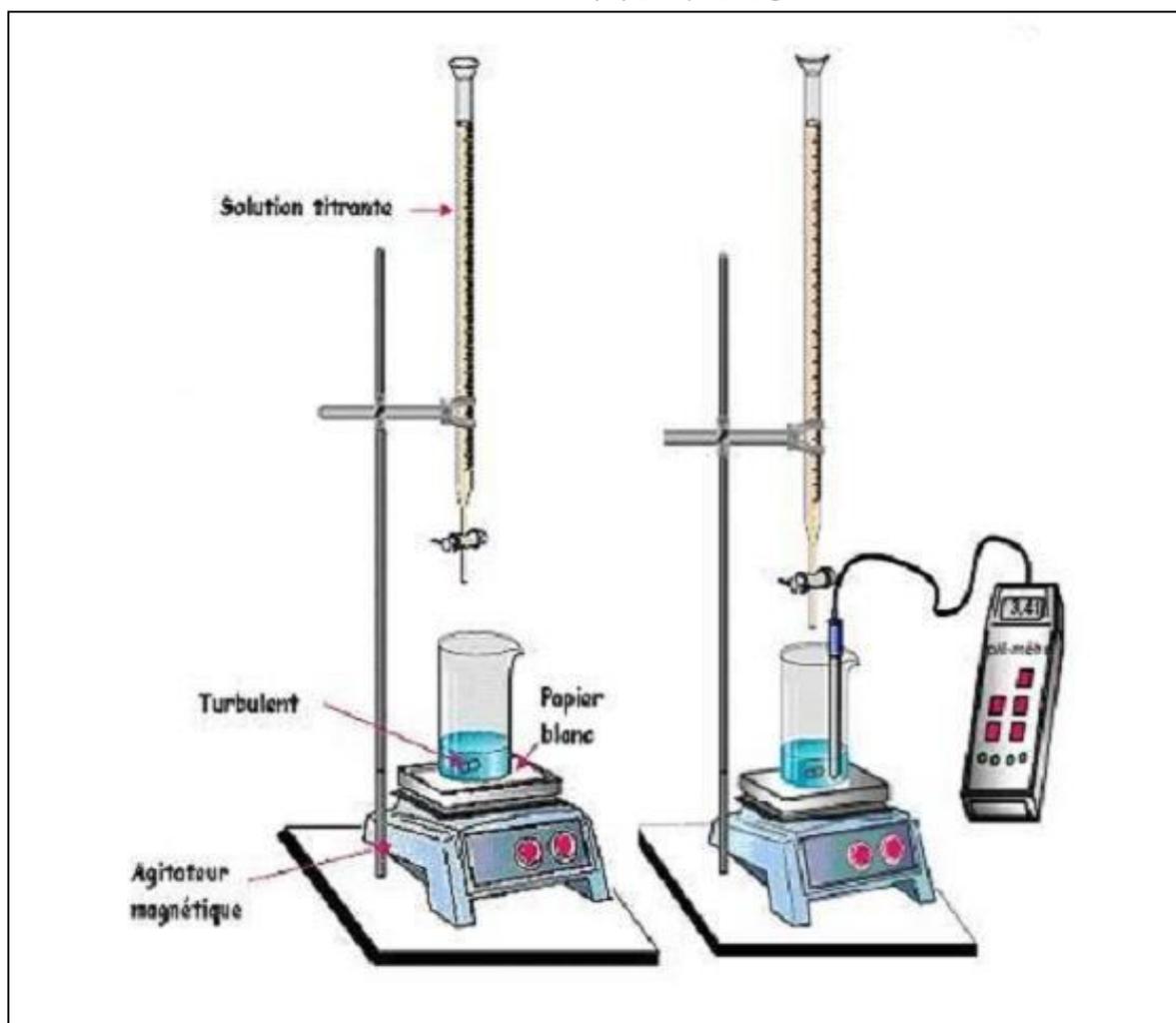


Les Travaux Pratiques De Réactivité chimique

MIP / BCG



Année universitaire 2020/2021

TABLE DE MATIÈRE	pages
Recommandations générales	2
Rappel de quelques notions générales en chimie en solution	4
I - principe générale de la volumétrie	
I-1 généralités :	
I-2 définitions des différents titres normales, massiques et molaires:	
I-3 le titrage volumétrique :	
I-4 dilution	
II- matériel employé en volumétrie	
Matériel de précision	
III- évaluation de la précision du dosage et calcul d'incertitude	
TP1 : Préparation de solutions et dosage acide base	
1) Préparation une solution d'acide chlorhydrique 0.1 mol/l.	
2) dosage de la solution de soude (hydroxyde de sodium) (solution B)	
TP3 : Les dosages d'oxydoréduction	
Dosage de permanganate de potassium par le sulfate ferreux	
compte rend du TP1	
compte rend du TP2	

RECOMMANDATIONS GENERALES

1) Objectifs des travaux pratiques (TP)

Acquérir une habilité manuelle permettant de manipuler de façon efficace et précise.

La durée des séances des travaux pratiques est largement suffisante pour permettre d'effectuer avec soin le travail expérimental si vous avez **préparé à l'avance** votre manipulation du jour et le compte rendu.

Toute séance non rattrapée entraîne automatiquement une note de 0/20.

2) Restrictions concernant les TP

- ❖ Les séances des travaux pratiques sont obligatoires.
Toute absence doit être justifiée dans un délai de 72 h.
- ❖ Le port de blouse en coton est obligatoire, faute de quoi l'étudiant ne sera pas accepté en salle de TP.
- ❖ Les horaires et les groupes sont à respecter.
Aucun changement de groupe ne sera autorisé. (Consulter le planning)

3) Considérations générales

* La façon de travailler est de contribuer efficacement à la sécurité,
Il faut travailler calmement, éviter les gestes brusques ainsi que le déplacement inutile ou précipité.
Le travail sur une paillasse propre et dégagé de tous les objets inutiles à la manipulation en cours est plus agréable et plus sûr de même que l'emploi de verrerie bien nettoyée.

* Le matériel mis à votre disposition est fragile et coûteux, il doit être manipulé avec précaution. Tout bris ou défectuosité de ce matériel par négligence sera sévèrement sanctionné lors de l'attribution de la note.

* Avant de quitter la salle vérifier que : le matériel est parfaitement propre et bien rangé comme indiqué. Les éviers et la paillasse sont propres.

4) Contrôle de connaissance

- Chaque séance de TP débute avec un contrôle portant sur les connaissances requises pour effectuer le TP.
- Un rapport est à rendre à la fin de chaque séance de TP c'est une synthèse de travail réalisé au cours du TP. Il doit présenter clairement les principes utilisés et les résultats des manipulations ainsi que leur interprétation.
Il doit mettre les évidences suivantes :
 - ✓ L'objectif des TP.
 - ✓ Le mode opératoire suivi en précisant la verrerie utilisée.
 - ✓ Les équations des réactions chimiques.
 - ✓ Les grandeurs mesurées avec les incertitudes sur celles-ci.
 - ✓ Les calculs effectués pour trouver la grandeur recherchée.
 - ✓ Une conclusion.

5) Sécurité

Au laboratoire de chimie les principaux risques encourus sont :



Les brûlures.



Les atteintes oculaires.



Les coupures.



Les intoxications.

- * Dès la première séance, on repérera l'emplacement des extincteurs et douches de sécurité.
- * Le port de lunettes de protection est obligatoire pour certaines manipulations.
- * Il faut pipeter les acides et les bases concentrés à l'aide d'une propipette.
- * Il faut toujours manipuler les acides et les bases concentrés sous la hotte.
- * Il est strictement interdit de fumer dans les salles de TP.
- * Il ne faut jamais manger ou boire au laboratoire.

RAPPEL DE QUELQUES NOTIONS GÉNÉRALES EN CHIMIE EN SOLUTION

I - PRINCIPE GÉNÉRAL DE LA VOLUMÉTRIE

I-1 GÉNÉRALITÉS :

Le but de dosage est de déterminer le titre NB d'un composé B dans une solution inconnue SB. Il consiste à ajouter progressivement un volume VA, d'une solution SA de titre connu, à un volume précis VB de la solution SB.

Le titrant peut être un acide, une base, un oxydant, un réducteur, un agent complexant, un composé donnant une réaction exothermique ou un réactif donnant une coloration.

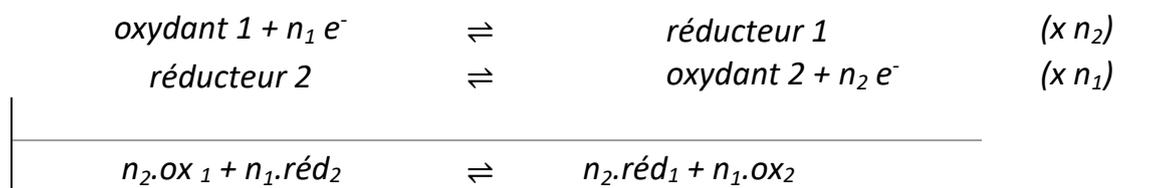
a)- Réaction acide base

Une réaction acido-basique est un transfert d'un proton H_3O^+ entre l'acide d'un 1^{er} couple acide1/base1 et la base d'un 2^{ème} couple acide2/base2.

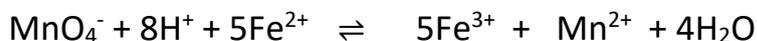
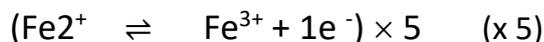
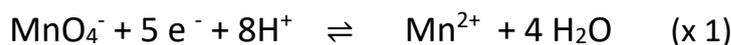
acide1 + H ₂ O	\rightleftharpoons	base1 + H ₃ O ⁺	pK_{a1} (acide1/base1)	$pK_{a1} < pK_{a2}$
base2 + H ₂ O	\rightleftharpoons	acide2 + OH ⁻	pK_{a2} (acide2/base2)	$K = 10^{\exp(pK_{a2} - pK_{a1})}$
Bilan :				
acide1 + base2	\rightleftharpoons	base1 + acide2	$K > 1$ (réaction est possible)	$K > 10^4$ (réaction on totale)
Par exemples:				
CH ₃ COOH + H ₂ O	\rightleftharpoons	CH ₃ COO ⁻ + H ₃ O ⁺	pK_{a1} (CH ₃ COOH/CH ₃ COO ⁻) = 4.75	
NaOH	\rightarrow	Na ⁺ + HO ⁻	pK_{a2} (H ₂ O / HO ⁻) = 14	
CH ₃ COOH + HO ⁻	\rightarrow	CH ₃ COO ⁻ + H ₂ O	$K = 10^{14 - 4.75} = 10^{9.25} > 10^4$ (réaction totale)	

b)- réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction (ou redox) correspond à un transfert d'électrons entre la forme réduite Ox₁ d'un couple redox (Red₁/Ox₁) vers la forme Red₂ d'un autre couple redox (Red₂/Ox₂).

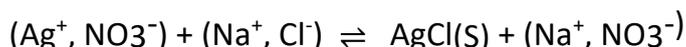


Par exemple on veut écrire l'équation de l'oxydation des ions fer (II) par les ions permanganate en milieu acide. On écrira :



c)- réaction de précipitation

Réaction au cours de laquelle le mélange de deux solutions aqueuses donnent un composé solide appelé un **précipité**.



d)- réaction de complexation

La réaction de complexation s'écrit : $\text{M} + n \text{L} \rightleftharpoons \text{ML}_n$ M : l'atome central

L : les ligands

Formation d'un complexe facilement détectable.



1-2 DEFINITIONS :

La concentration ou le titre peut s'exprimer de différentes façons.

a) Concentration molaire ou molarité

$$C = \frac{n}{V} = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{volume de solution}} \quad [\text{mol/L}] \text{ ou } [\text{M}]$$

Une solution molaire signifie que $C = 1 \text{ mol/L}$. Une solution décimolaire $C = 0,1 \text{ mol/L}$.

b) Concentration massique ou titre pondéral

$$C' = \frac{m}{V} = \frac{\text{masse de soluté}}{\text{volume de solution}} \quad [\text{g/L}]$$

$$\text{Or } m = n.M \Rightarrow \frac{m}{V} = \frac{n}{V} .M \Leftrightarrow \boxed{C' = M . C}$$

M : masse molaire en g/mol

c) Normalité

C'est le nombre de moles d'équivalents contenus dans un litre de solution.

$$N = p.C \quad [\text{mol d'éq/L}] \text{ ou } [\text{N}]$$

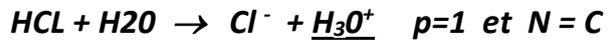
Exemple : solution normale : $N = 1 \text{ N}$ solution déci normale : $N = 0,1 \text{ N}$

Solution cent normale : $N = 10^{-2} \text{ N}$

Equivalent

C'est une entité chimique susceptible de donner ou d'accepter un élément actif (H_3O^+ , OH^- , e^-)

Une mole peut libérer plusieurs moles d'équivalents



I-3 TITRAGE :

Pour déterminer le point d'équivalence dans un dosage ou titrage acide-base, deux méthodes sont employées principalement :

l'emploi d'indicateurs colorés : colorimétrie ou **volumétrie**

La mesure potentiométrique du pH lors du titrage : **pHmétrie**.

A l'équivalence, le réactif titré et le réactif titrant ont été entièrement consommés.

$$\underline{N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B}$$

$$\Rightarrow \text{La normalité : } N_A = \frac{N_B V_B}{V_A}$$

$$\text{La concentration molaire : } C_A = \frac{N_A}{p}$$

$$\text{La concentration massique : } C_A' = M \cdot C_A$$

I-4 DILUTION

On peut être conduit à diminuer la normalité initiale N_i d'une solution, par addition d'eau pure : on ajuste la solution à une nouvelle normalité N_f le volume initial prélevé V_i est complété à V_f mais le nombre d'équivalents-gramme ne varie pas ; on retrouvera la relation :

$N_i \cdot V_i = N_f \cdot V_f$	$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$	$C'_i \cdot V_i = C'_f \cdot V_f$
---------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------

V_i et V_f étant exprimés avec la même unité.

Exemple

Quel volume V_i d'acide chlorhydrique HCl de normalité 2 N doit être pris pour préparer 500 mL de solution 0,02 mol/l de HCl.

Réponse : HCl est un monoacide, il libère un seul proton H_3O^+ ($p=1$) donc $N=C$

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f \Rightarrow V_i = \frac{C_f \cdot V_f}{C_i} = \frac{0,02 \times 500}{2} \Rightarrow \underline{V_i = 5 \text{ ml}}$$

II-MATERIEL EMPLOYE EN VOLUMETRIE

(Voir fiche technique N°2)

Il est important de distinguer deux types de récipients :

- ✓ Ceux permettant des **mesures précises** de volumes : Pipettes, burettes, fioles jaugées.
- ✓ Ceux permettant d'effectuer des réactions : (tubes à essai, Erlenmeyer, bécher) .contenir des réactifs :(poudriers, flacons) ou mesurer des volumes approximatifs (bécher gradué, éprouvette graduée ou pipette graduée).

III-EVALUATION DE LA PRECISION DU DOSAGE ET CALCUL D'INCERTITUDE

Les résultats obtenus sont toujours entachés d'une incertitude. Les causes d'erreurs sont diverses et peuvent être classés en deux catégories :

a) les erreurs qu'on peut minimiser par la répétition des mesures ; elles sont souvent causées par maladresse de l'expérimentateur, instabilité des appareils utilisés et fluctuation des conditions ambiantes.

b) Les erreurs systématiques : défaut d'étalonnage, défaut de fabrication, défaut de la méthode utilisée. Ces erreurs peuvent être évaluées.

Il faut donc toujours évaluer les incertitudes commises sur la mesure des volumes et faire un calcul d'erreurs avant présentation finale des résultats.

III- 1 Incertitude absolue

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

exacte. Si on écrit : $V_x = V \pm \Delta V$ cela veut dire que :

$$V - \Delta V \leq V_x \leq V + \Delta V$$

Lorsqu'on a une somme ou une différence de valeurs, l'incertitude absolue est la somme Des incertitudes absolues de chaque valeur. Notez bien qu'on ne retranche jamais Une incertitude.

Si V s'écrit $V = V_1 + V_2 \ominus V_3$ on a : $\Delta V = \Delta V_1 + \Delta V_2 \oplus \Delta V_3$

L'incertitude absolue a la même unité que la valeur.

III-2 Incertitude relative

C'est un facteur de proportionnalité permettant de communiquer entre différentes unités.

Elle est notée : $\frac{dX}{X}$ et n'a aucune unité.

Exemple : $N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$

$$\Rightarrow N_A = \frac{N_B V_B}{V_A}$$

Si on applique la fonction Log à cette égalité on a :

$$\text{Log } N_A = \log \frac{N_B V_B}{V_A} = \text{Log } N_B + \text{Log } V_B - \text{Log } V_A$$

La dérivé conduit à :

$$\frac{dN_A}{N_A} = \frac{dN_B}{N_B} + \frac{dV_B}{V_B} \ominus \frac{dV_A}{V_A}$$

Ce qui nous amène à la relation entre les incertitudes relatives :

$$\frac{\Delta N_A}{N_A} = \frac{\Delta N_B}{N_B} + \frac{\Delta V_B}{V_B} \oplus \frac{\Delta V_A}{V_A}$$

$$\text{D'où } \Delta N_A = N_A \left(\frac{\Delta N_B}{N_B} + \frac{\Delta V_B}{V_B} + \frac{\Delta V_A}{V_A} \right)$$

Remarque :

Pour $y = \alpha \cdot x$ on a : $dy = \alpha \cdot dx \Rightarrow \Delta y = \alpha \cdot \Delta x$ (α est une constante).

Exemple : $C' = M C \Rightarrow \Delta C' = M \Delta C$.

Expression des résultats :

Deux règles principales à respecter sont :

α **Les incertitudes absolues** ne comportent qu'un seul chiffre significatif.

Exemple : $\Delta m = 0.00061 \text{ g} \leq 0.0007 \text{ g}$ (seul 7 est considéré comme chiffre significatif). **On arrondi toujours au chiffre supérieur.**

- b. **La valeur** ne peut être arrondie qu'après détermination de l'incertitude : la valeur doit avoir autant de chiffre après la virgule que l'incertitude.

Dans le cas où : $\Delta N = 0.0012 \leq 0.002 N$ et si $N = 0.1264 N$

On doit écrire :

$$N = (0.126 \pm 0.002) N$$

Règles générales pour arrondir les résultats :

1. On laisse inchangé le dernier chiffre significatif si le chiffre qui le suit est inférieur à 5.
2. On augmente d'une unité le dernier chiffre significatif si le nombre qui suit est supérieur à 5.

Exemple :

$$C' = 3.238 \text{ g/L et } \Delta C' = 0.021 \text{ g/L}$$

On majore toujours pour l'incertitude : $\Delta C' = 0.021 \text{ g/L} \leq 0.03 \text{ g/L}$;

Pour le résultat étant donné que l'incertitude porte sur le 2^{ème} chiffre après la virgule et le 3^{ème} chiffre 8 est supérieur à 5 donc on aura :

$$C' = (3.24 \pm 0.03) \text{ g/L}$$

3. Si le chiffre significatif est suivi d'un chiffre égale à 5, on conserve le chiffre 5 mais on le place entre parenthèse.

Exemple :

$$C = 0.003651 \text{ mol/L et } \Delta C = 0.00021 \text{ mol/L} \leq 0.0003 \text{ M}$$

$$C = (0.0036(5) \pm 0.0003) \text{ mol/L}$$

Si on a : $m = 25.4 \text{ g}$ et $\Delta m = 1.3 \text{ g} \leq 2 \text{ g}$ donc $m = (25 \pm 2) \text{ g}$.

Si on a : $m = 1025 \text{ g}$ et $\Delta m = 12 \text{ g} \leq 20 \text{ g}$ donc $m = (102(5) \pm 20) \text{ g}$.

Pour : $V_M = 7.15 \text{ mL}$ et $\Delta V_M = 0.1 \text{ mL}$ (burette) donc $V_M = (7.1(5) \pm 0.1) \text{ mL}$

et pour $V_{\text{pipette}} = 10 \text{ ml}$ et $\Delta V_p = 0.05 \text{ ml}$; $V_p = (10.00 \pm 0.05) \text{ ml}$

Dans le cas où : $N = 0.1 N$ et $\Delta N = 0.001 N$ donc $N = (0.100 \pm 0.001)N$.

EXEMPLE DE COMPTE RENDU

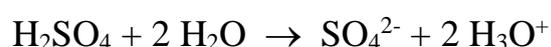
Afin de montrer à l'étudiant ce que doit contenir un compte rendu, nous avons développé ci-dessous, pour un dosage d'un diacide fort par une base forte, un compte rendu qui pourra servir de modèle.

But du TP

Déterminer le titre en normalité, molarité et concentration massique d'une solution d'acide Sulfurique H_2SO_4 à l'aide d'un dosage colorimétrique ou dosage volumétrique par la soude.

1) Dosage de H_2SO_4 / $NaOH$

a) Réaction de dissociation et du dosage :



b) Détermination du volume de soude versé à l'équivalence :

	$V_{grossier}$	9 ml
	V_1	8.4 mL
	V_2	8.3 mL
	$V_M \pm \Delta V_M$	(8.3(5) \pm 0.1) mL
	$\Delta V_{burette}$	0.1 mL
	$\Delta V_{pipette}$	0.05 mL
	$N_B \pm \Delta N_B$ (NaOH) =	(0.101 \pm 0.002) N
	$N_A \pm \Delta N_A$ (H_2SO_4) =	(\pm) N

2) Calcul de la normalité, molarité et la concentration massique de H₂SO₄

Calcul de la normalité :

Au point d'équivalence (PE) : $N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$

$$\Rightarrow N_A = \frac{N_B V_B}{V_A} = \frac{0.101 \times 8.35}{10}$$

$$\Rightarrow N_A = 0.08433 \text{ N}$$

Calcul d'incertitude sur N_A :

$$\begin{aligned} \Delta N_A &= N_A \left(\frac{\Delta N_B}{N_B} + \frac{\Delta V_B}{V_B} + \frac{\Delta V_A}{V_A} \right) \\ &= 0.08433 \left(\frac{0.002}{0.101} + \frac{0.1}{8.35} + \frac{0.05}{10} \right) \end{aligned}$$

d'où : $\Delta N_A = 0.0031 \text{ N} \leq 0.004 \text{ N}$ par conséquent : $N_A = (0.084 \pm 0.004) \text{ N}$

Remarque : $\frac{\Delta N_A}{N_A} = 0.037 = 3.7 \%$, lorsqu'on trouve une valeur de $\frac{\Delta X}{X}$ inférieur de 5%, on dit que notre méthode est fiable.

Calcul de la concentration molaire ou molarité :



donc le nombre d'équivalent $p = 2$.

$$N_A = p C_A = 2 C_A \Rightarrow C_A = \frac{N_A}{2}$$

$$C_A = \frac{0.084}{2} = 0.042 \text{ M} ; \Delta C_A = \frac{\Delta N_A}{2} = 0.002 \text{ M} \text{ d'où : } C_A = (0.042 \pm 0.002) \text{ M}$$

Concentration massique ou titre pondéral :

$$C'_A = M \cdot C_A = 98 \times 0.042 = 4.116 \text{ g/l}$$

$$\Rightarrow \Delta C'_A = M \cdot \Delta C_A = 98 \times 0.002 = 0.196 \text{ g/l} \leq 0.2 \text{ g/l} \text{ d'où : } C'_A = (4.1 \pm 0.2) \text{ g/l}$$

F i c h e t e c h n i q u e 1

La Sécurité au laboratoire de chimie

Règles de sécurité lors des TP de chimie:

Au cours des séances de TP de chimie de l'année, les étudiants sont amenés à :

- * utiliser de la verrerie fragile (pipette, burette, fiole jaugée...),
- * des appareils de chauffage (plaque chauffante...),
- * des produits chimiques (acides et bases relativement concentrés ; toxiques ; irritants ;...).

Il est impératif pour la sécurité des personnes et du matériel d'adopter une grande discipline comportementale et une grande rigueur expérimentale.

* Le port de la blouse en coton est obligatoire.

- Les habits doivent être accrochés au fond de la salle.

* Les étudiants doivent manipuler avec la blouse fermée.

- Tous les vêtements flottants (écharpes ou autres) doivent être enlevés. Les cheveux longs doivent être attachés.

* Les étudiants ne doivent prendre que le minimum d'affaires sur la paillasse.

- On ne doit jamais manipuler au-dessus d'un classeur ou polycopié ouvert.

* Les sacs doivent être rangés sous les paillasses.

- Aucun objet ne doit encombrer les allées.

* Les étudiants doivent toujours manipuler debout.

- Les tabourets ou les chaises doivent être rangés sous la paillasse afin de ne pas encombrer les allées.

* Le déplacement des étudiants dans le laboratoire est réduit au minimum.

* Tout étudiant doit penser à sa propre sécurité et aussi à celle de ses camarades.

* Reboucher tout flacon après usage.

* Ne pas se toucher le visage ou toute autre partie du corps au cours de la manipulation.

* Toute manipulation dangereuse doit être réalisée sous une hotte ventilée, avec vitres protectrices.

* *Le port de lentilles de contact est déconseillé au laboratoire.*

Manipuler correctement :

Le pipetage à la bouche est à proscrire, même pour des produits réputés peu nocifs.

* Ne jamais verser de l'eau dans un acide concentré, mais toujours de l'acide dans l'eau.

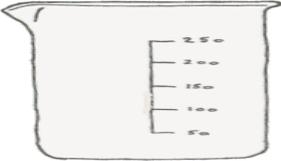
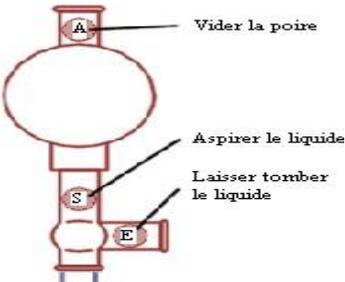
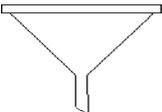
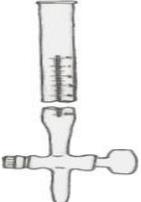
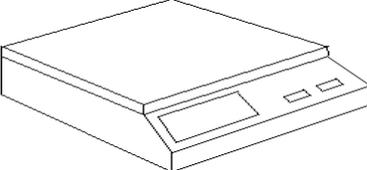
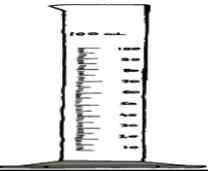
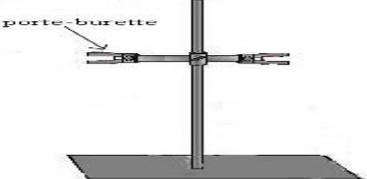
* Ne jamais refroidir brutalement un récipient en verre chaud.

* Ne pas jeter à l'évier n'importe quel produit chimique.

* Toujours se laver les mains après avoir manipulé un produit chimique et en fin de TP.

* A la fin de chaque TP, il convient de nettoyer le matériel ("vaisselle") et la paillasse puis de tout ranger.

Fiche technique 2 Matériel de laboratoires de chimie

		
Un Erlenmeyer 250 ml	Un bécher 250 ml	Un bécher 100 ml
		
Une poire à pipeter	Une fiole 250 ml	Une fiole 100 ml
		
Un entonnoir	Une pissette	Une burette 25 ml
		
Une pipette 10 ml	Une balance	Une spatule
		
Une éprouvette 100 ml	Une éprouvette 25 ml	Une éprouvette 10 ml
		
Un compte goutte	portoir tubes à essais	Statif excentrique

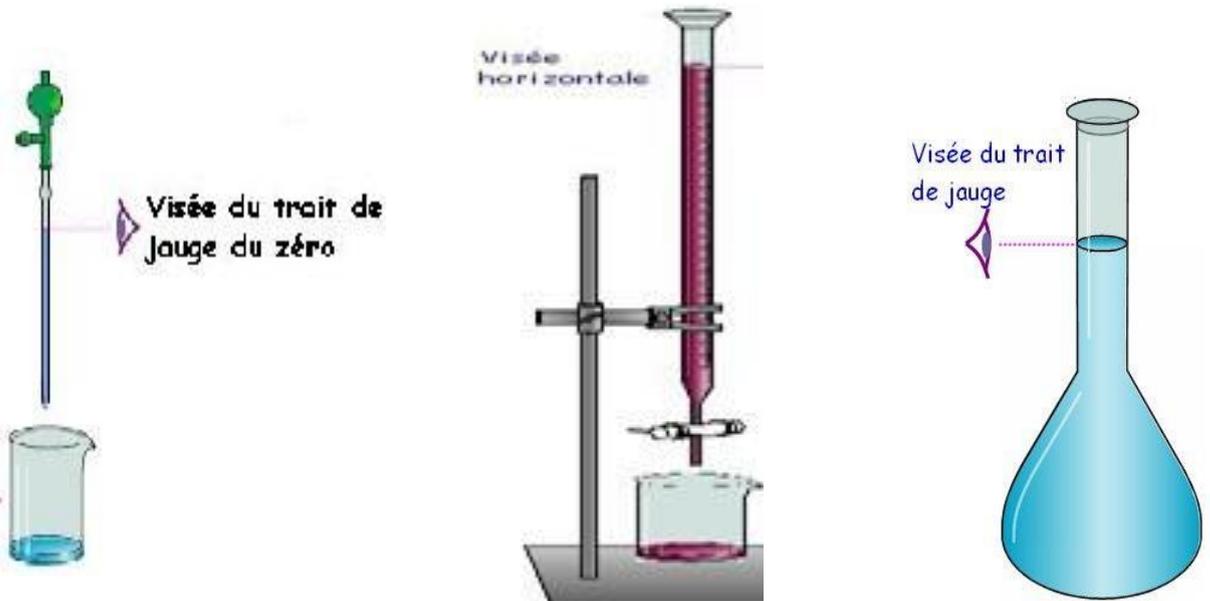
Fiche technique 3 Comment lire un volume

Le ménisque

Pour lire un volume ou pour ajuster un liquide au niveau d'un trait de jauge, il faut que la partie inférieure du ménisque soit au niveau du trait de jauge.



Valeur de volume relevée 20 ml



Indicateurs de fin de dosage ou

Indicateurs colorés de pH

Afin de mettre en évidence la fin du dosage, normalement invisible en raison de l'absence de couleur des solutions, on utilise un indicateur coloré de fin de réaction. C'est en général un monoacide faible de pKa donné, dont la couleur de la forme acide HA est nettement distincte de celle la forme A⁻.

Les indicateurs colorés doivent être utilisés en petite quantité, car un excès peut fausser le dosage.

Nom usuel de l'indicateur coloré	Couleur de la forme HA	Zone sensible, intervalle de pH	Couleur de la forme A ⁻
Bleu de thymol (premier virage)	Rouge	1.20-2.80	Jaune
Jaune d'alizarine R (premier virage)	Rouge	1.90-3.30	Jaune
Bleu de bromophénol	Jaune	3.00-4.60	Bleu
Hélianthine	Rouge	3.10-4.40	Jaune
Rouge d'alizarine S (premier virage)	Jaune	3.70-5.20	Violet
Vert de bromocrésol	Jaune	3.80-5.40	Bleu
Rouge de méthyle	Rouge	4.20-6.20	Jaune
Bleu de bromothymol (BBT)	Jaune	6.00-7.60	Bleu
Rouge de phénol	Jaune	6.80-8.40	Rouge
Rouge de crésol	Jaune	7.20-8.80	Rouge
Bleu de thymol (second virage)	Jaune	8.00-9.60	Bleu
Phénolphtaléine	Incolore	8.30-10.00	Violet
Thymolphtaléine	Incolore	9.30-10.50	Bleu
Rouge d'alizarine S (second virage)	Violet	10.00-12.00	Jaune
Jaune d'alizarine R (second virage)	Jaune	10.10-12.10	Violet
Vert de malachite (second virage)	Vert	11.50-13.20	Incolore
Carmin d'indigo	Bleu	11.60-14.00	Jaune

Fiche technique 4

CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS																			
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
K	Hydrogène 1 H 1,0079	État physique, à 20 °C, de l'élément à l'état de corps pur : X : solide X : liquide X : gaz X : élément artificiel																Hélium 2 He 4,0026	
L	Lithium 3 Li 6,941	Beryllium 4 Be 9,0122	Numéro atomique \rightarrow $\begin{matrix} \text{Nom} \\ \text{Z X} \\ \text{M} \end{matrix}$ \leftarrow Symbole Masse molaire atomique (en g.mol ⁻¹)										Colonne 1 (sauf l'hydrogène) : alcalins Colonne 2 : alcalinoterreux Colonne 16 : chalcogènes Colonne 17 : halogènes Colonne 18 : gaz nobles	Bore 5 B 10,811	Carbone 6 C 12,011	Azote 7 N 14,007	Oxygène 8 O 15,999	Fluor 9 F 18,998	Néon 10 Ne 20,180
M	Sodium 11 Na 22,990	Magnésium 12 Mg 24,305											Aluminium 13 Al 26,982	Silicium 14 Si 28,086	Phosphore 15 P 30,974	Soufre 16 S 32,066	Chlore 17 Cl 35,453	Argon 18 Ar 39,948	
N	Potassium 19 K 39,098	Calcium 20 Ca 40,078	Scandium 21 Sc 44,956	Titane 22 Ti 47,867	Vanadium 23 V 50,942	Chrome 24 Cr 51,996	Manganèse 25 Mn 54,938	Fer 26 Fe 55,845	Cobalt 27 Co 58,933	Nickel 28 Ni 58,693	Cuivre 29 Cu 63,546	Zinc 30 Zn 65,409	Gallium 31 Ga 69,723	Germanium 32 Ge 72,64	Arsenic 33 As 74,922	Selenium 34 Se 78,96	Brome 35 Br 79,904	Krypton 36 Kr 83,798	
O	Rubidium 37 Rb 85,468	Strontium 38 Sr 87,62	Yttrium 39 Y 88,906	Zirconium 40 Zr 91,224	Niobium 41 Nb 92,906	Molybdène 42 Mo 95,94	Technétium 43 Tc (97,9)	Ruthénium 44 Ru 101,07	Rhodium 45 Rh 102,91	Palladium 46 Pd 106,42	Argent 47 Ag 107,87	Cadmium 48 Cd 112,41	Indium 49 In 114,82	Étain 50 Sn 118,71	Antimoine 51 Sb 121,76	Tellure 52 Te 127,60	Iode 53 I 126,90	Xénon 54 Xe 131,29	
P	Césium 55 Cs 132,91	Baryum 56 Ba 137,33	*	Hafnium 72 Hf 178,49	Tantale 73 Ta 180,95	Tungstène 74 W 183,84	Rhénium 75 Re 186,21	Osmium 76 Os 190,23	Iridium 77 Ir 192,22	Platine 78 Pt 195,08	Or 79 Au 196,97	Mercuré 80 Hg 200,59	Thallium 81 Tl 204,38	Plomb 82 Pb 207,2	Bismuth 83 Bi 208,98	Polonium 84 Po (209)	Astate 85 At (210)	Radon 86 Rn (222)	
Q	Francium 87 Fr (223)	Radium 88 Ra (226)	**	Rutherfordium 104 Rf (261)	Dubnium 105 Dub (262)	Seaborgium 106 Sg (266)	Bohrium 107 Bh (264)	Hassium 108 Hs (277)	Meitnerium 109 Mt (268)	Darmstadtium 110 Ds (271)	Ununium 111 Uun (272)	Ununbium 112 Uub (285)	Ununquadium 114 Uuq (289)						
	*	Lanthane 57 La 138,91		Cérium 58 Ce 140,12	Praséodyme 59 Pr 140,91	Néodyme 60 Nd 144,24	Prométhium 61 Pm (145)	Samarium 62 Sm 150,36	Europium 63 Eu 151,96	Gadolinium 64 Gd 157,25	Terbium 65 Tb 158,93	Dysprosium 66 Dy 162,50	Holmium 67 Ho 164,93	Erbium 68 Er 167,26	Thulium 69 Tm 168,93	Ytterbium 70 Yb 173,04	Lutétiun 71 Lu 174,97		
	**	Actinium 89 Ac (227)		Thorium 90 Th 232,04	Protactinium 91 Pa 231,04	Uranium 92 U 238,03	Neptunium 93 Np (237)	Plutonium 94 Pu (244)	Américium 95 Am (243)	Curium 96 Cm (247)	Berkélium 97 Bk (247)	Californium 98 Cf (251)	Einsteinium 99 Es (252)	Fermium 100 Fm (257)	Mendelevium 101 Md (258)	Nobelium 102 No (259)	Lawrencium 103 Lr (262)		

TP N°1

PREPARATION DE SOLUTIONS ET DOSAGE ACIDE BASE

BUT DE LA MANIPULATION

Cette première manipulation est une séance d'initiation. Elle a pour objectif principal la familiarisation des étudiants avec le matériel et les instruments du laboratoire de chimie, ainsi on propose la préparation d'une solution de titre bien déterminé et son utilisation pour la caractérisation d'une autre solution.

La manipulation consiste à :

- 1) Préparer une solution d'acide chlorhydrique 0,1 mol/l.
- 2) Doser une solution de soude de titre inconnu par une solution d'acide chlorhydrique de titre 0,1 mol/l.

I- PREPARATION D'UNE SOLUTION DE HCL 0.1 mol/L

1) Quel volume V_i d'acide HCl commercial concentré, de densité 1,19 et contenant 37% en poids, doit être pris pour préparer 1 litre de solution 0,1 mol/l de HCl (solution A). (Regarder les notations sur la bouteille d'acide chlorhydrique commercial placée sous la hotte)

2) après avoir fait vérifier votre calcul par l'enseignant, et par raison de sécurité l'enseignant va préparer 1 litre de la solution A.

II- DOSAGE DE LA SOLUTION DE SOUDE NaOH (solution B)

1) Préparation de la burette :

La burette est rincée avec de l'eau distillée puis avec la solution A précédemment préparée, ensuite remplie avec la même solution.

Après avoir vérifié que la burette et le robinet ne contiennent pas de bulles d'air. On ajuste le niveau du liquide au zéro de la graduation (bas du ménisque ou pointe du trait bleu au niveau du zéro, l'œil étant placé également au même niveau).

2) Préparation de l'erlenmeyer :

La pipette est rincée avec la solution de la soude, avec laquelle on prélève 10 ml de la solution B qu'on introduit dans un Erlenmeyer.

On ajoute deux gouttes d'indicateur coloré le bleu de bromothymol (B.B.T).
Placer l'Erlenmeyer préparé précédemment sous la burette.

3) Dosage de la solution B par la solution A :

Il est conseillé d'effectuer un 1^{er} dosage grossier 1ml par 1 ml jusqu'au changement de couleur afin de déterminer approximativement le volume d'acide nécessaire pour atteindre le point d'équivalence.

Effectuer ensuite 2 dosages cohérents en versant goutte à goutte à partir de $V_g - 2$ ml (la différence entre V_1 et V_2 ne doit pas être supérieure à 0.2 ml).

Déterminer la normalité, la concentration molaire et la concentration massique de la solution de soude (solution B).

Exprimer les incertitudes sur ces grandeurs.

TP N°2

DOSAGE D'OXYDOREDUCTION : MANGANIMÉTRIE

GÉNÉRALITÉS

Rappels

Selon les conceptions de la chimie électronique le processus d'oxydation ou de réduction se ramène à un échange d'électrons.

L'oxydation : correspond à une perte d'électrons ($\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$)

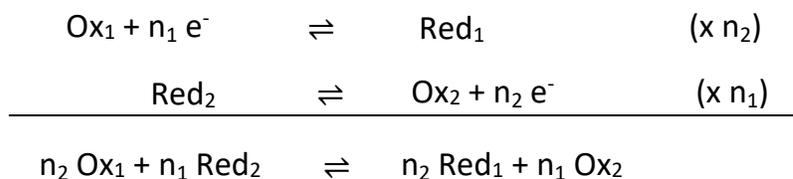
La réduction : correspond à un gain d'électrons ($\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$)

Les électrons n'existent pas à l'état libre, l'oxydation ne peut se faire sans une réduction simultanée et inversement.

Un oxydant : est un atome, molécule ou ion qui capte des électrons ($\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$)

Un réducteur : est un atome, molécule ou ion qui cède des électrons ($\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$)

Oxydant et réducteur sont liés par les relations suivantes :



Il y a transfert d'électrons d'un corps sur un autre mais le nombre d'atomes et la charge des électrons sont conservés dans toute réaction d'oxydoréduction.

Nombre ou degré d'oxydation

Des règles arbitraires permettent d'attribuer une charge positive ou négative aux atomes engagés dans une liaison chimique.

Cette charge formelle est le nombre d'oxydation ou le degré d'oxydation.

a) Règle

1 - le degré d'oxydation d'un élément constituant un corps simple est nul ($\text{do}=0$)

(Exemple : H dans H_2 , I dans I_2 , Na, Fe, Mg, S etc.).

2 - le degré d'oxydation d'un ion simple est égal à sa charge

Exemple : Cl^- : $\text{do} = -1$



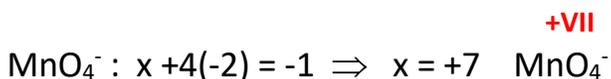
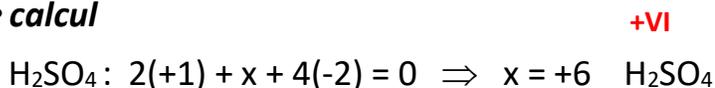
3 – dans une molécule, la somme des degrés d'oxydation des atomes liés entre eux est égale à 0 ($\sum do = 0$).

4 -la somme algébrique des degrés d'oxydation dans un ion composé est égale à la charge de l'ion ($\sum do = \text{charge}$).

Avec - le degré d'oxydation de l'hydrogène dans une molécule ou un ion composé est égal a + 1 (sauf cas de l'hydrure).

-le degré d'oxydation de l'oxygène dans une molécule ou un ion composé est égal à -2 (sauf dans les peroxydes).

b) Exemple de calcul

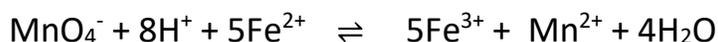
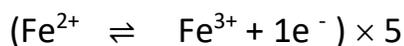
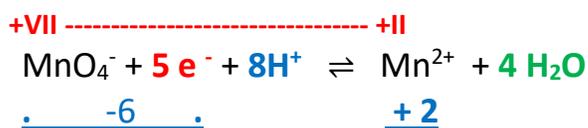
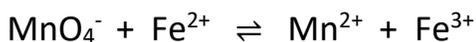


c) Comment équilibrer une réaction d'oxydoréaction

La méthode consiste à :

- Décomposer la réaction globale d'oxydoréduction en une réaction d'oxydation et une réaction de réduction.
- Evaluer le nombre d'électron dans chacune de ces réactions.
- En déduire le nombre de moles d'oxydant et de réducteur qui doivent réagir pour que le nombre d'électrons libérés par le réducteur doit égal au nombre d'électrons captés par l'oxydant.
- Equilibrer la charge électrique
- Equilibrer le nombre d'atomes

Exemple: Equilibrer la réaction suivante en milieu acide :



La manganimétrie est l'ensemble des dosages d'oxydoréduction dans lesquels on utilise le permanganate de potassium KMnO_4 .

but de la manipulation

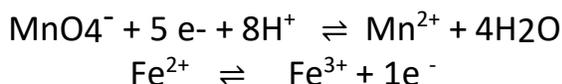
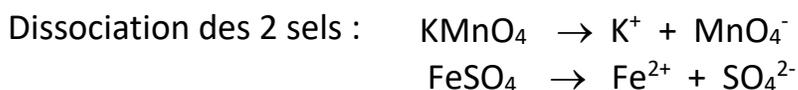
La manipulation consiste à :

- Doser une solution de permanganate de potassium KMnO_4 de titre inconnu par une solution de sulfate ferreux FeSO_4 de normalité connue.

Dosage de KMnO_4 par FeSO_4

1) Théorie

En milieu acide le sulfate ferreux FeSO_4 réagit sur permanganate de potassium selon l'équation les réactions :



Ecrire la réaction d'oxydoréduction globale.

2) Mode opératoire

La burette :

- Placer un bécher "poubelle" sous la burette
- Rincer la burette à l'eau distillée en versant quelques millilitres d'eau distillée puis en vidant.
- Rincer ensuite la burette avec la solution de KMnO_4 en ajouter quelques millilitres de **solution (2 ml au maximum pour une burette de 25 ml)**.
- Vider complètement la burette.
- Fermer le robinet et remplir la burette avec la solution de KMnO_4 jusqu'à environ 2 cm au-dessus du zéro.
- Avant d'ajuster le zéro, vérifier que la burette ne contient plus de bulle d'air, en particulier sous le robinet ; si c'est le cas, " chasser " la bulle.
- Ajuster le zéro.

Erlenmeyer :

10 ml de la solution FeSO_4 prélevée à la pipette, préalablement lavée avec l'eau distillée puis par la solution de FeSO_4 , y ajouter un volume de 5 ml de H_2SO_4 concentré (2N) prélevé à l'éprouvette.

Verser la solution de KMnO_4 tout en agitant jusqu'à l'apparition d'une coloration rose persistante indiquant la fin de la réaction de dosage.

Réaliser ainsi 2 mesures précises.

Résultats :

Calculer la normalité, la molarité et la concentration massique de KMnO_4 et évaluer les incertitudes sur ces grandeurs.

$$N_{\text{KMnO}_4} \pm \Delta N_{\text{KMnO}_4} = (\quad \pm \quad)$$

$$C_{\text{KMnO}_4} \pm \Delta C_{\text{KMnO}_4} = (\quad \pm \quad)$$

$$C'_{\text{KMnO}_4} \pm \Delta C'_{\text{KMnO}_4} = (\quad \pm \quad)$$

Travaux Pratiques

Noms	Prénoms	Nom d'enseignant	
.....	Groupe	
.....	Date	
.....	N° paillasse	

TP N° 1

PRÉPARATION DE SOLUTIONS ET DOSAGE ACIDE BASE

Quel est le but du TP

.....
.....
.....

1) Préparation d'une solution 0,1 mol/l d'acide chlorhydrique à partir de HCl commercial.

Quel volume V_i d'acide HCl commercial concentré, de densité **1,19** et contenant **37%** en poids, doit être pris pour préparer **1 litre** de solution **0,1 M** de HCl.

Démontrer d'abords que la concentration molaire d'acide chlorhydrique commercial est

sous la forme :
$$C = \frac{d \cdot W_i \cdot \rho_{eau}}{M}$$

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

Calcul du volume V_i

.....
.....
.....

TP N° 2

DOSAGE D'OXYDOREDUCTION : MANGANIMÉTRIE

Quel est le but du TP

.....

.....

.....

II- Dosage du permanganate de potassium par le sulfate ferreux

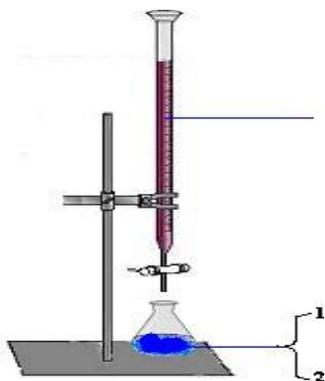
a) Ecrire les réactions de dissociation et la réaction globale d'oxydoréduction du dosage de $KMnO_4 / FeSO_4$.

.....

.....

.....

b) Déterminer le volume de $KMnO_4$ versé à l'équivalence.



V_1 (ml)	
V_2 (ml)	
V_{moy} (ml)	
$\Delta V_{burette}$	0.1 ml
$\Delta V_{pipette}$	0.05 ml
$N_{FeSO_4} \pm \Delta N_{FeSO_4}$	(0.050 ± 0.001)N

c) Calculer la normalité, la molarité et la concentration massique de $KMnO_4$. Evaluer explicitement les incertitudes sur ces grandeurs.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

