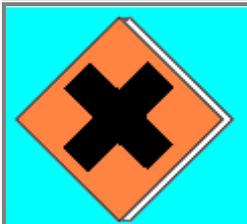
- Consulter les fiches toxicologiques par exemple celles de l'INRS.
- Tenir compte des précautions à prendre par rapport à :
 - la volatilité : toxicité par inhalation
 - l'inflammabilité
 - la concentration des solutions
 - la quantité de produit utilisée.
- En particulier, pour la formation méthodologique de base, les produits utilisés sont essentiellement :
 - les acides et les bases : notamment ils sont corrosifs pour la peau et les yeux

- les solvants : ils sont très volatils et inflammables. Leur inhalation prolongée peut provoquer des nausées. A n'utiliser que dans une salle ventilée ou sous une hotte.

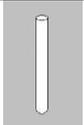
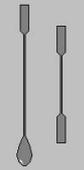
Les symboles de danger

Les pictogrammes

Ils signalent les produits dangereux (source : document INRS).

Symbole	Signification	Risques	Conseils de prudence
	Substance comburante	Favorise l'inflammation de matières combustibles ou entretient les incendies	Eviter tout contact avec les matières combustibles
	Substance facilement inflammable	Substance auto-inflammable ou gaz facilement inflammable ou substance sensible à l'humidité ou liquide inflammable	Eviter tout contact avec l'air Eviter la formation de mélanges vapeur-air inflammables et le contact avec toute source d'ignition Eviter le contact avec l'eau Tenir loin des flammes, des étincelles et de toute source de chaleur
	Substance nocive ou irritante	Son absorption peut produire des lésions légères ou ce produit peut irriter la peau, les yeux ou les voies respiratoires	Eviter le contact avec la peau et les yeux et l'inhalation des vapeurs
	Substance toxique	Provoque des lésions graves ou même la mort par inhalation, ingestion ou contact avec la peau	Eviter tout contact avec le corps
	Substance explosive	Dans des conditions données, présente un danger d'explosion déterminé	Eviter les chocs, la friction, les étincelles et le feu
	Substance corrosive	Le contact conduit à la destruction des tissus vivants et des matériaux	Eviter l'inhalation des vapeurs et le contact avec la peau, les yeux et les vêtements

La verrerie de base en chimie

	<p>LE TUBE A ESSAI</p> <p>On utilise le tube à essai pour tester une réaction chimique en y introduisant une faible quantité de réactifs (quelques mL).</p>
	<p>L'ERLENMEYER (ou ERLLEN)</p> <p>L'erlenmeyer remplit à peu près les mêmes fonctions que le becher à la différence que sa forme évite les projections. Ainsi il est préféré au becher lorsqu'il s'agit de réceptionner un liquide qui tombe goutte par goutte (distillation par ex.)</p>
	<p>L'ÉPROUVETTE GRADUÉE</p> <p>L'éprouvette graduée permet de mesurer le volume d'un liquide avec une bonne précision (en général à 0,5 mL près)</p>
	<p>LA PIPETTE JAUGÉE</p> <p>Pour prélever un volume très précis on utilise une pipette jaugée. Les pipettes jaugées couramment utilisées sont celles de 5 mL, 10 mL et 20 mL.</p> <p>A l'aide d'une propipette ou d'une poire, on aspire le liquide qui monte dans la pipette. Il faut alors amener la surface du liquide au niveau du trait de jauge de telle façon que le bas du ménisque soit sur le trait de jauge.</p>
	<p>LA BURETTE GRADUÉE</p> <p>La burette sert à verser un volume précis de liquide. Elle est principalement utilisée lors des dosages.</p> <p>Après utilisation, la burette doit être rincée puis remplie d'eau distillée. Avant chaque utilisation elle doit être rincée une fois avec la solution que l'on veut y introduire.</p>
	<p>LA FIOLE JAUGÉE</p> <p>La fiole jaugée permet de préparer par DISSOLUTION un volume précis d'une solution aqueuse de concentration connue. Les fioles les plus couramment utilisées sont celles de 50 mL, 100 mL et 200 mL.</p> <p>La fiole jaugée permet aussi de préparer des solutions par</p>
	<p>LA SPATULE</p> <p>La spatule permet de prélever un solide en poudre fine, en grumeaux, en copeaux etc... de manière à éviter le contact direct entre la peau et le solide.</p>
	<p>LE VERRE DE MONTRE</p> <p>Le verre de montre sert généralement de support lorsque l'on désire peser sur une balance un solide en poudre.</p> <p>On peut aussi s'en servir pour couvrir momentanément un bécher</p>

	<p>LA PISSETTE D'EAU DISTILLEE Elle permet de rincer la verrerie ou les sondes et de compléter précisément les fioles jaugées jusqu'au trait de jauge.</p>
	<p>LE CRISTALLISOIR C'est un grand récipient en verre épais qui permet de stocker une importante quantité d'eau ou d'autre chose.</p>
	<p>LE BOY (ou SUPPORT ELEVATEUR) C'est un support souvent utilisé dans les montages de chimie et dont on peut régler le hauteur.</p>
	<p>L'AGITATEUR EN VERRE L'agitateur en verre est une simple baguette de verre. Il est utilisé pour remuer un mélange réactionnel généralement placé dans un bécher.</p>
	<p>LA NOIX DE SERRAGE La noix de serrage permet de fixer à une potence une pince métallique supportant de la verrerie dans un montage de chimie.</p>
	<p>LA PINCE Généralement en métal et parfois recouvertes d'une matière plastique pour protéger la verrerie, les pinces permettent de tenir les différentes parties d'un montage de chimie pour en assurer la stabilité.</p>
	<p>LA POTENCE ou STATIF Il s'agit de l'ossature principale d'un montage de chimie. Les différentes pièces de verrerie sont maintenues à l'aide de pinces, elles-mêmes fixées sur une ou plusieurs potences à l'aide de noix de serrage.</p>
	<p>LA PROPIPETTE (POIRE) La propipette s'adapte sur une pipette jaugée ou graduée et sert à y créer une dépression. Cette dépression permet au liquide pipeté de monter dans la pipette comme dans une paille.</p>

Quelques définitions

Solution titrée

Pour une substance déterminée sa solution sera dite titrée quand elle renferme une masse connue de cette dernière par litre de solution.

Le titre de la solution est le rapport de la quantité en **P** (moles ou en grammes) de substance dissout dans un litre de solution à sa masse molaire (**M**).

Détermination du titre d'une solution

Quand on dispose de deux solutions de substances antagonistes dont on connaît le titre de l'une d'elles on peut déterminer le titre de l'autre solution par voie expérimentale. La réaction entre les deux substances doit être instantanée et totale. La procédure est la suivante :

On place la solution de titre connu dans une burette et à l'aide d'une pipette jaugée on verse la solution de titre inconnu dans un bécher dans le quel on a introduit au préalable quelques gouttes de l'indicateur coloré pour marquer la fin de la réaction ou le point d'équivalence.

Par simple lecture sur la burette on note le volume versé de la solution titrée comme on connaît également le volume de la solution de titre inconnu on peut par simple calcul (que l'exposera par la suite) déduire ce dernier.

Concentrations et Normalités

On distingue :

La concentration molaire ou molarité : exprime le nombre de moles d'une substance par litre de solution (symbole de l'unité M ou mol/l),

Le titre pondéral : exprime la quantité en grammes d'une substance dissoute dans 100 de solution (symbole g/l).

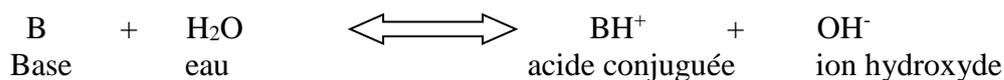
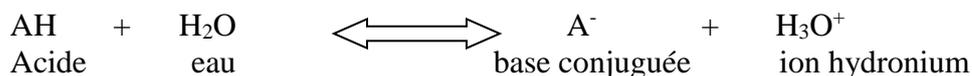
La molalité : exprime le nombre de moles par kilogrammes de solvant (symbole mol/Kg)

Notion de la normalité

Nous traitons les cas de réactions acido-basiques et d'oxydo-réduction.

Cas des réactions acido-basiques en milieu aqueux.

Selon la théorie de *Brønsted* un acide peut céder un ou plusieurs protons et une base une substance capable du fixé. On traduit par les équations suivantes :



Nous faisons remarquer que dans ce type de réaction la particule échangée est le proton.

La réaction globale s'écrit :



A la fin de la réaction on obtient un sel et de l'eau.

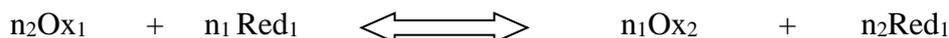
Cas des réactions d'oxydo-réduction : dans ce type de réaction la particule échangée est l'électron. Un oxydant gagne des électrons et le réducteur le perd.

On s'écrit alors les demi-réactions que l'on imagine par la pensée :



On montre qu'une substance oxydante capte des électrons et la substance réductrice les libère.

La réaction globale s'écrit :



Définition de la normalité (N): on s'appelle normalité le nombre d'équivalent gramme actif par litre de solution. Pour les substances acides ou basiques il s'agit du nombre d'ions hydronium respectivement libérés ou captés par litre de solution aqueuse et pour les espèces oxydantes ou réductrice il s'agit du nombre des électrons respectivement gagnés ou perdus par litre de solution aqueuse.

Exemple :

Une mole d'acide sulfurique dissoute dans un litre de l'eau est **deux** fois normale (**2N**) parce qu'elle capte deux électrons.

Relation entre la Molarité et Normalité

$$\text{Molarité} = n * \text{Normalité}$$

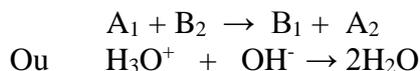
Où n désigne le nombre d'équivalent –grammes (proton ou électron) mis en jeu dans un litre d'eau pure (distillée).

Titrages volumiques

Calcule du titre d'une solution :

Un titrage acidimétrique consiste à doser une solution d'un acide par une solution d'une base de titre connu. On procède avec les mêmes techniques dans un cas comme dans l'autre.

Lorsqu'un acide (A₁) réagit avec une base (B₂) on écrit :



A la fin de la réaction on obtient un sel et de l'eau. A la neutralisation total soit au point d'équivalence la quantité d'acide A₁ aura été neutralisée par autant de celle de la base.

Lorsqu'on mélange les volumes V_a et V_b en ml respectivement de la solution d'acide et de la base, de titre respective C_a et C_b (exprimés en normalité), en un point d'équivalence, le relation : V_a C_a = V_b C_b

Relation de dilution :

Partant s'une solution concentrée (dite solution mère) on peut obtenir une solution moins concentrée (dite diluée) en ajoutant à la première de l'eau distillée. Si C_m et V_m (ml) désignent respectivement la concentration et le volume de la solution mère et qu'on souhaite préparer V_d (ml) d'une solution diluée de concentration C_d, on à alors la relation :

$$V_m C_m = V_d C_d$$

Remarque : le volume de la solution diluée comprendra le volume de la solution mère + le volume d'eau ajouté. Il est préférable de travailler avec les solutions diluées surtout pour les acides et les bases pour éviter tout accident de brûler ou écoulement dangereuses pour qu'un lavage à grand eau suffit en cas d'une opération maladroite.

CALCULS D'INCERTITUDE

INCERTITUDES ABSOLUE ET RELATIVE

Incertitude absolue

Toute valeur mesurée d'une grandeur considérée est une valeur approchée; on dit qu'elle est entachée d'erreur, La valeur mesurée n'est pas absolue, elle dépend de la précision de l'instrument de mesure (pour les mesures de volumes, il s'agit de la pipette, de la fiole jaugée,

de la burette ,,). L'erreur absolue δa n'est pas connue, on doit chercher une limite supérieure appelée incertitude absolue Δa car on a :

$$\delta a \leq \Delta a$$

Ce qui veut dire que l'incertitude absolue est une valeur maximale que peut atteindre l'erreur absolue dans le cas le plus défavorable.

L'incertitude absolue est un nombre qui prend la dimension de la grandeur mesurée. Par exemple, si on lit une longueur L sur un double décimètre gradué en divisions de 0.1 cm et que la valeur soit 15 cm, alors le résultat définitif sera :

$$L = (15.0 \pm 0.1) \text{ cm}$$

Cela signifie que L est une longueur comprise entre 14.9 et 15.1 cm, On dira que L est connue à 0.1 cm près,

Incertitude relative ou la précision d'une mesure

L'incertitude relative est la limite supérieure que l'on exprime par le rapport de l'incertitude absolue à la valeur approchée exprimée dans les mêmes unités. C'est donc un nombre sans dimension et s'écrit :

$$\text{Incetitude relative} = \frac{\Delta x}{x}$$

Habituellement on l'exprime en pourcentage, soit pour notre exemple précédent il vient :

$$\text{Incetitude relative} = \frac{0.1}{15} = 0.0066 = 0.66\%$$

Nous faisons remarquer que plus l'incertitude relative est petite plus le résultat est précis. Ceci permet de caractériser la précision d'une mesure.

CALCUL D'INCERTITUDE

il arrive que la valeur approchée g d'une grandeur G ne soit pas directement mesurable mais est obtenue à partir de valeurs approchées a, b, c, ...d'autres grandeurs A, B, C,grâce à une relation reliant g aux valeurs a, b,c, ...

pour obtenir les incertitudes absolues et relatives de g, il faut tenir compte des incertitudes absolues que comportent les a, b, c, ... On utilise pour cela des théorèmes que nous rappelons ici :

a- Cas d'une addition ou de soustraction

$$g = a + b - c \dots$$

Connaissant les incertitudes absolues Δa , Δb , Δc ... on écrit alors :

$$\Delta g = \Delta a + \Delta b + \Delta c \dots$$

b- Cas d'une multiplication ou de division

$$g = a \cdot b \cdot c \text{ ou } g = \frac{a \cdot b}{c}$$

On écrit :

$$\frac{\Delta g}{g} = \frac{\Delta a}{a} + \frac{\Delta b}{b} + \frac{\Delta c}{c}$$

c- Si g est l'expression d'une exponentielle

$$g = a^n$$

Où n est un nombre réel (positif, négatif ou fractionnaire).

L'incertitude relative s'écrit :

$$\frac{\Delta g}{g} = |n| \frac{\Delta a}{a}$$

d- Autres cas

Lorsque g est une expression complexe (fonction de plusieurs variables ...), il faut d'abord expliciter g : tirer g en fonction des autres variables, calculer la différentielle de g (appliquer le théorème de la différentielle d'une fonction à plusieurs variables), puis réduire les termes semblables dans l'expression obtenue, ensuite passer à l'écriture de l'incertitude absolue de g, et enfin on exprime l'incertitude relative de g.

TP 2 PREPARATION DES SOLUTIONS

Introduction

La mesure précise des volumes est d'une grande importance au laboratoire. Elle peut être effectuée à l'aide d'une pipette jaugée au graduée, d'une burette graduée ou d'une fiole jaugée.

Objectifs

Savoir préparer une solution par dissolution d'un composé solide.
Savoir préparer une solution par dilution d'une solution mère.

Principe

Pour préparer une solution aqueuse d'un solide on commence par peser la quantité du solide nécessaire dans un bécher avec une balance de précision. On ajoute une quantité d'eau pour dissoudre le solide (on agite s'il le faut) et on transfère ensuite le contenu du bécher dans la fiole en utilisant un entonnoir à liquide (entonnoir en verre). Il faut prendre soin de rincer l'entonnoir et le bécher en récupérant les eaux de rinçage dans la fiole. On réalise ensuite la mise au trait en procédant avec précaution.

Pour préparer ou diluer une solution à partir d'un volume donné de liquide on commence par prélever ce volume à la pipette verticale et en mettant sa pointe au contact de la fiole inclinée à 45°. On réalise la mise au trait en procédant comme dans le cas de la préparation d'une solution à partir d'un solide.

Mode opératoire

Préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide:

1. Préparer 100 ml d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (NaOH) de normalité $N_0 = 0,1N$.
2. Quelle est la quantité de NaOH solide nécessaire pour la préparation ?
3. Peser la masse m d'Hydroxyde de sodium et introduire le produit dans la fiole jaugée préalablement rincée.
4. Ajouter de l'eau distillée pour obtenir 100ml.
5. Reboucher la fiole jaugée et la retourner plusieurs fois pour homogénéiser le mélange.

- Donner les relations permettant de calculer l'incertitude sur la normalité N_0 ?
- A partir des valeurs d'incertitudes indiquer sur la balance et sur la fiole, calculer ΔN_0 ?
- Calculer la concentration, le titre pondéral t_p ainsi l'incertitude ΔC , Δt_p de cette solution?

Préparation d'une solution par dilution

Les données indiquées sur le flacon de chlorure d'hydrogène sont : $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mole}$; $d=1,178$; pourcentage massique $x=36\%$.

- A partir de ces données calculer la concentration de la solution mère de HCl C_0 .
- Déterminer le volume V_0 qu'il faut prélever de la solution mère pour préparer 100 ml d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène de concentration $C_1= 0,1\text{mole/l}$.
- A partir de la solution précédente, préparer 100 ml d'une solution diluée de concentration $C_d = 0.01\text{M}$.
- Pour préparer cette solution diluée, calculer le volume nécessaire qu'il faut prélever de la solution précédente ?
- Prélever le volume V_1 à l'aide d'une pipette jaugée appropriée et le verser dans la fiole jaugée.
- Compléter à 100 ml avec l'eau distillée.
- Calculer l'incertitude de ΔC_d .
- Pourquoi est ce qu'on doit mettre de l'eau dans la fiole avant de mettre l'acide ?

Données : $M_{\text{Na}} = 23\text{g/mole}$, $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g/mole}$, $M_{\text{O}} = 16\text{g/mole}$, $M_{\text{H}} = 1\text{g/mole}$.

Rappel sur la théorie de la dilution

La dilution est l'opération qui consiste à diminuer la concentration d'une solution.

Un flacon contient un volume initial V_i d'une solution aqueuse de concentration initial C_i . Pour diluer la solution, il suffit d'ajouter progressivement de l'eau distillée jusqu'à obtention d'un volume final égale à V_f . la solution finale à une concentration C_f qui est inferieur à la concentration C_i .

Relation entre les concentrations et les volumes

Le volume V_i prélevé contient une quantité de matière $n_i=C_i V_i$

Le volume V_f final contient une quantité de matière $n_f=C_f V_f$

Pour obtenir la solution finale, on ajoute seulement l'eau distillée donc on peut écrire que la quantité de matière de l'espèce est conservée.

$$n_i = n_f \quad \text{donc} \quad C_i V_i = C_f V_f$$

TP3

DOSAGE D'UN ACIDE FORT PAR UNE BASE FORTE

Dosage d'une solution de HCl par une solution de soude NaOH

Dosage par volumétrie

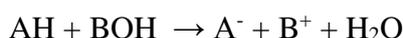
But du travail pratique

Dans cette manipulation nous voulons déterminer par la méthode volumétrique, le titre d'une solution acide à l'aide d'une solution basique de titre connu. Il s'agit pour nous d'une solution aqueuse de HCl (acide fort) que l'on dosera par une solution de soude (NaOH base forte) de titre connu. Se référer en début du polycopié pour s'informer sur la méthode volumétrique.

Théorie sur la réaction acido-basique

Selon Bronsted un acide est une substance capable de céder des protons H^+ (ou H_3O^+ en milieu aqueux) et une base substance capable de capter ce ou ces protons. Comme l'eau est une substance amphotère, la base capte son proton et rend libre l'ion OH^- . Acide et base sont deux substances antagonistes. Lorsque ses deux composés se trouvent en présence, il s'effectue une réaction de neutralisation.

On écrit :



Il se forme un sel (AB) et de l'eau.

On l'appelle réaction de neutralisation parce qu'à la fin de réaction les ions H^+ auront réagi avec autant d'ion OH^- pour former de l'eau qui constitue un milieu neutre.

La fin de la réaction peut être mise en évidence de deux façons différentes :

- d'un point de vue théorique par une brusque variation (un écart) sur la courbe de neutralisation donnant le pH en fonctions du volume de l'une des substances (acide ou base) ajoutée sur l'autre.

- d'un point de vue expérimental par l'emploi d'un indicateur coloré qui a la propriétés de changer de couleur selon la zone de pH.

Calcul de la normalité

On dose une solution acide de normalité N_a inconnue par une solution basique de normalité connue N_b .

A la fin de la neutralisation le nombre de mole d'ions H^+ cédés par la solution acide auront réagi avec le même nombre d'ions OH^- libérés par la base. Si la solution d'acide est contenue dans V_a ml et la solution de base est contenue dans V_b ml alors au point d'équivalence on écrit :

$$N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$$

Remarque : cette formule reste aussi valable pour les dilutions.

Partie expérimentale

Matériels

- Burette contenant solution titrante
- Erlen contenant la solution à titrer
- Agitateur magnétique

Produits

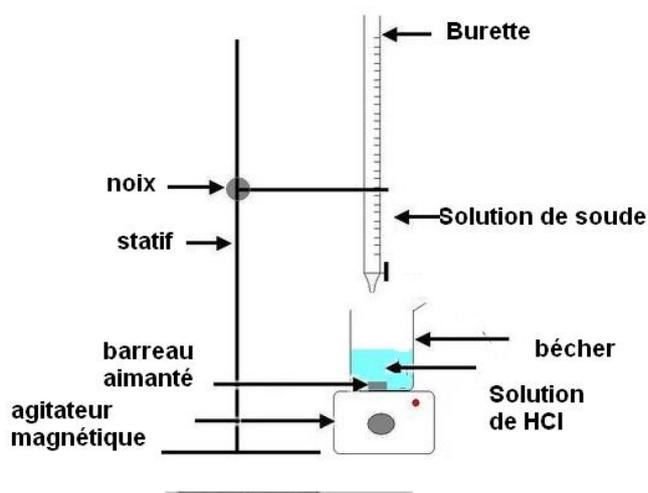
- NaOH
- HCl
- Phenolphtaléine

Mode opératoire

On désire effectuer un dosage avec la meilleure précision possible. Pour ce faire on procède en deux étapes :

Dosage direct de la solution de HCl

Dosage d'une solution diluée de la solution de départ.



Dosage direct de la solution de HCl

On commence à doser la solution de HCl de concentration de départ par une solution de soude de normalité connue :

$$N_b = (0,100 \pm 0,001) \text{ mol/l}$$

procéder comme suite :

remplir la burette avec la solution de soude

prélever à l'aide d'une pipette 10ml HCl, les verser dans un bécher (ou erlen) ajouter 2 à 3 goutte d'indicateur coloré proposé.

Doser en effectuant 3 essais successifs jusqu'à obtenir des volumes très rapprochés.

Dosage de l'acide dilué

Préparer 100 ml (utiliser fiole jaugée) d'une solution diluée de HCl de départ en sachant que la normalité de la nouvelle solution est proche e la base utilisée précédemment.

Effectuer votre dosage en précédant comme pour le cas précédent mais en prenant soin de rincer au préalable la burette. Faites 3 essais jusqu'à concordance des chiffres à 0,1 près.

Questions :

Ecrire la réaction chimique qui se produit lors de ce titrage.

Présenter les résultats expérimentaux et les calculs du premier et deuxième dosage, que remarquer vous ? Justifier ?

Exprimer puis calculer les valeurs de la concentration molaire C_{a1} , C_{a2} des solutions acides.

Calculer les incertitudes absolues ΔC_a , ainsi que les incertitudes relatives $\Delta C_a/C_a$ sur les calculs des C_a précédent.

A l'équivalence, le milieu réactionnel est-il acide, basique ou neutre ? Justifier.

Quelles sont les espèces en excès ?

TP 4

DOSAGES D'OXYDOREDUCTION (MANGANIMETRIE)

Généralité

La manganimétrie regroupe tous les dosages d'oxydoréduction où l'on utilise le Permanganate de potassium comme oxydant.

Réaction de dosage

En milieu acide et en présence d'un réducteur (corps capable de céder des électrons) l'ion permanganate se réduit suivant la réaction : $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ (1)

Un ion permanganate met en jeu 5 électrons : par conséquent, une solution de permanganate est normale si elle contient 1/5 de mole de permanganate de potassium par litre.

Indicateur de fin de réaction

Permanganate de potassium est sont propre indicateur de fin de réaction.

En considérant la réaction (1), on peut constater que lorsqu'on ajoute les ions MnO_4^- de couleur violet intense dans la solution réductrice, ceux-ci sont réduits en ions Mn^{2+} pratiquement incolores.

Quand les éléments réducteurs auront tous été oxydés, les ions permanganates ne réagiront plus et donneront une coloration violette à la solution. La persistance de la coloration violette indique la fin de la réaction.

Objectifs

Réaliser un dosage d'oxydoréduction.

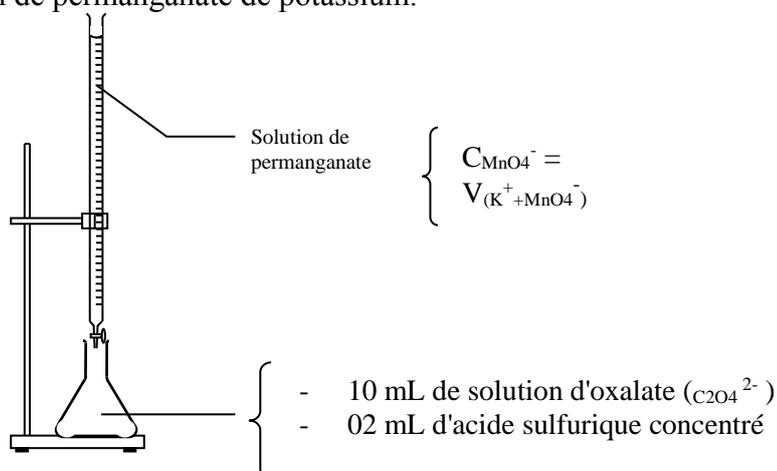
Déterminer la normalité d'une solution de permanganate de potassium.

Réactifs

Permanganate de potassium KMnO_4

Acide oxalique ($\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$, H_2O)

Acide sulfurique (H_2SO_4)



Montage

Manipulation

1. Remplir la burette avec la solution aqueuse de permanganate
2. introduire dans un erlen, un volume $V_r=10\text{mL}$ de solution d'oxalate mesuré avec précision + 02 mL d'acide sulfurique concentré.
3. Agiter et verser 1 à 2 mL de la solution de permanganate; la réaction démarre lentement à froid, il faut chauffer pour l'accélérer. Une fois les ions Mn^{2+} formés, ils auto catalysent la réaction et il n'est plus nécessaire de chauffer.
4. continuer à verser le KMnO_4 goutte à goutte en attendant la décoloration à chaque fois.
5. Arrêter l'écoulement dès qu'une goutte de permanganate n'est plus décolorée. Noter le volume (V_0) de permanganate de potassium versé.

Exploitation

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction du dosage.
2. En déduire une relation entre les quantités de matière de réactif n_o et n_r à l'équivalence.
3. En déduire la concentration et la normalité de la solution de permanganate de potassium.
4. Pourquoi a-t-il fallu ajouter de l'acide dans l'erlen ?
5. En début de dosage pourquoi la solution reste incolore après l'adjonction de permanganate de potassium.
6. A partir de V_{eq} , pourquoi la solution reste violette après l'adjonction de permanganate de potassium ?