

NOTE

/20

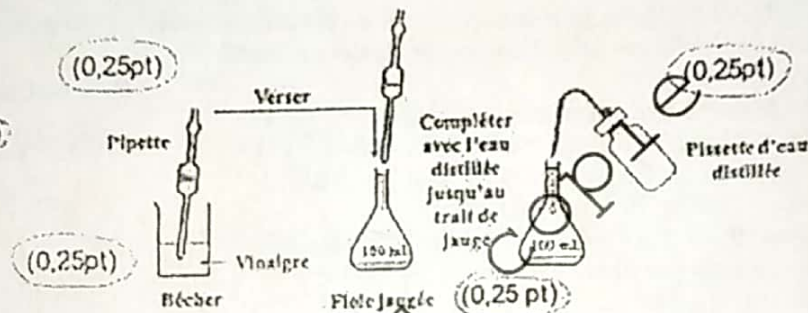
Faculté de Chimie
Examen de TP de Chimie 1
Durée 1 heure
2^{ème} Vague

NOM :
PRENOM :
MATRICULE :
SECTION : GROUPE :

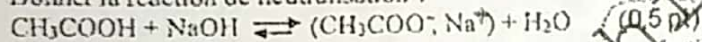
- 1- Exercice 1 : (4pt) On se propose de doser une solution d'un vinaigre commerciale avec NaOH (0.05 M) point équivalent égal à 12,2 ml. Sachant que le volume de prise d'essai de la solution à doser (vinaigre) est de 10 ml et la masse Schématiser le mode opératoire à suivre pour la dilution et nommer la verrerie utilisée ?

$$V_f = 20 V_i$$

$$V_f = V_i \times 20 = 100/20 = 5 \text{ ml} \quad (0,25 \text{ pt})$$



- 2- Donner la réaction de neutralisation ?



- 3- Calculer le degré d'acidité ?

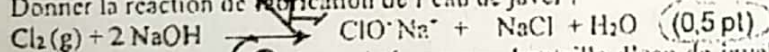
$$d^\circ = \frac{C_0 \times M}{10 \times \rho} \quad (0,5 \text{ pt}), \quad C_0 = 20 \text{ CA} \quad (0,25 \text{ pt}), \quad \frac{C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{CH}_3\text{COOH}}} \quad (0,25 \text{ pt})$$

$$d^\circ = \frac{C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} \times 20 \times M}{V_{\text{CH}_3\text{COOH}} \times 10 \times \rho} \quad (0,5 \text{ pt}), \quad \Rightarrow \quad d^\circ = 7 \quad (0,75 \text{ pt})$$

Données : $M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ g/mol}$

Exercice 2 : (5pt) L'eau de javel est un désinfectant énergétique constituée, entre autres, d'un mélange équimolaire d'ions chlorure et d'ions hypochlorite.

- 1- Donner la réaction de fabrication de l'eau de javel ?



- 2- On désire vérifier l'indication portée sur une bouteille d'eau de javel 14° chl. Le protocole du dosage réalisé est décrit ci-dessous :

- Dilution de la solution commerciale 15 fois.
- Réalisation d'un mélange : 10 ml eau de javel diluée + 20 ml KI + 10 ml HCl.
- Dosage du mélange obtenu par thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (0.1M)

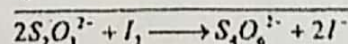
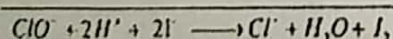
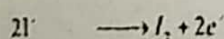
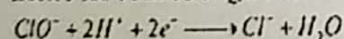
- a- Donner la définition du degré chlorométrique (chl°) ?

C'est le volume de Cl_2 gazeux exprimé en litre nécessaire pour préparer 1 litre d'eau de javel dans les conditions normales de pression et de température. (0,5 pt)

- b- Expliquer l'utilisation d'un excès du KI ?

Pour assurer que la réaction d'oxydation de I^- en I_2 soit totale et éviter la réaction inverse. (0,5 pt)

- c- Ecrire les réactions globales au cours du dosage ?



- 2- Sachant que le nombre de mole de Cl_2 (gaz) est $n_{\text{Cl}_2} = 0.625 \text{ mol}$.

- Quel est le volume nécessaire de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ pour atteindre le point équivalent ?

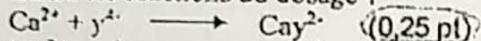
$$n_{\text{O}_2} = n_{\text{I}_2} = n_{\text{CO}_2} \quad (0,25 \text{ pt})$$

Dosage de I_2 : Au pt équivalent: $V_{S_2O_8^{2-}} = \frac{2C_{I_2} \times V_{I_2}}{C_{S_2O_8^{2-}}}$ (0,25 pt) avec: $C = 15C$ (0,25 pt) et $V_{I_2} = 10$ ml

$$n_{I_2} = 0.625 \text{ mol} \Rightarrow V_{S_2O_8^{2-}} = \frac{2 \times 0.625 \times 10}{0.1 \times 15} \text{ (0,5 pt)} \quad V_{S_2O_8^{2-}} = 8.33 \text{ ml (0,75 pt)}$$

Exercice 3: (5pt) L'étude de la dureté de trois (3) eaux minérales notées (A, B, C) a donné les résultats suivants: A: $Ca^{2+} = 81 \text{ mg/l}$, $Mg^{2+} = 24 \text{ mg/l}$; B: $C_{(Ca^{2+} + Mg^{2+})} = 3.75 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$; C: $TH = 20$. Les dosages sont effectués par de l'EDTA ($C_{EDTA} = 0.01 \text{ mol/l}$) et d'une solution tampon.

1- Ecrire les réactions du dosage?



2- Quel est le paramètre qui rend ces réactions totales? comment peut-on le contrôler?

C'est le PH (0,5 pt), on peut le contrôler par l'ajout d'une solution tampon (0,5 pt)

3- Quel est le complexant utilisé comme indicateur coloré?

C'est le NET (0,5 pt)

4- Calculer le degré hydrotimétrique (TH) de chaque eau?

A: $C_{Ca^{2+}} = 81 \text{ mg/l} \Rightarrow C_{Ca^{2+}} = 2.02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$ (0,5 pt)

$C_{Mg^{2+}} = 24 \text{ mg/l} \Rightarrow C_{Mg^{2+}} = 9.87 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$ (0,5 pt)

$C_{Ca^{2+} + Mg^{2+}} = 3.007 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$ (0,25 pt)

$1^{\circ}TH \rightarrow 10^{-4} M (Ca^{2+}, Mg^{2+})$ (0,25 pt) $\Rightarrow TH_A = 30$ (0,5 pt)

5- Classer ces eaux par ordre décroissant de dureté?

B > A > C (0,5 pt)

Données: $M(Ca^{2+}) = 40.1 \text{ g/mol}$, $M(Mg^{2+}) = 24.3 \text{ g/mol}$

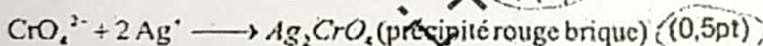
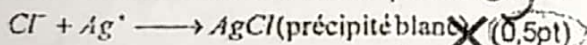
B: $C_{Ca^{2+} + Mg^{2+}} = 3.75 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$

$TH_B = 37.5$ (0,5 pt)

Exercice 4: (6pt) Les volumes de nitrate d'argent ($AgNO_3$) versés lors du dosage des ions chlorures (Cl^-) contenus dans une eau minérale en présence de chromate de potassium (K_2CrO_4) sont regroupés dans le tableau ci-dessous, sachant que le volume de prise d'essai: $V_{eau\ minérale} = 20$ ml, $C_{AgNO_3} = 0.0125 \text{ mol/l}$.

1- Quelle est la nature du dosage? C'est dosage par précipitation (0,5 pt)

2- Ecrire les différentes réactions qui ont eu lieu?



3- Calculer la concentration massique des ions Cl^- sachant que $M_{Cl^-} = 35.5 \text{ g/mol}$.

$$\text{Au point équivalent: } C_{AgNO_3} \times V_{AgNO_3} = C_{Cr} \times V_{Cr} \Rightarrow C_{Cr} = \frac{C_{AgNO_3} \times V_{AgNO_3}}{V_{Cr}} \text{ (0,25 pt)}$$

$$C_{massique} = C_{molaire} \times M_{Cl^-} \text{ (0,5 pt)}$$

4- Calculer l'incertitude sur la concentration massique par la méthode classique.

Données: $\Delta V_{burette} = 0.05 \text{ ml}$, $\Delta V_{pipette} = 0.01 \text{ ml}$, $\Delta C_{AgNO_3} = 10^{-4} \text{ mol/l}$.

$V_{AgNO_3} \text{ (ml)}$	4	4.2	4.3
$C_{Cl^-} \text{ (mol/l)}$	$2.5 \cdot 10^{-3}$	$2.62 \cdot 10^{-3}$	$2.68 \cdot 10^{-3}$
$C_{mCl^-} \text{ (g/l)}$	$8.8 \cdot 10^{-2}$	$9.30 \cdot 10^{-2}$	$9.51 \cdot 10^{-2}$

(0,25 pt * 3)

(0,25 pt * 3)

$$C_{Cl^-} = \overline{C}_{Cl^-} \pm \Delta C_{Cl^-}, \quad \overline{C}_{Cl^-} = 9.2 \cdot 10^{-2} \text{ g/l (0,25)}, \quad V_{AgNO_3} = 4.17 \text{ ml (0,25)}$$

$$\text{Au point équivalent: } C_{AgNO_3} \times V_{AgNO_3} = C_{Cr} \times V_{Cr} \Rightarrow C_{Cr} = \frac{C_{AgNO_3} \times V_{AgNO_3} \times M}{V_{Cr}} \text{ (0,25 pt)}$$

$$\Delta C_{Cr} = \overline{C}_{Cr} \left[\frac{\Delta C_{AgNO_3}}{C_{AgNO_3}} + \frac{\Delta V_{AgNO_3}}{V_{AgNO_3}} + \frac{\Delta V_{Cr}}{V_{Cr}} + \frac{\Delta M}{M} \right] \text{ (0,5 pt)}$$

$$\Delta C_{Cl^-} = 0.0019 \text{ (0,75 pt)}, \quad C_{Cl^-} = 0.0920 \pm 0.0019 \text{ g/l (0,25 pt)}$$

NOTE 10	USTHB Université de Sciences et de Technologie de Haute-Bordj Faculté de Chimie TP CHIMIE 1 Durée 1 HEURE 15 Mn 1 ^{ère} vague Sujet 1	NOM : _____
		PRENOM(S) : _____
		MATRICULE : _____
		SECTION : _____ GROUPE : _____

Examen de TP DU 1^{er} SEMESTRE 2013/2014

Partie I : Lors du dosage (sans dilution) de l'acidité d'un vinaigre par une solution de NaOH 0.2 M, on obtient un volume au point équivalent égal à 3 ml. Quel est le degré d'acidité de ce vinaigre sachant que le volume de prise d'essai de la solution à doser (de vinaigre) est $V_p = 10$ ml ?

On donne : $\rho_{\text{vinaigre}} = 0.9997$ g/ml ; $M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60$ g

Au point équivalent : $N_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \Rightarrow C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = \frac{0.2 \times 3}{10} = 0.06 \text{ M}$

$\Rightarrow C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{0.2 \times 3}{10} = 0.06 \text{ M}$; $\rho = \frac{C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \times M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \times 100}{\rho_{\text{vinaigre}}} = \frac{0.06 \times 60 \times 100}{0.9997} = 3.6$

Partie II : Lors d'un dosage (sans dilution) de trois (03) eaux de javel différentes, un étudiant a trouvé les résultats suivants :

1^{ère} eau de javel : $^\circ\text{Chl} = 4$

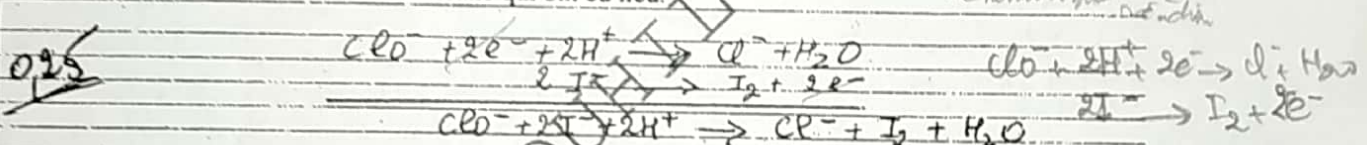
2^{ème} eau de javel : $n_{\text{Cl}_2(\text{g})} = 0.223$ mole : nombre de moles de $\text{Cl}_2(\text{g})$ à TPN utilisé pour préparer un (01) litre d'eau de javel.

3^{ème} eau de javel : $V_{\text{Cl}_2(\text{g})} = 3.5$ litres de $\text{Cl}_2(\text{g})$ à TPN ont été utilisés pour préparer un (01) litre d'eau de javel.

Cet étudiant a suivi les étapes suivantes :

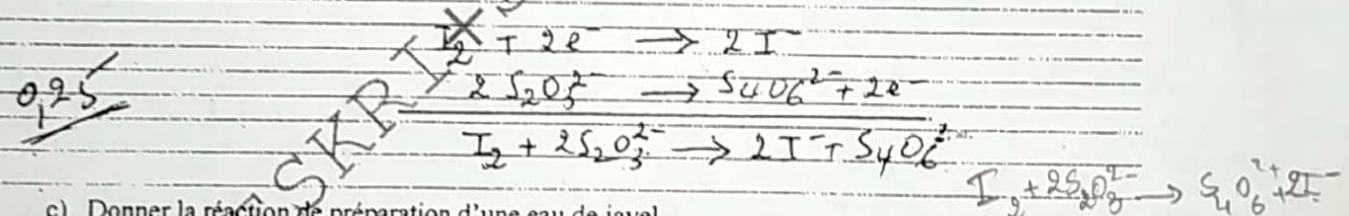
a) Réalisation du mélange suivant : 10 ml d'eau de javel + 20 ml de KI + 10 ml de HCl,

Ecrire les demi-réactions et la réaction totale qui ont eu lieu.

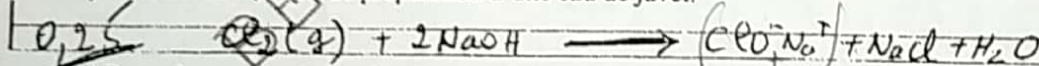


b) Dosage du mélange par une solution de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0.25 M :

Ecrire les demi-réactions et la réaction totale qui ont eu lieu



c) Donner la réaction de préparation d'une eau de javel.



d) Pour chaque eau de javel, calculer le volume de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ versé au point équivalent.

Sachant que : réaction (a) + réaction (c)

0.25 $\Rightarrow n_{\text{Cl}_2(\text{g})} = n_{\text{ClO}^-} = n_{\text{I}_2}$

A TPN : 1 mole de $\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2.4 \text{ l de } \text{Cl}_2(\text{g})$

$n_{\text{Cl}_2(\text{g})} = n_{\text{Cl}_2(\text{g})} \rightarrow ^\circ\text{chl}$

0.25 $\Rightarrow ^\circ\text{chl} = n_{\text{Cl}_2(\text{g})} \times 2.4$

Dosage de I_2 : $V_{\text{p}} = 10 \text{ ml}$

$V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = \frac{2e_{\text{I}_2} \cdot V_{\text{I}_2}}{C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}$; $V_{\text{I}_2} = V_p = 10 \text{ ml}$

1^{ère} Eau de Javel : $^\circ\text{chl} = 4 \Rightarrow n_{\text{Cl}_2(\text{g})} = \frac{4}{2.4} = 0.178 \text{ M}$

$\Rightarrow V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = \frac{2 \times 0.178 \times 10}{0.25} = 14.25 \text{ ml}$ **0.25**

2^{ème} Eau de Javel : $n_{\text{Cl}_2(\text{g})} = 0.223 \text{ mole}$

$\Rightarrow V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = \frac{2 \times 0.223 \times 10}{0.25} = 17.85 \text{ ml}$ **0.25**

3^{ème} Eau de Javel : $V_{\text{Cl}_2(\text{g})} = 3.5 \text{ l} \Rightarrow n_{\text{Cl}_2(\text{g})} = \frac{3.5}{2.4} = 1.56$

$\Rightarrow V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = \frac{2 \times 1.56 \times 10}{0.25} = 12.5 \text{ ml}$ **0.25**

Partie III : Lors de l'étude de la qualité d'une eau minérale, un étudiant a effectué trois (03) essais et a trouvé les résultats suivants :

1^{er} essai : $^{\circ}\text{TH} = 20$ | 2^{ème} essai : $\text{Ca}^{2+} = 45 \text{ mg/l}$ et $\text{Mg}^{2+} = 23.5 \text{ mg/l}$ | 3^{ème} essai : $\text{C}(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = 20.5 \cdot 10^{-4} \text{ mole/l}$

Les dosages sont effectués en présence de l'EDTA ($\text{C}_{\text{EDTA}} = 0.01 \text{ M}$) et d'un mélange tampon.

a) Quel est la nature du dosage ?

0,25 C'est un dosage Complexométrique

b) Expliquer le rôle du mélange tampon.

0,25 $\text{Ca}^{2+} + \text{Y}^{4-} \rightarrow \text{CaY}^{2-}$; Pour que les 2 réactions soient totales
 $\text{Mg}^{2+} + \text{Y}^{4-} \rightarrow \text{MgY}^{2-}$; Il faut travailler à $9 < \text{pH} < 10$ du mélange tampon

c) Pour chaque essai, calculer le volume d'EDTA versé sachant que le volume de prise d'essai d'eau minérale est de 50 ml ($V_{\text{Eau minérale}} = 50 \text{ ml}$ est pris en utilisant une fiole jaugée de 50 ml).

On donne : $M_{\text{Ca}} = 40.08 \text{ g}$ et $M_{\text{Mg}} = 24.3 \text{ g}$

Au point équivalent : $C_{\text{Ca}^{2+}} \times V_{\text{eau}} = C_{\text{EDTA}} \times V_{\text{EDTA}}$
 $\Rightarrow V_{\text{EDTA}} = [C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) \times V_{\text{eau}}] / C_{\text{EDTA}}$ 0,25

1^{er} Essai : $^{\circ}\text{TH} = 20 \Rightarrow C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = 20 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

2^{ème} Essai : $\text{Ca}^{2+} : 45 \text{ mg/l} \Rightarrow C_{\text{Ca}} = 11,25 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
 $\text{Mg}^{2+} : 23,5 \text{ mg/l} \Rightarrow C_{\text{Mg}} = 9,67 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

$\Rightarrow C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = 20,89 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
 $\Rightarrow ^{\circ}\text{TH} = 20,89$ 0,25

3^{ème} Essai : $C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = 20,5 \cdot 10^{-4} \text{ M} \Rightarrow ^{\circ}\text{TH} = 20,5$
 Avec : 1°TH 0,25

Calcul de V_{EDTA} 0,25

1^{er} Essai : $(V_{\text{EDTA}})_1 = \frac{20,16 \cdot 10^{-4} \times 50}{0,01} = 10,08 \text{ ml}$ 0,25

2^{ème} Essai : $(V_{\text{EDTA}})_2 = \frac{20,89 \cdot 10^{-4} \times 50}{0,01} = 10,445 \text{ ml}$ 0,25

3^{ème} Essai : $(V_{\text{EDTA}})_3 = \frac{20,5 \cdot 10^{-4} \times 50}{0,01} = 10,25 \text{ ml}$ 0,25

d) Calculer l'incertitude sur le degré hydrothymétrique par les 2 méthodes de calcul d'erreur sachant que $\Delta V(\text{burette}) = 0.05 \text{ ml}$, $\Delta V(\text{fiole jaugée}) = 0.1 \text{ ml}$ et que pour $n=3$, $t=4.3$

Méthode classique :

$$\frac{\Delta ^{\circ}\text{TH}}{^{\circ}\text{TH}} = \frac{\Delta C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+})}{C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+})}$$

$$C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = \frac{C_{\text{EDTA}} \times V_{\text{EDTA}}}{V_{\text{eau}}}$$

$$\frac{\Delta C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+})}{C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+})} = \frac{\Delta ^{\circ}\text{TH}}{^{\circ}\text{TH}} = \frac{\Delta V_{\text{EDTA}}}{V_{\text{EDTA}}} + \frac{\Delta V_{\text{eau}}}{V_{\text{eau}}}$$

$$\Rightarrow \Delta ^{\circ}\text{TH} = ^{\circ}\text{TH} \left(\frac{\Delta V_{\text{EDTA}}}{V_{\text{EDTA}}} + \frac{\Delta V_{\text{eau}}}{V_{\text{eau}}} \right) = 20,46 \left(\frac{0,05}{10,25} + \frac{0,1}{50} \right) = 0,14$$

$$\Rightarrow \Delta ^{\circ}\text{TH} = 0,14 \Rightarrow ^{\circ}\text{TH} = 20,46 \pm 0,14 (0,25)$$

Méthode statistique :

1) Calcul de $^{\circ}\text{TH}$: $^{\circ}\text{TH} = 20,46$

2) Calcul de σ : $\sigma = 0,446$

3) Calcul de σ_m : $\sigma_m = 0,257$

4) Calcul de β : $\beta = 4,3 \times 0,257 = 1,10$ 0,5

$$\Rightarrow ^{\circ}\text{TH} = 20,46 \pm 1,10 (0,25)$$

Partie IV : La concentration massique C_m obtenue lors d'un dosage des ions chlorures Cl^-

contenus dans une eau minérale en présence du nitrate d'argent AgNO_3 est $C_m = 25 \text{ mg/l}$.

(on rappelle que le dosage des ions Cl^- se fait en présence de quelques gouttes de K_2CrO_4).

Sachant que $C_{\text{AgNO}_3} = 0,01 \text{ mole/l}$ et que le volume de prise d'essai est $V_{\text{eau minérale}} = 25 \text{ ml}$:

a/- Quel est le rôle de K_2CrO_4 dans ce dosage ?


0,25 AgCl est un sel peu soluble par rapport à Ag_2CrO_4 . Donc AgCl va précipiter en premier. L'apparition d'une coloration rouge brique signifie que la précipitation de Ag_2CrO_4 a commencé donc la réaction de précipitation de AgCl est terminée \Rightarrow le dosage des Cl^- est terminé. Le point d'équivalence est atteint.

b/- Calculer le volume de AgNO_3 versé.

Au point équivalent : $C_{\text{Cl}^-} \times V_{\text{eau minérale}} = C_{\text{AgNO}_3} \times V_{\text{AgNO}_3} \Rightarrow V_{\text{AgNO}_3} = \frac{C_{\text{Cl}^-} \times V_{\text{eau}}}{C_{\text{AgNO}_3}}$ 0,25

$C_m = \frac{C_{\text{Cl}^-}}{1000} \times 10^3 \Rightarrow C_{\text{Cl}^-} = \frac{C_m}{1000} = \frac{25}{1000} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

$\Rightarrow V_{\text{AgNO}_3} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} \times 25}{0,01} = 176 \text{ ml}$ 0,25

NOTE	 Université de la Technologie Faculté de Chimie TP CHIMIE 1 Durée 1 HEURE 15 Mn 2 ^{ème} vague Sujet 2	NOM : _____
		PRENOM(S) : _____
		MATRICULE : _____
		SECTION : _____ GROUPE : _____

Examen de TP DU 1^{er} SEMESTRE 2013/2014

X Partie I : Lors du dosage de la basicité d'une solution de déboucheur, on obtient un pourcentage massique (%) en NaOH égal à 12.25. Calculer la concentration initiale de la solution de déboucheur.

On donne : $\rho_{\text{déboucheur}} = 1.137 \text{ g/ml}$; $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g}$

Partie II : Lors d'un dosage (sans dilution) de trois(03) eaux de javel différentes, un étudiant a trouvé les résultats suivants :

1^{ère} eau de javel : $n_{\text{Cl}_2(\text{g})} = 0.312 \text{ mole}$: nombre de moles de $\text{Cl}_2(\text{gaz})$ à TPN utilisé pour préparer un(01) litre d'eau de javel.

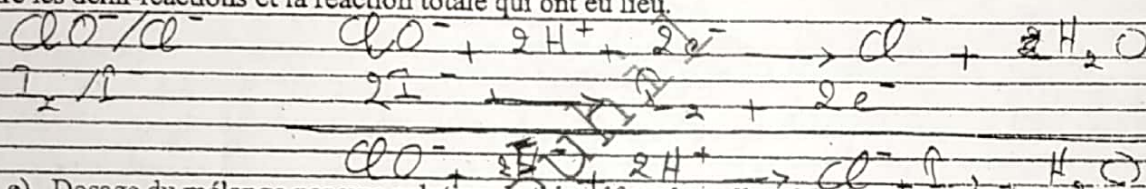
2^{ème} eau de javel : $V_{\text{Cl}_2(\text{gaz})} = 7.5 \text{ litres}$ de $\text{Cl}_2(\text{gaz})$ à TPN utilisé pour préparer un(01) litre d'eau de javel.

3^{ème} eau de javel : $^{\circ}\text{Chl} = 8$.

Cet étudiant a suivi les étapes suivantes :

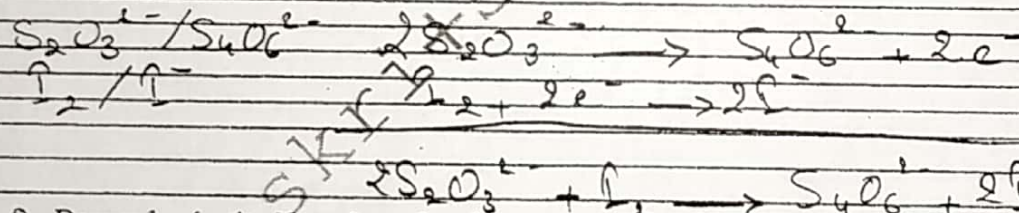
d) Réalisation du mélange suivant : (10 ml d'eau de javel + 20 ml de KI + 10 ml de HCl).

Ecrire les demi-réactions et la réaction totale qui ont eu lieu.

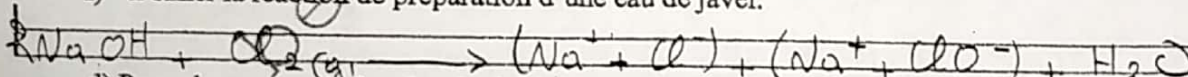


e) Dosage du mélange par une solution de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,4 M.

Ecrire les demi-réactions et la réaction totale qui ont eu lieu



f) Donner la réaction de préparation d'une eau de javel.



d) Pour chaque eau de javel, calculer le volume de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ versé au point équivalent.

1^{ère} eau de javel :

$$\begin{aligned} 1 \text{ ml de } (\text{Cl}_2) &\rightarrow 22,4 \text{ l} \\ n \text{ ml de } (\text{Cl}_2) &\rightarrow V_{\text{Cl}_2} = 22,4 \text{ ml } ^{\circ}\text{Chl} \\ ^{\circ}\text{Chl} &= 22,4 \times \frac{1}{2} \times C_b \times V_{\text{versé}} \\ V_{\text{versé}} &= ^{\circ}\text{Chl} \times 2 \times \frac{V_{\text{eau javel}}}{C_b} \\ &= 0,312 \times 22,4 \times 2 \times \frac{10}{22,4 \times 0,4} = 15,6 \text{ ml} \end{aligned}$$

2^{ème} eau de javel :

$$\begin{aligned} V_{\text{versé}} &= ^{\circ}\text{Chl} \times 2 \times \frac{V_{\text{eau javel}}}{C_b} \\ &= 7,5 \times 2 \times \frac{10}{22,4 \times 0,4} = 16,7 \text{ ml} \end{aligned}$$

3^{ème} eau de javel :

$$V_{\text{versé}} = 8 \times 2 \times \frac{10}{22,4 \times 0,4} = 17,8 \text{ ml}$$

Partie III : Lors de l'étude de la qualité d'une eau minérale, un étudiant a effectué trois (03) essais et a trouvé les résultats suivants :

1^{er} essai : $C_{Ca^{2+} + Mg^{2+}} = 8.75 \cdot 10^{-4}$ mole/l | 2^{ème} essai : °TH = 9 | 3^{ème} essai : $Ca^{2+} = 23$ mg/l et $Mg^{2+} = 7.5$ mg/l

Les dosages sont effectués en présence de l'EDTA ($C_{EDTA} = 0.1M$) et d'un mélange tampon.

a) Expliquer le rôle du mélange tampon.

ajouter une solution tampon pour ne pas avoir de réaction concourante $Ca(OH)_2$ $Mg(OH)_2$

b) Pour chaque essai, calculer le volume d'EDTA versé sachant que le volume de prise d'essai d'eau minérale est de 50 ml ($V_{Eau\ minérale} = 50$ ml est pris en utilisant une fiole jaugée de 50 ml).

On donne : $M_{Ca} = 40.08$ g et $M_{Mg} = 24.3$ g

1^{er} essai :

$$TH = (Ca^{2+} + Mg^{2+}) \times 10^4$$

$$TH = 10^4 \times C_{EDTA} \times V_{eq}$$

$$V_{eq} = \frac{TH}{10^4 \times C_{EDTA}} \times V_{eau}$$

$$= \frac{9}{10^4 \times 0.1} \times 50 = 4.5 \text{ ml}$$

2^{ème} essai :

$$V_{eq} = \frac{TH \cdot V_{eau}}{10^4 \times C_{EDTA}}$$

$$= \frac{9 \times 50}{10^4 \times 0.1} = 4.5 \text{ ml}$$

3^{ème} essai :

$$V_{eq} = \frac{(Ca^{2+} + Mg^{2+}) \times 10^4 \times V_{eau}}{10^4 \times C_{EDTA}}$$

$$= \frac{(23 + 7.5) \times 10^4 \times 50}{10^4 \times 0.1} = 4.39 \text{ ml}$$

c) Quelle est la nature de cette eau. Justifier votre réponse.

°TH = 9 donc c'est une eau douce

d) Calculer l'incertitude sur le degré hydrothymétrique par les 2 méthodes de calcul d'erreur sachant que $\Delta V(\text{burette}) = 0.05$ ml, $\Delta V(\text{fiole jaugée}) = 0.1$ ml et que pour $n=3$, $t=4.3$

Méthode classique :

$$\frac{\Delta TH}{TH} = \left(\frac{\Delta V_{EDTA}}{V_{EDTA}} + \frac{\Delta V_{eau}}{V_{eau}} \right)$$

$$\Delta TH = TH \left(\frac{\Delta V_{EDTA}}{V_{EDTA}} + \frac{\Delta V_{eau}}{V_{eau}} \right)$$

$$\Delta TH = 8.86 \left(\frac{0.05}{4.5} + \frac{0.1}{50} \right)$$

$$\Delta TH = 0.11$$

donc : $TH = 8.86 \pm 0.11$

Méthode statistique :

$$s = \sqrt{\frac{1}{n-1} ((TH_1 - \bar{TH})^2 + (TH_2 - \bar{TH})^2 + (TH_3 - \bar{TH})^2)}$$

$$s = \sqrt{\frac{1}{3} (8.86 - 9.37)^2 + (8.86 - 9.37)^2 + (8.86 - 9.37)^2)}$$

$$s = \sqrt{\frac{1}{3} (0.0081 + 0.0081 + 0.0081)}$$

$$s = 0.13$$

$$\sigma_m = \frac{s}{\sqrt{n}} = \frac{0.13}{\sqrt{3}} = 0.07$$

$$\beta = t \times \sigma_m = 4.3 \times 0.07 = 0.3$$

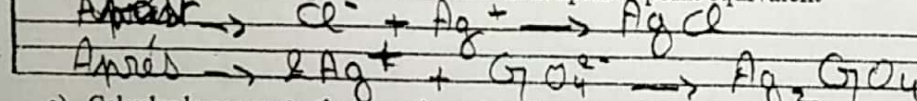
Partie IV : Le volume moyen versé de nitrate d'argent est 6.5 ml lors d'un dosage des ions chlorures Cl^- contenus dans une eau minérale en présence de quelques gouttes de K_2CrO_4 .

Sachant que $C_{AgNO_3} = 0.02$ mole/l, le volume de prise d'essai est $V_{eau\ minérale} = 40$ ml et que $M_{Cl} = 35.5$ g :

a) Quel est la nature de ce dosage ?

c'est un dosage par précipitation

b) Ecrire les réactions qui ont eu lieu avant et après le point équivalent



c) Calculer la concentration massique (mg/l) des ions Cl^- présents dans cette eau.

$$C(mg/l) = [Ag^+] \times M_{Cl} \times \frac{V_{eau}}{V_{eq}} \times 10^3$$

$$= 0.02 \times 35.5 \times \frac{6.5}{40} \times 10^3 = 11.4 \text{ mg/l}$$

NOTE	USTHB Université des Sciences et de la Technologie Houari Boumediène	NOM : <u>Gamedi 08/12/2012</u>
		PRENOM(S) : _____
Faculté de Chimie TP CHIMIE 1	Durée 1 HEURE	MATRICULE : <u>SM 4 / 01 + 03</u>
		SECTION : _____ GROUPE : _____
1 ^{ère} vague Sujet 1		

Examen de TP DU 1^{er} SEMESTRE 2012/2013

Partie I : Dosage acido-basique

a- Donner la définition du degré d'acidité d'un vinaigre.

(1pt) Le degré d'acidité d'un vinaigre est la quantité (en grammes) d'acide acétique CH_3COOH contenue dans 100 g de vinaigre.

b- Quel est le degré d'acidité d'une solution de vinaigre contenant 1 mole/L d'acide acétique CH_3COOH sachant que la masse volumique ρ du vinaigre est égale à 1.006 g/ml et que $M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ g}$.

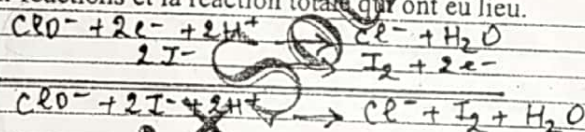
(1pt)
$$\rho = \frac{100 M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \times C_0}{1000 \rho_{\text{vinaigre}}} \Rightarrow \rho = 5.96 \text{ (1pt)}$$

 $C_0 = 1 \text{ mole/l}$

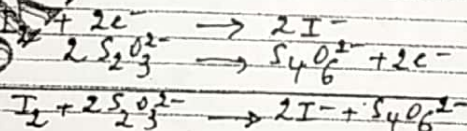
Partie II : Dosage d'oxydo-réduction

Lors d'un dosage d'une eau de javel, un étudiant a réalisé les étapes suivantes : (sans dilution)

1) Réalisation du mélange suivant : (10 ml d'eau de javel + 20 ml de KI + 10 ml de HCl).
 Ecrire les demi-réactions et la réaction totale qui ont eu lieu.



2) Dosage du mélange par une solution de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,2 M :
 Ecrire les demi-réactions et la réaction totale qui ont eu lieu



3)

L'étudiant a réalisé trois (03) essais. Les volumes de thiosulfate de sodium versés sont :
 $v_1 = 17.8 \text{ ml}$; $v_2 = 17.4 \text{ ml}$; $v_3 = 18.3 \text{ ml}$

a/- Pour chaque essai, calculer le degré chlorométrique de cette eau de javel.

(0.5) A TRN : 1 mole $\text{Cl}_2 \rightarrow 22.4 \text{ l}$
 $n_{\text{Cl}_2} = ? \rightarrow n_{\text{Cl}_2} = ? \Rightarrow \rho_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \times 22.4 \text{ (0.5pt)}$

Au point équivalent : $N_{\text{I}_2} \cdot V_{\text{I}_2} = N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ (0.5pt)

ou $N_{\text{I}_2} = 2C_{\text{I}_2}$ et $N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ $\Rightarrow C_{\text{I}_2} = \frac{C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{2V_{\text{I}_2}}$ (0.5pt)

sachant que : $n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{ClO}^-}$; $n_{\text{ClO}^-} = n_{\text{I}_2}$ avec $V_{\text{I}_2} = V_{\text{ClO}^-}$ (0.5pt)

$\rightarrow 1^{\text{er}}$ essai $\begin{cases} C_{\text{I}_2} = 9.178 \text{ M} \\ \rho_{\text{Cl}_2} = 3.98 \text{ (1pt)} \end{cases}$ 2^{e} essai $\begin{cases} C_{\text{I}_2} = 9.174 \text{ M} \\ \rho_{\text{Cl}_2} = 3.99 \text{ (1pt)} \end{cases}$ 3^{e} essai $\begin{cases} C_{\text{I}_2} = 9.183 \text{ M} \\ \rho_{\text{Cl}_2} = 4.1 \text{ (1pt)} \end{cases}$

b/- Calculer l'incertitude sur le degré chlorométrique par les deux (02) méthodes de calcul d'erreur sachant que $\Delta V(\text{burette}) = 0.05 \text{ ml}$, $\Delta V(\text{pipette}) = 0.05 \text{ ml}$ et que pour $n = 3$ essais, $t = 4.3$

$$\frac{\Delta \rho_{\text{Cl}_2}}{\rho_{\text{Cl}_2}} = \frac{\Delta C_{\text{I}_2}}{C_{\text{I}_2}} = \frac{\Delta V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}} + \frac{\Delta V_{\text{ClO}^-}}{10}$$
 sachant que : $n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{I}_2}$
 $V_{\text{I}_2} = V_{\text{ClO}^-}$

$$\Rightarrow \Delta \text{ch} = \text{ch} \left(\frac{v_{\text{NaOH}}}{V_{\text{NaOH}} + V_{\text{HCl}}} + \frac{v_{\text{HCl}}}{10} \right) \Rightarrow \Delta \text{ch} = 3,99 \left(\frac{0,03}{17,83} + \frac{0,03}{10} \right) = 0,03$$

$$\text{ch} = \text{ch} + \Delta \text{ch} \Rightarrow \text{ch} = 3,99 \pm 0,03$$

Méthode Statistique:

$$1/ \text{Calcul de } \text{ch} : \text{ch} = 3,99 \quad 2/ \text{Calcul de } \sigma : \sigma = 0,105$$

$$3/ \text{Calcul de } \sigma_m : \sigma_m = \frac{\sigma}{\sqrt{3}} = 0,06 \quad 4/ \text{Calcul de } \beta : \beta = \pm 0,258$$

$$\text{ch} = \text{ch} \pm \beta \Rightarrow \text{ch} = 3,99 \pm 0,205$$

Partie III : Dureté de l'eau

Trois (03) eaux minérales présentent les duretés suivantes :

1/- $\text{TH} = 20$; 2/- $\text{Ca}^{2+} = 40 \text{ mg/l}$ et $\text{Mg}^{2+} = 50 \text{ mg/l}$; 3/- $C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = 15 \cdot 10^{-4} \text{ mole/l}$

Comparer les duretés de ces eaux minérales en justifiant vos réponses (toute réponse non justifiée est considérée comme nulle). On donne $M_{\text{Ca}} = 40,08 \text{ g}$ et $M_{\text{Mg}} = 24,3 \text{ g}$

Pour pouvoir comparer les duretés, on calcule les TH .

$$1/ \text{Ca}^{2+} : 40 \text{ mg/l} \rightarrow \frac{40 \cdot 10^{-3}}{40,08} n = 9,99 \cdot 10^{-4} \text{ mole/l} \quad 2/ C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = 15 \cdot 10^{-4} \text{ mole/l}$$

$$\text{Mg}^{2+} : 50 \text{ mg/l} \rightarrow \frac{50 \cdot 10^{-3}}{24,3} n = 2,057 \cdot 10^{-3} \text{ mole/l}$$

$$\text{Sachant que } 1^\circ \text{TH} \rightarrow 10^{-4} \text{ mole/l} \quad 1/ \text{TH} = 20 \quad 2/ \text{TH} = 30,5 \quad 3/ \text{TH} = 15$$

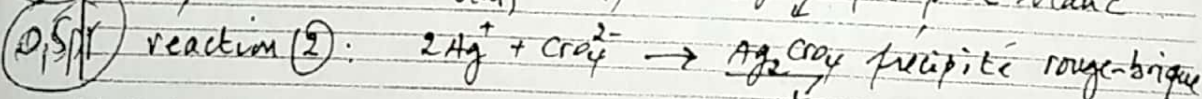
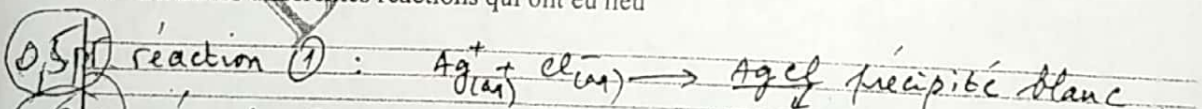
$$\text{Dureté } 1^\circ \text{TH} \rightarrow \text{classement } (x) : 2^\circ > 1^\circ > 3^\circ$$

Partie IV : Dosage des ions chlorures

Lors d'un dosage des ions chlorures Cl^- contenus dans une eau minérale, le volume de nitrate d'argent versé est $V_{\text{AgNO}_3} = 2,5 \text{ ml}$ (on rappelle que le dosage des ions Cl^- se fait en présence de quelques gouttes de chromate de potassium K_2CrO_4).

Sachant que $C_{\text{AgNO}_3} = 0,025 \text{ mole/l}$ et que le volume de prise d'essai est $V_{\text{eau minérale}} = 25 \text{ ml}$:

a/- Ecrire les différentes réactions qui ont eu lieu



b/- Quel est le rôle de K_2CrO_4 dans ce dosage ?

AgCl est peu soluble par rapport à Ag_2CrO_4 . Donc AgCl va précipiter en premier. L'apparition d'une coloration rouge-brique signifie que la réaction (2) a commencé. donc la réaction (1) est terminée \Rightarrow le point d'équivalence est atteint.

c/- Calculer la concentration massique des ions Cl^- sachant que $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g}$

Au point équivalent : $C_{\text{Cl}} \cdot x \cdot V_{\text{eau minérale}} = C_{\text{AgNO}_3} \cdot V_{\text{AgNO}_3}$

$$C_{\text{Cl}} = \frac{C_{\text{AgNO}_3} \cdot V_{\text{AgNO}_3}}{V_{\text{eau minérale}}} = \frac{0,025 \times 2,5}{25} = 0,0025 \text{ mole/l}$$

$$C_m = C_{\text{Cl}} \cdot M_{\text{Cl}} \cdot 10^3 = 0,0025 \times 35,5 \times 10^3 = 88,75 \text{ mg/l}$$

NOTE	USTHB Université des Sciences et de la Technologie Houari Boumediène	NOM : Samedi 08/12/2012
		PRENOM(S) :
		MATRICULE : ST141 / A + D
		SECTION : GROUPE :
Faculté de Chimie TP CHIMIE 1 Durée 1 HEURE 2 ^{ème} vague Sujet 2		

3pts Examen de TP DU 1^{er} SEMESTRE 2012/2013

Partie I : Dosage acido-basique

a- Donner la définition du pourcentage massique d'une solution d'esprit de sel.

Le pourcentage massique (%) d'une solution d'esprit de sel est la quantité (en grammes) contenue dans 100g d'esprit de sel.

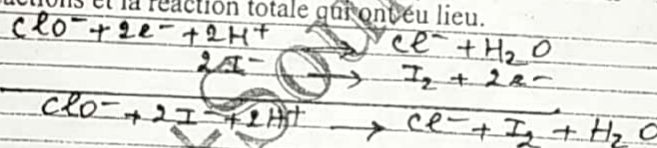
b- Si le pourcentage massique d'une solution d'esprit de sel est égal à 14, quelle serait la concentration en acide chlorhydrique de cette solution sachant que sa masse volumique ρ est égale à 1.062 g/ml et que $M_{HCl} = 36.5$ g.

$$\begin{aligned} \text{1pt} \quad (\%)_{HCl} &= \frac{100 M_{HCl} \times (C_0)_{e.s.}}{1000 \rho_{e.s.}} \Rightarrow (C_0)_{e.s.} = \frac{(\%)_{HCl} \times 1000 \rho_{e.s.}}{100 M_{HCl}} \\ (\%)_{HCl} &= 14 \Rightarrow (C_0)_{e.s.} = 4.07 \text{ mol/l} \quad \text{1pt} \end{aligned}$$

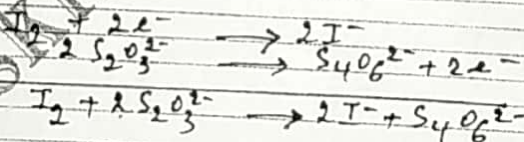
8pts Partie II : Dosage d'oxydo-réduction

Lors d'un dosage d'une eau de javel, un étudiant a réalisé les étapes suivantes : (sans dilution)

1) Réalisation du mélange suivant : (10 ml d'eau de javel + 20 ml de KI + 10 ml de HCl).
Ecrire les demi-réactions et la réaction totale qui ont eu lieu.



2) Dosage du mélange par une solution de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ 0.2 M :
Ecrire les demi-réactions et la réaction totale qui ont eu lieu



3) L'étudiant a réalisé trois (03) essais. Les volumes de thiosulfate de sodium versés sont :
 $v_1 = 10.7$ ml ; $v_2 = 10.5$ ml ; $v_3 = 10.9$ ml

a/- Pour chaque essai, calculer le degré chlorométrique de cette eau de javel.

$$\text{ATPN : } 1 \text{ mole de } I_2 \rightarrow 2.24 \text{ l} \Rightarrow n_{Cl_2} = n_{I_2} \times 2.24 \quad \text{0.5pt}$$

Au point équivalent : $N_{I_2} \cdot V_{I_2} = N_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3} \Rightarrow C_{I_2} = \frac{C_{Na_2S_2O_3} \times V_{Na_2S_2O_3}}{V_{I_2}}$ 0.5pt

on sait que : $n_{Cl_2} = n_{ClO^-}$ (réaction de préparation de l'eau de javel)
 $n_{ClO^-} = n_{I_2}$ (LI au 10/)

1^{er} essai $\begin{cases} C_{I_2} = 0.1077 \\ \text{echl} = 2.39 \end{cases}$ 0.5pt

b/- Calculer l'incertitude sur le degré chlorométrique par les deux (02) méthodes de calcul d'erreur sachant que $\Delta V(\text{burette}) = 0.05$ ml, $\Delta V(\text{pipette}) = 0.05$ ml et que pour $n = 3$ essais, $t = 4.3$

$$\frac{\Delta \text{echl}}{\text{echl}} = \frac{\Delta C_{I_2}}{C_{I_2}} = \frac{\Delta V_{Na_2S_2O_3}}{V_{Na_2S_2O_3}} + \frac{\Delta V_{ClO^-}}{10}$$

sachant que : $n_{Cl_2} = n_{I_2}$
 $V_{I_2} = V_{ClO^-}$

1,5 pt $\Rightarrow \Delta^{\circ} \text{che} = \overline{\text{che}} \left(\frac{1}{\sqrt{n_1}} + \frac{1}{\sqrt{n_2}} \right) \Rightarrow \Delta^{\circ} \text{che} = 2,39 \left(\frac{1}{\sqrt{10,7}} + \frac{1}{\sqrt{10}} \right)$
 $\Rightarrow \overline{\text{che}} = \overline{\text{che}} \pm \Delta^{\circ} \text{che} \Rightarrow \overline{\text{che}} = 2,39 \pm 0,23$

Méthode Statistique:
 1/ Calcul de $\overline{\text{che}} = \overline{\text{che}} = 2,39$ 2/ Calcul de $\sigma = 0,045$
 3/ Calcul de $\sigma_m = 0,0259$ 4/ Calcul de $\beta = 6\sigma_m = 0,11$
 $\Rightarrow \overline{\text{che}} = \overline{\text{che}} \pm \beta \Rightarrow \overline{\text{che}} = 2,39 \pm 0,11$

Partie III : Dureté de l'eau

Trois (03) eaux minérales présentent les duretés suivantes :

1/- $\text{Ca}^{2+} = 60 \text{ mg/l}$ et $\text{Mg}^{2+} = 48.6 \text{ mg/l}$; 2/- $\text{C}(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = 20.10^{-4} \text{ mole/l}$; 1/- $\text{TH} = 40$

Comparer les duretés de ces eaux minérales en justifiant vos réponses (toute réponse non justifiée est considérée comme nulle). On donne $M_{\text{Ca}} = 40.08 \text{ g}$ et $M_{\text{Mg}} = 24.3 \text{ g}$

1 pt On calcule les TH :
 1° $\text{Ca}^{2+} : 60 \text{ mg/l} \rightarrow 60 \times 10^{-3} \text{ mole/l} = 14,97 \cdot 10^{-4} \text{ mole/l} \Rightarrow \text{C}(\text{Ca}^{2+}) = 34,97 \cdot 10^{-4} \text{ mole/l}$
 $\text{Mg}^{2+} : 48,6 \text{ mg/l} \rightarrow 48,6 \cdot 10^{-3} \text{ mole/l} = 20 \cdot 10^{-4} \text{ mole/l}$
 Sachant que : $1^{\circ} \text{TH} \rightarrow 10^{-4} \text{ mole/l} \Rightarrow 1^{\circ} \text{TH} = 34,97$
 $2^{\circ} \text{TH} = 20$
 $3^{\circ} \text{TH} = 40$

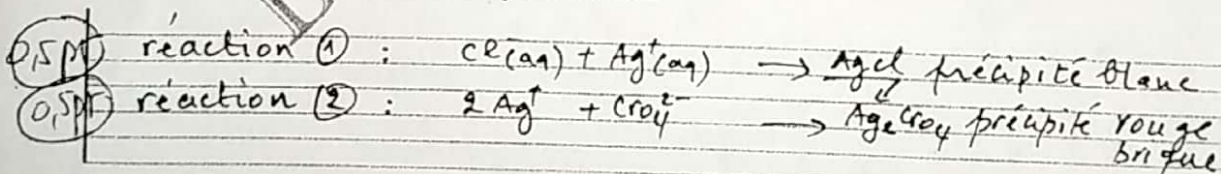
1 pt Dureté $1^{\circ} \text{TH} \Rightarrow$ Classement (1) :
 $3^{\circ} > 1^{\circ} > 2^{\circ}$

Partie IV : Dosage des ions chlorures

Lors d'un dosage des ions chlorures Cl^- contenus dans une eau minérale, le volume de nitrate d'argent versé est $V_{\text{AgNO}_3} = 3 \text{ ml}$ (on rappelle que le dosage des ions Cl^- se fait en présence de quelques gouttes de chromate de potassium K_2CrO_4).

Sachant que $\text{C}_{\text{AgNO}_3} = 0,025 \text{ mole/l}$ et que le volume de prise d'essai $V_{\text{eau minérale}} = 40 \text{ ml}$:

a/- Ecrire les différentes réactions qui ont eu lieu



b/- Quel est le rôle de K_2CrO_4 dans ce dosage ?

1 pt AgCl est un sel peu soluble par rapport à Ag_2CrO_4 . Donc AgCl va précipiter en premier. L'apparition d'une coloration rouge brique signifie que la réaction (2) a commencé donc la réaction (1) est terminée \Rightarrow le dosage des ions Cl^- est terminé \Rightarrow le point d'équivalence est atteint.

c/- Calculer la concentration massique des ions Cl^- sachant que $M_{\text{Cl}} = 35.5 \text{ g}$

0,5 pt Au point équivalent : $\text{Cl}^- \times V_{\text{eau minérale}} = \text{C}_{\text{AgNO}_3} \times V_{\text{AgNO}_3}$
 $\Rightarrow \text{Cl}^- = \frac{\text{C}_{\text{AgNO}_3} \times V_{\text{AgNO}_3}}{V_{\text{eau minérale}}} = \frac{0,025 \times 3}{40} = 0,00187 \text{ mole/l}$
 $\text{C}_{\text{Cl}} = \text{C}_{\text{Cl}^-} \times M_{\text{Cl}} \times 10^3 = 0,00187 \times 35,5 \times 10^3 = 66,25 \text{ mg/l}$

Faculté de Chimie TP CHIMIE 1
2^{ème} vague
Examen de TP 2011/2012

Partie I

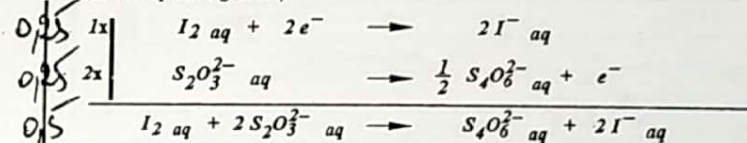
- 1) Si le degré d'acidité d'un vinaigre est de 6°, que cela signifie-t-il ?
0,25 100 grammes de vinaigre commercial contiennent 6 grammes d'acide acétique pur.
- 2) Définir
0,25 a- la concentration massique.
Masse de soluté par litre de solution
b- le % massique de l'esprit de sel.
0,25 C'est la masse de HCl pur contenue dans 100 grammes d'esprit de sel commercial
c- une substance hydrophile.
0,25 Une substance miscible dans l'eau.

Partie II

Sur un tube d'eau de javel (ou Berlingot) on peut lire les indications suivantes
Tube de 250 ml à 36°Chl (concentrée)

- 1) Donner la définition du degré chlorométrique.
Le degré chlorométrique (°chl) est défini comme étant le volume de chlore gazeux mesuré dans les conditions normales de température et de pression (C.N.T.P) (exprimé en litre l) utilisé pour fabriquer 1 litre de solution (eau de javel)
- 2) Déduire d'après les indications sur l'étiquette la concentration initiale des ions hypochlorites ClO⁻ de cette eau de javel.
0,15 $Cl_2(g) + 2OH^-(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + ClO^-(aq) + H_2O(l)$ Dans 1 litre on a
0,5 $n_{Cl_2} = n_{ClO^-} = \frac{36}{22,4} = 1,607 \text{ mol} \Rightarrow C_{ClO^-} = \frac{1,607}{1} = 1,607 \text{ mol/l}$
- 3) Ce tube permet d'obtenir 1 litre d'eau de javel à 9°Chl prêt à l'emploi. Quel est dans ce cas le rapport de dilution.
0,15 $C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow \frac{C_1}{C_2} = \frac{V_2}{V_1} = \frac{36}{9} = \frac{1}{0,250} = 4$ (dilution 4 fois)
- 4) Afin de déterminer le degré chlorométrique du tube d'eau de javel concentrée :
- On a procédé à sa dilution 30 fois.
- Dans un erlenmeyer contenant 20 ml d'une solution de KI 0,1M et 10 ml d'une solution d'HCl 1M, on introduit un volume Vp de 10 ml de cette solution préparée (eau de javel diluée).
- Ecrire la réaction bilan (La réaction de formation de I₂).
0,5 $ClO^-(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow Cl^-(aq) + H_2O(l)$
 $2I^-(aq) \rightarrow I_2(aq) + 2e^-$
 $ClO^-(aq) + 2H^+(aq) + 2I^-(aq) \rightarrow I_2(aq) + Cl^-(aq) + H_2O(l)$
- 5) On dose l'iode formé par le thiosulfate de sodium Na₂S₂O₃.
a) donner la nature du dosage
0,5 Oxydo-Réduction

- b) Ecrire la réaction de neutralisation de I₂ par l'ion thiosulfate S₂O₃²⁻ (Donner les demi-réactions et l'équation globale).



- c) Montrer que la concentration molaire des ions ClO⁻ peut être donnée

$$C_{ClO^-} = \frac{C_{S_2O_3^{2-}} \cdot V_{S_2O_3^{2-}}}{2V_{I_2}} = \frac{C_{S_2O_3^{2-}} \cdot V_{S_2O_3^{2-}}}{2V_p}$$

0,25 $N_{ox}V_{ox} = N_{red}V_{red} ; N_{I_2}V_{I_2} = N_{S_2O_3^{2-}}V_{S_2O_3^{2-}} ; N_{I_2} = 2C_{I_2}$
0,25 et $N_{S_2O_3^{2-}} = C_{S_2O_3^{2-}}$

0,5 $\Rightarrow C_{I_2} = C_{ClO^-} = \frac{C_{S_2O_3^{2-}} \cdot V_{S_2O_3^{2-}}}{2V_{I_2}} = \frac{C_{S_2O_3^{2-}} \cdot V_{S_2O_3^{2-}}}{2V_p}$

- 6) Trois dosages des I₂ formés par une solution de thiosulfate de sodium Na₂S₂O₃ de concentration C_T = 0,125 M ont été effectués. Les volumes de thiosulfate au point d'équivalence sont consignés dans le tableau suivant.

Faire le calcul pour le 1^{er} essai et compléter le tableau :

$$C_{I_2} = C'_{ClO^-} = \frac{C_{S_2O_3^{2-}} \cdot V_{S_2O_3^{2-}}}{2V_{I_2}} = \frac{C_{S_2O_3^{2-}} \cdot V_{S_2O_3^{2-}}}{2V_p}$$

$$C_{I_2} = C'_{ClO^-} = \frac{0,125 \cdot 8,6}{2 \cdot 10} = 0,05375 \text{ mol/l}$$

$$C_{ClO^-} = 30 C'_{ClO^-} = 1,6125 \text{ mol/l} \quad n_{ClO^-} = C_{ClO^-} \cdot 1(l) = 1,6125 \text{ mol}$$

$$\text{D'où } ^\circ\text{Chl du tube} = n_{ClO^-} \cdot 22,4 = 36,12$$

	1 ^{er} essai	2 ^{ème} essai	3 ^{ème} essai
Volume de Na ₂ S ₂ O ₃ (ml)	8,6	8,4	8,8
Concentration de ClO ⁻	0,05375	0,0525	0,0550
Concentration de ClO ⁻ (Berlingot)	1,6125	1,575	1,650
Degré chlorométrique °Chl	36,12	35,28	36,96

- 7) Faire le calcul d'erreur statistique et donner l'intervalle de confiance : (pour n = 3 essais t = 4,3)

	1 ^{er} essai	2 ^{ème} essai	3 ^{ème} essai
(°D) Degré chlorométrique °Chl	36,12	35,28	36,96
(°D) Degré chlorométrique moyen °Chl	36,12		
(°D - °D)	0	-0,84	0,84
(°D - °D) ²	0	0,7056	0,7056

$\sigma = 0,84$ $\sigma_m = 0,485$ $\beta = 2,1$ $^\circ\text{Chl} = 36,1 \pm 2,1$

Partie I

Donner la définition de :

- a-la molarité. Nombre de mole de soluté par litre de solution
 b- du % massique de pureté du déboucheur. C'est la masse de NaOH pur contenue dans 100 grammes de déboucheur commercial
 c- une substance hydrophobe. Une substance non miscible dans l'eau.
 d- degré d'acidité d'un vinaigre. Masse d'acide acétique dans 100 gramme de vinaigre commercial

Partie II

Sur un tube d'eau de javel (ou Berlingot) on peut lire les indications suivantes

Tube de 250 ml à 48 °Chl (concentrée)

1) Donner la définition du degré chlorométrique.

1pt Le degré chlorométrique (°chl) est défini comme étant le volume de chlore gazeux mesuré dans les conditions normales de température et de pression. (C.N.T.P) (exprimé en litre l) utilisé pour fabriquer 1 litre de solution (eau de javel)

2) Déduire d'après les indications sur l'étiquette la concentration initiale des ions hypochlorites ClO^- de cette eau de javel.



$n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{ClO}^-} = \frac{48}{22,4} = 2,143 \text{ mol} \Rightarrow C_{\text{ClO}^-} = \frac{2,143}{1} = 2,143 \text{ mol/l}$

3) Ce tube permet d'obtenir 1,5 litre d'eau de javel à 8 °Chl prêt à l'emploi. Quel est dans ce cas le rapport de dilution.

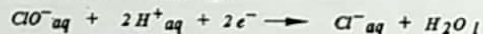
$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow \frac{C_1}{C_2} = \frac{V_2}{V_1} = \frac{48}{8} = \frac{1,5}{0,250} = 6$ (dilution 6 fois)

4) Afin de déterminer le degré chlorométrique du tube d'eau de javel concentrée :

- On a procédé à sa dilution 40 fois.

- Dans un erlenmeyer contenant 20 ml d'une solution de KI 0,1M et 10 ml d'une solution d'HCl 1M, on introduit un volume V_p de 10 ml de cette solution préparée (eau de javel diluée).

Ecrire la réaction bilan (La réaction de formation de I_2).

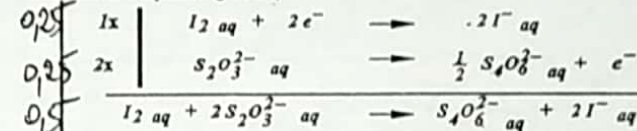


5) On dose l'iode formé par le thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

a) donner la nature du dosage

Oxydo- Réduction

b) Ecrire la réaction de neutralisation de I_2 par l'ion thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (Donner les demi-réactions et l'équation globale).



c) Montrer que la concentration molaire des ions ClO^- peut être donnée par la relation :

$C_{\text{ClO}^-} = \frac{C_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \cdot V_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{2V_{\text{I}_2}} = \frac{C_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \cdot V_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{2V_p}$

$N_{\text{ox}} V_{\text{ox}} = N_{\text{red}} V_{\text{red}} ; N_{\text{I}_2} V_{\text{I}_2} = N_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} V_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} ; N_{\text{I}_2} = 2C_{\text{I}_2}$

et $N_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = C_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}$

$\Rightarrow C_{\text{I}_2} = C_{\text{ClO}^-} = \frac{C_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \cdot V_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{2V_{\text{I}_2}} = \frac{C_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \cdot V_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{2V_p}$

6) Trois dosages des I_2 formés par une solution de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentration $C_t = 0,125 \text{ M}$ ont été effectués. Les volumes de thiosulfate au point d'équivalence sont consignés dans le tableau suivant.

Faire le calcul pour le 1^{er} essai et compléter le tableau :

$C_{\text{I}_2} = C'_{\text{ClO}^-} = \frac{C_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \cdot V_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{2V_{\text{I}_2}} = \frac{C_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \cdot V_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{2V_p}$

$C_{\text{I}_2} = C'_{\text{ClO}^-} = \frac{0,125 \cdot 8,6}{2 \cdot 10} = 0,05375 \text{ mol/l}$

$n_{\text{ClO}^-} = 40 C'_{\text{ClO}^-} = 2,15 \text{ mol/l} ; n_{\text{ClO}^-} = C_{\text{ClO}^-} \cdot 1(1) = 2,15 \text{ mol}$

D'où °Chl du tube = $n_{\text{ClO}^-} \cdot 22,4 = 48,16$

	1 ^{er} essai	2 ^{ème} essai	3 ^{ème} essai
Volume de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (ml)	8,6	8,4	8,8
Concentration de ClO^-	0,05375	0,0525	0,0550
Concentration de ClO^- (Berlingot)	2,15	2,1	2,2
Degré chlorométrique °Chl	48,16	47,04	49,28

7) Faire le calcul d'erreur statistique et donner l'intervalle de confiance : (pour $n=3$ essais, $t=4,3$)

	1 ^{er} essai	2 ^{ème} essai	3 ^{ème} essai
(°D) Degré chlorométrique °Chl	48,16	47,04	49,28
(°D) Degré chlorométrique moyen °Chl	48,16		
(°D - °D)	0	-1,12	1,12
(°D - °D) ²	0	1,2544	1,2544

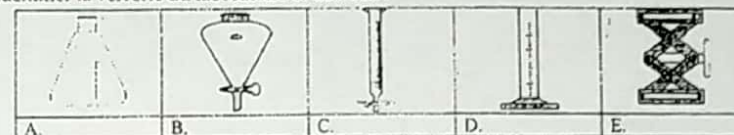
$\sigma = 1,12 ; \sigma_m = 0,65 ; \beta = 2,8 ; \text{°Chl} = 48,2 \pm 2,8$



ETLD - TP Chimie 1

Partie I:

Identifier la verrerie du laboratoire ci-dessous :



Partie II:

On veut préparer une solution aqueuse de sulfate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. On dispose de sulfate d'ammonium commercial solide et de l'eau distillée.

1. Quelle masse de ce produit, doit-on peser pour préparer 250 ml d'une solution aqueuse de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ de titre massique 59,4g/l.
2. Calculer la normalité et la molarité de la solution.

On donne en g/mol : N=14 ; O=16 ; H=1 ; S=32.

Partie III:

Le vinaigre est essentiellement une solution aqueuse diluée d'acide éthanoïque (ou acétique) CH_3COOH . La concentration commerciale est exprimée en degré.

1. Définir le degré d'acidité d'un vinaigre.
2. L'étiquette de la bouteille de vinaigre porte l'indication 5°.

Sachant que la masse volumique de cette solution commerciale (solution S) est 1,006 g/ml. Calculer la concentration molaire C_s en acide éthanoïque de ce vinaigre.

2. Cette solution (S) de vinaigre étant concentrée, il faut la diluer pour obtenir une solution (S') à titrer par une solution de soude NaOH 0,1 M.

Sachant qu'il faut 3,5 ml de la solution de NaOH pour neutraliser 10 ml de la solution S'.

- a. Calculer le facteur de dilution ($C_s/C_{s'}$).
- b. Citer la verrerie nécessaire pour effectuer cette dilution.
- c. Calculer le titre massique de la solution S' dosée.

On donne en g/mol : C=12 ; H=1 ; O=16.

Partie IV:

L'eau de Javel est préparée par réaction directe entre le dichlore Cl_2 (gaz) et la solution d'hydroxyde de sodium NaOH.

1. Écrire l'équation de cette réaction.
2. Sur l'étiquette d'une bouteille d'eau de Javel commerciale, on peut lire l'indication suivante : 12°chl. Donner la signification et la définition de l'indication portée sur l'étiquette.
3. Calculer la quantité de matière de dichlore nécessaire pour préparer 1 litre d'eau de Javel commerciale.
4. Calculer la concentration de l'eau de Javel commerciale.
5. Donner les conditions de conservation d'une eau de Javel.

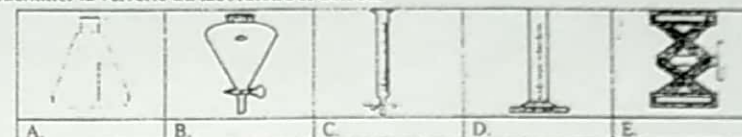
Bon Courage



ETLD - TP Chimie 1

Partie I:

Identifier la verrerie du laboratoire ci-dessous :



Partie II:

On veut préparer une solution aqueuse de sulfate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. On dispose de sulfate d'ammonium commercial solide et de l'eau distillée.

1. Quelle masse de ce produit, doit-on peser pour préparer 250 ml d'une solution aqueuse de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ de titre massique 59,4g/l.
2. Calculer la normalité et la molarité de la solution.

On donne en g/mol : N=14 ; O=16 ; H=1 ; S=32.

Partie III:

Le vinaigre est essentiellement une solution aqueuse diluée d'acide éthanóique (ou acétique) CH_3COOH . La concentration commerciale est exprimée en degré.

1. Définir le degré d'acidité d'un vinaigre.
2. L'étiquette de la bouteille de vinaigre porte l'indication 5°.

Sachant que la masse volumique de cette solution commerciale (solution S) est 1,006 g/ml. Calculer la concentration molaire C_s en acide éthanóique de ce vinaigre.

2. Cette solution (S) de vinaigre étant concentrée, il faut la diluer pour obtenir une solution (S') à titrer par une solution de soude NaOH 0,1 M.

Sachant qu'il faut 3,5 ml de la solution de NaOH pour neutraliser 10 ml de la solution S'.

- a. Calculer le facteur de dilution ($C_s/C_{s'}$).
- b. Citer la verrerie nécessaire pour effectuer cette dilution.
- c. Calculer le titre massique de la solution S' dosée.

On donne en g/mol : C=12 ; H=1 ; O=16.

Partie IV:

L'eau de Javel est préparée par réaction directe entre le dichlore Cl_2 (gaz) et la solution d'hydroxyde de sodium NaOH .

1. Écrire l'équation de cette réaction.
2. Sur l'étiquette d'une bouteille d'eau de javel commerciale, on peut lire l'indication suivante : 12°chl. Donner la signification et la définition de l'indication portée sur l'étiquette.
3. Calculer la quantité de matière de dichlore nécessaire pour préparer 1 litre d'eau de javel commerciale.
4. Calculer la concentration de l'eau de javel commerciale.
5. Donner les conditions de conservation d'une eau de javel.

Bon Courage

ETLD - TP Chimie 1

Corrigé

2. L'étiquette de la bouteille de vinaigre porte l'indication 5°.

Sachant que la masse volumique de cette solution commerciale (solution S) est 1,006 g/ml. Calculer la concentration molaire C_s en acide éthanóïque de commercial.

5° : est la concentration en degré d'acidité cela signifie : qu'on a 5 g d'acide acétique dans 100 g de vinaigre commercial.

$$\%C = \frac{5}{100} \times 100 = 5\%$$

$$\%C = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \times 100 = \left(\frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \right) \cdot \frac{100}{\rho}$$

$$C_N = \frac{\text{Nbre d'éq-gr}}{V_{\text{solution}}} = \frac{(m_{\text{soluté}}/EG)}{V_{\text{solution}}} = \left(\frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \right) \cdot \frac{1}{EG} \Rightarrow \left(\frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \right) = C_N \times EG$$

$$\text{Donc : } \%C = C_N \cdot EG \cdot \frac{100}{\rho} = \frac{C_N \cdot M \cdot 100}{\rho} = \frac{C_M \cdot M \cdot 100}{\rho} ; \text{ avec } \rho \text{ en (g/l).}$$

$$\Rightarrow C_M = \frac{\%C \times \rho}{M \times 100} ; \rho \text{ en (g/l)}$$

Ou bien :

$$C_M = \frac{\%C \times \rho \times 10}{M} ; \rho \text{ en (g/ml)}$$

On a : $M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ g/mol}$

$$\text{A.N : } C_M = C_S = \frac{\%C \times \rho \times 10}{M_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = \frac{5 \times 1,006 \times 10}{60} = 0,838 \text{ M} \Rightarrow C_S = 0,838 \text{ eq.l}^{-1}$$

3. Cette solution (S) de vinaigre étant concentrée, il faut la diluer pour obtenir une solution (S') à titrer par une solution de soude NaOH 0,1 M.

Sachant qu'il faut 3,5 ml de la solution de NaOH pour neutraliser 10 ml de la solution S'

a. Calculer le facteur de dilution ($C_s/C_{s'}$).

A l'équivalence :

$$N_A V_A = N_B V_B$$

L'acide CH_3COOH libère 1 seul H^+ $\Rightarrow x=1$; c.à.d : $C_{N_A} = x \cdot C_{M_A} \Rightarrow C_{N_A} = C_{M_A} \Rightarrow N_A = C_A$

La base NaOH libère 1 seul OH^- $\Rightarrow y=1$; c.à.d : $C_{N_B} = y \cdot C_{M_B} \Rightarrow C_{N_B} = C_{M_B} \Rightarrow N_B = C_B$

$$\text{Donc : } C_A V_A = C_B V_B$$

$$\Rightarrow C_A = \frac{C_B V_B}{V_A} = \frac{0,1 \times 3,5}{10} = 0,035 \text{ Mol.l}^{-1} \Rightarrow C_A = C_{S'} = 0,035 \text{ Mol.l}^{-1} \Rightarrow C_S = 0,035 \text{ Mol.l}^{-1}$$

$$\text{Facteur de dilution : } f = \left(\frac{C_s}{C_{s'}} \right) = \frac{0,838}{0,035} = 23,94 \approx 24$$

b. Citer la verrerie nécessaire pour effectuer cette dilution.

Fluo jaugée, pipette (ou éprouvette graduée), bécber, pissette, pro-pipette.

ETLD - TP Chimie 1

Corrigé

c. Calculer le titre massique de la solution S' dosée.

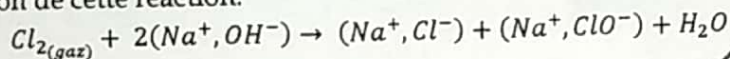
$$T = \frac{m_{\text{Soluté}}}{V_{\text{Solution}}} ; C_M = \frac{n_{\text{Soluté}}}{V_{\text{Solution}}} = \left(\frac{m_{\text{Soluté}}}{V_{\text{Solution}}} \right) \cdot \frac{1}{M} = \frac{T}{M}$$

$$T = M \cdot C_M = 60 \times 0,035 = 2,1 \text{ g/l} \Rightarrow T = 2,1 \text{ g/l} \quad \left. \vphantom{\frac{m_{\text{Soluté}}}{V_{\text{Solution}}}} \right\} \text{1 pt}$$

On donne en g/mol : C=12 ; H=1 ; O=16.

Partie IV : (6 points)L'eau de Javel est préparée par réaction directe entre le dichlore Cl_2 (gaz) et la solution d'hydroxyde de sodium NaOH .

1. Écrire l'équation de cette réaction.



1 pt

2. Sur l'étiquette d'une bouteille d'eau de javel commerciale, on peut lire l'indication suivante : 12°chl. Donner la signification et la définition de l'indication portée sur l'étiquette.

12°chl : est la concentration de l'eau de javel en degré chlorométrique.

0,5 pt

Le degré chlorométrique est le volume en litre de dichlore gazeux (mesuré à 0 °C, 1 atm) nécessaire pour préparer un litre de solution.

1 pt

3. Calculer la quantité de matière de dichlore nécessaire pour préparer 1 litre d'eau de javel commerciale.

 $d^\circ = 12^\circ \text{chl} \Rightarrow$ Alors le volume de Cl_2 nécessaire pour préparer un litre d'eau javel est 12 l

$$V_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \cdot V_M \Rightarrow n_{\text{Cl}_2} = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_M} = \frac{12}{22,4} = 0,536 \text{ mol} \quad \left. \vphantom{\frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_M}} \right\} \text{1 pt}$$

4. Calculer la concentration de l'eau de Javel commerciale.

D'après la réaction de fabrication de l'eau de javel $n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{ClO}^-}$,

$$n_{\text{ClO}^-} = 0,536 \text{ mol}$$

$$C_{\text{eau de javel}} = C_{\text{ClO}^-} = \frac{n_{\text{ClO}^-}}{V} = \frac{0,536}{1} = 0,536 \text{ mol.l}^{-1} \Rightarrow C_{\text{eau de javel}} = 0,536 \text{ mol.l}^{-1} \quad \left. \vphantom{\frac{n_{\text{ClO}^-}}{V}} \right\} \text{1,5 pts}$$

$$\text{Ou bien autrement : } d^\circ = V_M \cdot C_M \Rightarrow C_M = \frac{d^\circ}{V_M} = \frac{12}{22,4} = 0,536 \text{ M} \Rightarrow C_{\text{eau de javel}} = 0,536 \text{ mol.l}^{-1}$$

5. Donner les conditions de conservation d'une eau de javel.

L'eau javel doit être conservée à l'abri de la lumière et dans les endroits où règne une température modérée (éviter les endroits chauffés).






1 pt

ETLD - TP Chimie 1

Corrigé

Partie I : (3,75 points)

Identifier la verrerie du laboratoire ci-dessous :

				
A. Fiole conique (0,75pt)	B. Ampoule à décanter (0,75pt)	C. Burette (0,75pt)	D. Eprouvette graduée (0,75pt)	E. Support élévateur (0,75pt)

Partie II : (3,5 points)

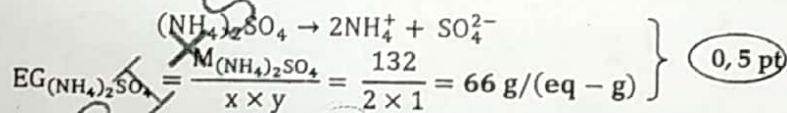
On veut préparer une solution aqueuse de sulfate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. On dispose de sulfate d'ammonium commercial solide et de l'eau distillée.

1. Quelle masse de ce produit, doit-on peser pour préparer 250 ml d'une solution aqueuse de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ de titre massique 59,4 g/l.

$$T = \frac{m_{\text{Soluté}}}{V_{\text{Solution}}} = 59,4 \text{ g/l} \Rightarrow m_{\text{Soluté}} = T \cdot V_{\text{Solution}} = 59,4 \times 250 \times 10^{-3} = 14,85 \text{ g}$$

(1 pt)

2. Calculer la normalité et la molarité de la solution.



$$C_N = \frac{\text{Nbre d'eq-gr}}{V_{\text{Solution}}} = \frac{(m_{\text{Soluté}}/\text{EG})}{V_{\text{Solution}}} = \frac{(m_{\text{Soluté}})}{V_{\text{Solution}}} \cdot \frac{1}{\text{EG}} = \frac{T}{\text{EG}}$$

(1 pt)

Donc :

$$C_N = \frac{T}{\text{EG}} = \frac{59,4}{66} = 0,9 \text{ N} \Rightarrow C_N = 0,9 \text{ N}$$

$$\text{Molarité : } C_M = \frac{C_N}{(x, y)} = \frac{0,9}{2} = 0,45 \text{ M} \Rightarrow C_M = 0,45 \text{ M}$$

(0,25 pt)

On donne en g/mol : N=14 ; O=16 ; H=1 ; S=32.

Partie III : (6,75 points)

Le vinaigre est essentiellement une solution aqueuse diluée d'acide éthanóïque (ou acétique) CH_3COOH . La concentration commerciale est exprimée en degré.

1. Définir le degré d'acidité d'un vinaigre.

Le degré d'acidité d'un vinaigre est la masse d'acide acétique pur contenu dans 100 g de vinaigre commercial.

(1 pt)



MATRICULE	NOM	PRENOM	GROUPE	NOTE /20

Rattrapage 1- TP Chimie

Partie I: 7pt

Un étudiant a préparé 250 ml d'une solution d'acide phosphorique (H_3PO_4), dont le titre massique est de 0,147g/ml.

1. Calculer la normalité et la molarité de la solution.

On donne en g/mol : P=31 ; O=16 ; H=1.

$$CN = \frac{\text{masse solute}}{\text{EG solute} \times V_{\text{solution}}} = \frac{1}{\text{EG solute}} \quad 1pt \#$$

$$CN = \frac{T}{\text{EG solute}} = \frac{1}{\text{EG solute}} \quad \text{avec } T_{H_3PO_4} = 313.46 \text{ g}$$

$$CN = \frac{T}{M_{H_3PO_4}} \times 3 = \frac{0.147 \times 10^3}{98} \times 3 = 4.5 N \quad (1.5 pt) \#$$

$$M = \frac{CN}{3} = \frac{4.5}{3} = 1.5 \text{ molaire} = 1.5 M \quad (1.5 pt) \#$$

2. Combien de millilitres de cette solution faut-il prendre pour préparer 0,5 L de solution à 0,9N ?

$$\text{loi de dilution } C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0.9 \times 0.5}{4.5} = 0.1 L$$

$$V_1 = 100 \text{ ml}$$

$$(1.5 pt) \#$$

3. Qu'appelle-t-on la solution obtenue, qu'elle est la méthode utilisée.

la solution obtenue est une solution diluée ; solution fille
la méthode utilisée : méthode de dilution (2.5 pt) #

Partie II: 7pt

Pour connaître la concentration inconnue d'une solution d'acide chlorhydrique HCl, on utilise une solution d'hydroxyde de sodium NaOH à 2 g/l. On neutralise 10 ml de cette solution par 2 ml de solution d'hydroxyde de sodium.

1. Donner 3 indicateurs colorés utilisés lors d'un dosage acido-basique.

$$(0.5 \times 3 pt) \#$$

2. Calculer :

a. La masse de NaOH contenu dans 15 ml de solution titrante.

On donne en g/mol : Na=23 ; O=16 ; H=1.

$$m_{NaOH} = C_N \times E_{NaOH} \times V_{NaOH}$$

$$T = \frac{m_{NaOH}}{V_{NaOH}} \Rightarrow m_{NaOH} = T \cdot V_{NaOH} = 2 \times 15 \cdot 10^{-3} = 0,03 \text{ g}$$

b. La concentration molaire de la solution d'hydroxyde de sodium.

$$C_{NaOH} = \frac{n_{NaOH}}{V_{NaOH}} = \frac{m_{NaOH}}{M_{NaOH} \cdot V_{NaOH}} = \frac{T}{M_{NaOH}} = \frac{2}{40} = 0,05 \text{ N}$$

c. La normalité de la concentration inconnue d'acide chlorhydrique.

$$C_{HCl} \cdot V_{HCl} = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} \Rightarrow C_{HCl} = \frac{C_{NaOH} \cdot V_{NaOH}}{V_{HCl}} = \frac{0,05 \times 2}{10} = 0,01 \text{ N}$$

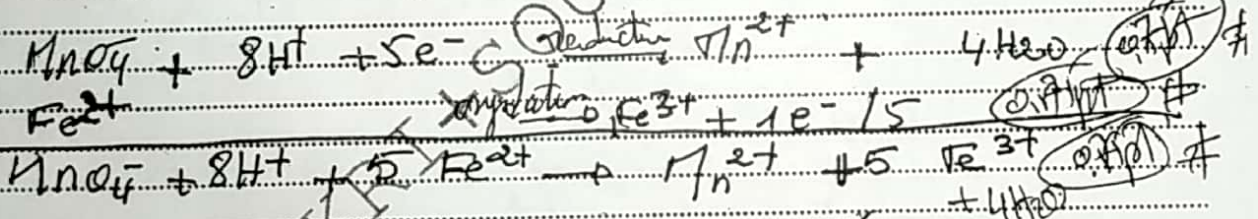
d. La concentration molaire de la solution inconnue d'acide chlorhydrique

$$C_{HCl} = C_{HCl} \cdot 1 = 0,01 \times 1 = 0,01 \text{ mol/l}$$

Partie III :

Soit les deux couples redox (MnO_4^- / Mn^{2+}) et (Fe^{2+} / Fe^{3+})

1. Ecrire les demi-réactions ainsi que la réaction globale.



2. Qu'appelle-t-on ce type de réaction.

Réaction d'oxydo-réduction

3. Nommer le corps qui capte et qui libère les électrons ?

Le corps qui capte les électrons c'est MnO_4^- oxydant
Le corps qui cède les électrons c'est Fe^{2+} - réducteur

4. Avez-vous utilisé un indicateur coloré lors de dosage des ions Fe^{2+} par les ions de MnO_4^- ?

Expliquer

Non on n'a pas utilisé un indicateur car le MnO_4^- par sa couleur joue aussi le rôle d'indicateur

MATRICULE	NOM	PRENOM	GROUPE	NOTE /20

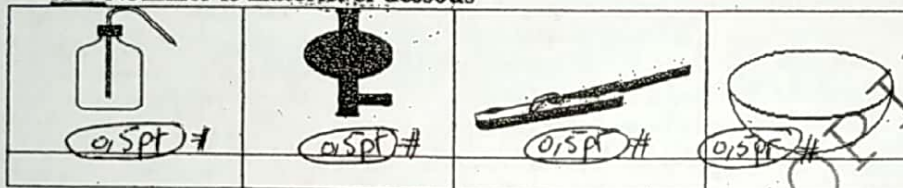
PARTIE A-1- compléter

Citer trois règles de sécurité à suivre dans un laboratoire de chimie

- Il est interdit de pipeter à la bouche. (0,25 pt)
- Il est interdit de manipuler avec des substances toxiques sans la notice. (0,25 pt)
- Il est interdit de manger, de fumer ou de boire dans un laboratoire de chimie. (0,25 pt)

Quelle est la différence entre un produit nocif et un produit toxique ?

A-2-Nommer le matériel ci-dessous



A-3-Donner le schéma correspondant

Becher	Eprouvette graduée	Pipette	Statif
--------	--------------------	---------	--------

PARTIE B 5pts

On prépare un volume $V_2 = 250\text{ml}$ d'une solution 2 de K_2SO_4 à 0.5N à partir d'une solution 1 de K_2SO_4 à 2N

B-1-La solution 1 est plus concentrée que la solution 2. On dit qu'on a fait une dilution. (0,5 pt)

B-2-Donner les étapes à suivre pour préparer la solution 2.

- Calculer le volume V_1 de la solution mère à prendre. (0,5 pt)
- Prelever à l'aide d'une pipette ce volume V_1 .
- Mettre dans la fiole jaugée correspondante.
- Compléter avec H_2O jusqu'au trait de jauge et agiter pour homogénéiser.

B-3-Calculer le volume V_1 à prendre pour préparer la solution 2. (0,5 pt)

loi de dilution: $C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0,5 \times 250 \cdot 10^{-3}}{2} = 62,5 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 62,5 \text{ mL}$

B-4-Calculer la masse du soluté dans le volume préparé. (0,5 pt)

$m = C_2 \cdot V_2 \cdot E_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 0,5 \times 250 \cdot 10^{-3} \times 87 = 10,875 \text{ g}$

B-5-Calculer le titre massique de la solution préparée

$T = \frac{m}{V} = \frac{10,875}{250 \cdot 10^{-3}} = 43,5 \text{ g/L}$

PARTIE C C-1-Compléter le tableau ci - dessous

Indicateur coloré	Couleur pH <	Zone de virage	Couleur pH >
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 à 7,6	Bleu
Heliantine	Rose	3,3 à 4,4	Orange
Rouge de méthyle	Rouge	4,4 à 6,2	Jaune

C-2-Le vinaigre contient de l'acide acétique

C-2-1-Quelle est la formule chimique de l'acide acétique. ? CH_3COOH (9.25 pt) #

C-2-2- Un étudiant chimiste a fait le dosage de 10ml d'une solution fille de vinaigre par du NaOH à 0.1M. Les résultats du dosage précis sont donnés dans le tableau ci-dessous

essai	Volume de la solution fille dosé (ml)	Volume de NaOH versé à l'équivalence (ml)
1	10	7,2
2	10	7,1
3	10	7,3

C-2-2-1- Calculer le volume de NaOH versé à l'équivalence $V_e = ?$ $\frac{7,2 + 7,1 + 7,3}{3} = 7,2 \text{ ml}$ (3 pt) #

C-2-2-2-Calculer la molarité de la solution fille de vinaigre.

Car. $V_a = C_b \cdot V_b$ mono. acide $\Rightarrow C_{\text{acide}} = C_{\text{base}}$
 $C_{\text{H}} = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a} = \frac{0,1 \times 7,2 \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-3}} = 0,72 \text{ mol/l}$ (4.75 pt) #

C-2-2-3-Sachant que pour préparer 100ml de la solution fille l'étudiant a prélevé 10ml de la solution commerciale de vinaigre, calculer la molarité du vinaigre commercial.

$C_{\text{H}} \cdot V_a = C_{\text{H}} \cdot V_b \Rightarrow C_{\text{H}} = \frac{C_{\text{H}} \cdot V_b}{V_a} = \frac{0,72 \times 10 \times 10^{-3}}{100 \times 10^{-3}} = 0,72 \text{ mol/l}$ (4.75 pt) #

C-2-2-4-La masse volumique du vinaigre commerciale déterminée expérimentalement par l'étudiant est $\rho_{\text{vinaigre}} = 1,02 \text{ g/ml}$. Calculer le degré d'acidité du vinaigre.

On donne : H : 1g/mol C : 12 g/mol O : 16g/mol

le degré d'acidité du vinaigre $d^{\circ} = \frac{m_{\text{acide}} \times 100}{m_{\text{solution}}}$
 $d^{\circ} = \frac{C_{\text{H}} \times 10 \times 100}{1,02 \times 100} = \frac{0,72 \times 10 \times 100}{1,02 \times 100} = 7,23$ (4.23 pt) #

PARTIE D D-1-Compléter

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction d'échange d'électrons entre le réducteur d'un couple et l'oxydant d'un autre couple.

Les électrons ne sont ni créés ni détruits ils sont simplement échangés.
 Le nombre d'électron cédé par le réducteur d'un couple est égale au nombre d'électron accepté par l'oxydant de l'autre couple.

D-2-Ecrire la réaction chimique de la décomposition des ions hypochlorite ClO^- de l'eau de javel

$2 \text{ClO}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{Cl}^-$ (0.75 pt) #

D-3- Donner le nombre d'oxydation du chlore Cl pour chacune des entités données

ClO^- : $x + (-2) = -1 \Rightarrow x = +1$ (0.25 pt) #

ClO_2 : $x + 3(-2) = 0 \Rightarrow x = +6$ (0.25 pt) #

ClO_3^- : $x + 4(-2) = -1 \Rightarrow x = +7$ (0.25 pt) #

D-4-Compléter les réactions suivantes

$\text{MnO}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 2e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 6 \text{H}_2\text{O}$ (0.5 pt) #

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}_3\text{O}^+ + 6e^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 21 \text{H}_2\text{O}$ (0.5 pt) #

MATRICULE	NOM	PRENOM	GROUPE	NOTE /20

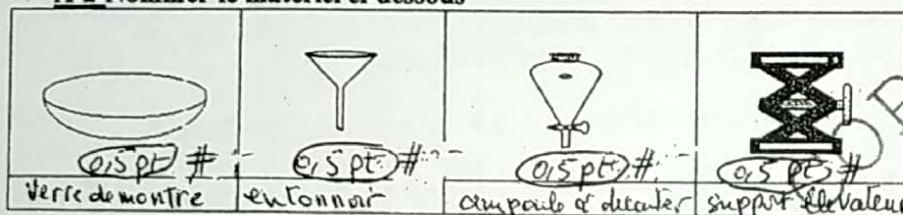
5pt PARTIE A A-1- compléter

Citer trois règles de sécurité à suivre dans un laboratoire de chimie.

- Il est interdit de porter de la vaisselle (0,25pt) #
- Effectuer toute manipulation avec des substances toxiques sans la notice (0,25pt) #
- Il est interdit de manger, de boire ou fumer dans un laboratoire de chimie (0,25pt) #

Quelle est la différence entre un produit nocif et un produit toxique ? un produit nocif est une substance de qualité limite, un produit toxique peut mener à la mort. (0,25pt) #

A-2-Nommer le matériel ci-dessous



A-3-Donner le schéma correspondant

Ballon monocol (0,5pt) #	Statif (0,5pt) #	Fiole jaugée (0,5pt) #	Burette (0,5pt) #
--------------------------	------------------	------------------------	-------------------

PARTIE B (5pt)

B-1- Un étudiant chimiste a fait le dosage de 20ml d'une solution fille de vinaigre par du NaOH à 0.1M. Les résultats du dosage précis sont donnés dans le tableau ci-dessous :

essai	Volume de la solution fille dosé (ml)	Volume de NaOH versé à l'équivalence (ml)
1	20	17
2	20	17,1
3	20	17,1

B-1-1 Calculer le volume de NaOH versé à l'équivalence $V_e = \frac{17 + 17,1 + 17,1}{3} = 17,06 \text{ ml}$ (0,25pt) #

B-1-2-Calculer la molarité de la solution fille de vinaigre.

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$$

$$C_{H_2} = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A} = \frac{0,1 \cdot 17,06 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}} = 0,085 \text{ mol/l} \quad (0,75 \text{ pt}) \#$$

B-1-3-Sachant que pour préparer 100ml de la solution fille l'étudiant a prélevé 10ml de la solution commerciale de vinaigre, calculer la molarité du vinaigre commercial.

$$C_{H_1} \cdot V_1 = C_{H_2} \cdot V_2 \Rightarrow C_{H_1} = \frac{C_{H_2} \cdot V_2}{V_1} = \frac{0,085 \cdot 100 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}}$$

$$C_{H_1} = 0,85 \text{ mol/l} \quad (0,5 \text{ pt}) \#$$

B-1-4-La masse volumique du vinaigre commerciale déterminée expérimentalement par l'étudiant est $\rho_{\text{vinaigre}} = 1,02 \text{ g/ml}$. Calculer le degré d'acidité du vinaigre.

Le degré d'acidité du vinaigre $\alpha = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solu}}} \times 100$
 $\alpha = \frac{0,85 \times 60 \times 100}{102,183} = 50$
 On donne H: 1g/mol C: 12 g/mol O: 16g/mol

B-2- Compléter le tableau ci-dessous :

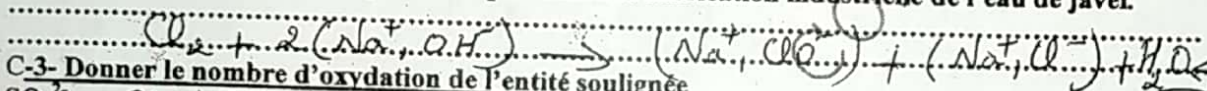
Indicateur coloré	Couleur pH <	Zone de virage	Couleur pH >
Phenolphthaleine	incolor	8,2 à 10	rouge
Hélianthine	rose	3,3 à 4,4	orange
Rouge de méthyle	rouge	4,4 à 6,2	Jaune

B-3-Quelle est la formule chimique de l'acide acétique ? CH_3COOH

PARTIE C C-1- Compléter

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction d'échange d'électrons entre le réducteur d'un couple et l'oxydant d'un autre couple. Les électrons ne sont ni créés ni détruits ils sont simplement échangés. Le nombre d'électron cédé par le réducteur d'un couple est égale au nombre d'électron capté par l'oxydant de l'autre couple.

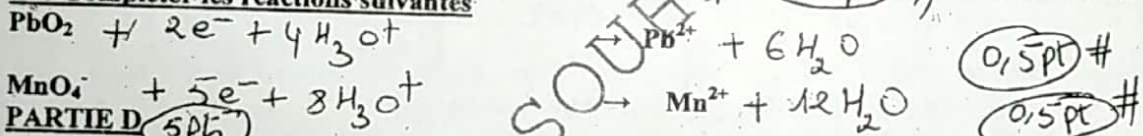
C-2-Écrire la réaction chimique correspondant à la fabrication industrielle de l'eau de javel.



C-3- Donner le nombre d'oxydation de l'entité soulignée

SO_4^{2-} : $2x + 4(-2) = -2 \Rightarrow x = +6$
 KClO_3 : $x + 1 + 3(-2) = 0 \Rightarrow x = +5$
 NO_2 : $x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +4$

C-4-Compléter les réactions suivantes



PARTIE D D-1-Donner les étapes à suivre pour préparer une solution à partir du sel solide et H_2O .

- 1. Calculer la masse du sel.
- 2. peser ce sel à l'aide d'une balance.
- 3. mettre dans la fiole jaugée la masse correspondante.
- 4. rajouter un peu d'eau puis agiter pour dissoudre.
- 5. Remplir jusqu'au trait de jauge avec l'eau.

D-2-On prépare une solution 2 de Na_2SO_4 à 0.5M de volume V_2 à partir d'une solution 1 de Na_2SO_4 à 1M.

sachant que le volume V_1 de la solution 1 à prendre pour préparer la solution 2 est égale à 50ml

D-2-1calculer la volume V_2 de la solution préparée

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{C_1 \times V_1}{C_2} = \frac{1 \times 50 \times 10^{-3}}{0,5} = 100 \times 10^{-3} \text{ L} = 100 \text{ ml}$$

D-2-2-Calculer la masse du soluté dans le volume préparé.

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \times V} \Rightarrow m = C \times V \times M = 0,5 \times 100 \times 10^{-3} \times 142 = 7,1 \text{ g}$$

D-2-3-Calculer la normalité de la solution préparée.

$$N = C \times (2 \times 1) = 0,5 \times 2 = 1 \text{ N}$$

D-3-La solution 1 est plus concentrée que la solution 2. On dit qu'on a fait une dilution.

On donne: Na: 23g/mol S: 32 g/mol O: 16g/mol

Corrigé pour : Dimanche 09/05 + Lundi 10/05 + Mardi 11/05

Faculté de chimie

1^{re} année ST et SM (2009/2010)

Epreuve finale des TP de chimie (Durée 01h15mn) Semestre 2

Nom et prénom :

Matricule :

Domaine :

SECTION/ GROUPE :

DATE :

1^{re} SEMAINE

TP N° 04(bis)

Détermination du degré chlorométrique d'une eau de javel

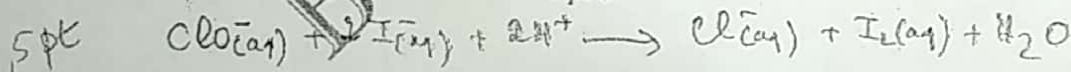
L'eau de javel est un produit très utilisé comme détersif, décolorant et antiseptique. En milieu acide et en présence de KI, l'eau de javel se transforme en ion Cl^- (aq) avec formation de diiode I_2 (aq). La quantité de I_2 formée est ensuite déterminée par un titrage au moyen d'une solution connue de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentration connue. Pour le test, une solution d'eau de javel notée solution (A) de concentration inconnue ' C_x ' est mise à la disposition de l'étudiant. Il est demandé de réaliser le dosage de cette solution (A) en respectant les étapes suivantes :

- Remplir la burette graduée de thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) jusqu'au zéro de la graduation (noter la concentration de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ sur le flacon)
- Introduire dans l'erlenmeyer un mélange de 10 mL de la solution (A) + 20 mL de la solution (K^+I^-) de concentration 0,1 mol/L + 10 mL de HCl de concentration 1,0 mol/L.
- Verser goutte à goutte le thiosulfate de sodium jusqu'à l'apparition d'une coloration. Ajouter alors quelques gouttes d'empois d'amidon (ou thiodène). Continuer à verser le thiosulfate de sodium jusqu'à la décoloration totale de la solution contenue dans l'erlenmeyer. Noter le volume V_e obtenu dans le tableau ci-dessous.
- Répétez l'opération trois fois.

$$C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 0,1 \text{ M}$$

	1 ^{er} essai	2 ^{ème} essai	3 ^{ème} essai
V_e (mL)	18,2	18,4	18,5

1/ donner la réaction qui a eu lieu dans l'étape b/.



2/ quelle est la couleur du contenu de l'erlenmeyer au début du titrage ? Comment évolue-elle ? Quelle est la nature de ce titrage ?

- 15 → Début du titrage : Grenat foncé
- 25 → elle évolue vers jaune doré (ajouter alors l'empois d'amidon).
- 25 → La décoloration totale - correspond à la fin du titrage (point équivalent).
- 25 → Nature du titrage : dosage d'oxydo-réduction

3/ Donner la relation à l'équivalence. Calculer pour chaque essai, la concentration de I_2 dosée.

q25 → A l'équivalence : $N_{I_2} \cdot V_{I_2} = N_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3} \Rightarrow 2 \cdot C_{I_2} \cdot V_{I_2} = C_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3}$

q25 1^{er} essai : $C_{I_2} = \frac{C_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3}}{2 \cdot V_{I_2}} = 0,091 \text{ M}$

q25 2^e essai : $C_{I_2} = 0,092 \text{ M}$

q25 3^e essai : $C_{I_2} = 0,0925 \text{ M}$

4/ En déduire la concentration C_e en ion hypochlorite ClO^- de la solution (A) pour chaque essai.

q25 Suivant la réaction de 1/ $\Rightarrow C_{I_2} = C_{ClO^-}$

q25 1^{er} essai : $C_{ClO^-} = 0,091 \text{ M}$

q25 2^e essai : $C_{ClO^-} = 0,092 \text{ M}$

q25 3^e essai : $C_{ClO^-} = 0,0925 \text{ M}$

5/ Calculer pour chaque essai, le degré chlorométrique

Selon la réaction de préparation de l'eau de Javel : $n_{Cl_2} = n_{ClO^-}$
(dans 1 l d'eau de Javel).

q25 → Degré chlorométrique ($^\circ\text{chl}$) : volume de Cl_2 (en litre à TPN) par litre d'eau de Javel $\Rightarrow ^\circ\text{chl} = n_{Cl_2} \times 22,4 \text{ l}$

1^{er} essai : $n_{Cl_2} = 0,091 \text{ mol} \Rightarrow ^\circ\text{chl} = 2,04 \quad 2 \times 0,25 \text{ pt}$

2^e essai : $n_{Cl_2} = 0,092 \text{ mol} \Rightarrow ^\circ\text{chl} = 2,06 \quad 2 \times 0,25 \text{ pt}$

3^e essai : $n_{Cl_2} = 0,0925 \Rightarrow ^\circ\text{chl} = 2,07 \quad 2 \times 0,25 \text{ pt}$

Note du test (12 pts)	Appréciation (04 pts)	Note question théorique (04 pts)	Note finale /20

Corrigé pour Dimanche 09/05 + Lundi 10/05 + Mardi 11/05

Faculté de chimie
 1^{ère} année ST et SM (2009/2010)
 Epreuve finale des TP de chimie (Durée 01h15mn) Semestre 2
 Nom et prénom :
 Matricule :
 SECTION/ GROUPE :
 DATE :
 1^{ère} SEMAINE
 TP N° 05 (05/05)

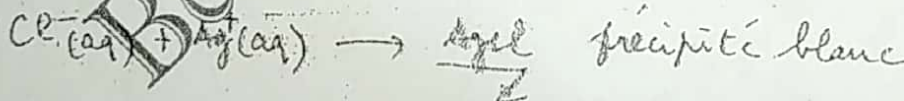
Dosage des ions chlorure contenus dans une eau minérale

Les chlorures sont largement répandus dans la nature, généralement sous forme de sels. Leur présence dans les sources d'eau potable peut être attribuée à la dissolution des dépôts de sels. Pour le test, il est demandé de doser les ions chlorures contenus dans une eau minérale inconnue en respectant les étapes suivantes :

- Remplir la burette graduée du nitrate d'argent (AgNO_3) jusqu'au zéro de la graduation (noter la concentration de AgNO_3 sur le flacon)
- Prélever de façon précise 50 mL de cette eau puis l'introduire dans un erlenmeyer.
- Ajouter 10 gouttes de chromate de potassium K_2CrO_4 .
- Faire un dosage précis en versant le nitrate d'argent puis relever le volume équivalent V_e au moment du changement de la coloration de la solution.
- Réaliser trois (03) opérations.

	1 ^{er} essai	2 ^{ème} essai	3 ^{ème} essai
V_e (mL)	5,6	5,7	5,8

1/ donner la réaction qui a eu lieu dans l'étape d/



2/ quelle est la couleur du contenu de l'erlenmeyer au début du titrage ? Comment évolue-t-elle ? Quelle est la nature du titrage ?

- Début du dosage : Couleur jaune clair qui évolue vers jaune
- opaque (précipitation de AgCl)
- Au point équivalent : virage vers rouge brique (début de précipitation de Ag_2CrO_4)
- Nature du titrage : Dosage par précipitation.

3/ définir l'équivalence de la réaction.

Equivalence de la réaction :

$$\text{Quantité d'ion } \text{Cl}^- = \text{Quantité d'ion } \text{Ag}^+$$

4/ Pour chaque essai, calculer la concentration molaire d'ions chlorure C_{Cl^-} de cette eau minérale (arrondir le résultat à 0,0001).

5/ Au point équivalent : $C_{\text{Cl}^-} \times V_{\text{prépré}} = C_{\text{AgNO}_3} \times V_{\text{AgNO}_3}$

$$1^{\text{er}} \text{ essai : } C_{\text{Cl}^-} = \frac{0,0125 \times 5,6}{50} = 1,4 \times 10^{-3} \text{ M (1,4 } \times 10^{-3} \text{ M)}$$

Corrigé pour Dimanche 16/05 + Lundi 17/05 + Mardi 18/05

Faculté de chimie		1 ^{ère} année ST et SM (2009/2010)
Epreuve finale des TP de chimie (Durée 01h00mn) Semestre 2		
Nom et prénom :		
Matricule :		
SECTION/ GROUPE :	Domaine :	DATE :
Date SEMAINE		
TP N° 05(bis)		

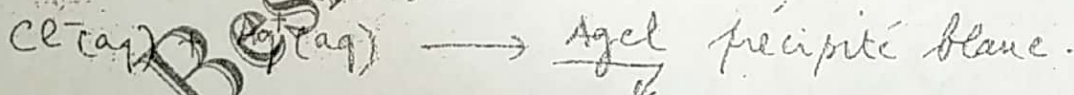
Dosage des ions chlorure contenus dans une eau minérale

Les chlorures sont largement répandus dans la nature, généralement sous forme de sels. Leur présence dans les sources d'eau potable peut être attribuée à la dissolution des dépôts de sels. Pour le test, il est demandé de doser les ions chlorures contenus dans une eau minérale inconnue en respectant les étapes suivantes :

- Remplir la burette graduée du nitrate d'argent (AgNO_3) jusqu'au zéro de la graduation (noter la concentration de AgNO_3 sur le flacon)
- Prélever de façon précise 30 mL de cette eau puis l'introduire dans un erlenmeyer.
- Ajouter 10 gouttes de chromate de potassium K_2CrO_4 .
- Faire un dosage précis en versant le nitrate d'argent puis relever le volume équivalent V_e au moment du changement de la coloration de la solution.
- Réaliser trois (03) opérations.

	1 ^{er} essai	2 ^{ème} essai	3 ^{ème} essai
V_e (mL)	3,4	3,3	3,4

1/ donner la réaction qui a eu lieu dans l'étape d/

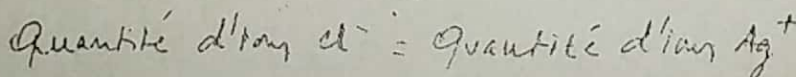


2/ quelle est la couleur du contenu de l'erlenmeyer au début du titrage ? Comment évolue-elle ? Quelle est la nature du titrage ?

- Début du titrage : Couleur jaune clair qui évolue vers jaune opaque (précipitation de AgCl)
- Au point équivalent : virage vers rouge brique (début de précipitation de Ag_2CrO_4)
- Nature du titrage : Dosage par précipitation.

3/ définir l'équivalence de la réaction.

Equivalence de la réaction :



4/ Pour chaque essai, calculer la concentration molaire d'ions chlorure C_{Cl^-} de cette eau minérale (arrondir le résultat à 0,0001).

Au point équivalent : $C_{\text{Cl}^-} \times V_{\text{eau}} = C_{\text{AgNO}_3} \times V_{\text{AgNO}_3}$

$$\text{1^{er} essai : } C_{\text{Cl}^-} = \frac{0,0125 \times 3,4}{30} = 1,416 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

5) Calculer la concentration massique C_m (mg/L) pour chaque essai sachant que $M(CT) = 35,5$ g/mol.

$$0,21' \quad C_m = C_{app} \times 35,5 \times 10^3$$

0,25 1^{er} essai: $C_m = 50,29$ mg/L

0,25 2^e essai: $C_m = 48,81$ mg/L

0,25 3^e essai: $C_m = 50,29$ mg/L

5) Evaluation de la précision du dosage sur la concentration massique par les deux (02) méthodes :

- Méthode classique:

$$0,21' \quad \Delta C_m = \bar{C}_m \left(\frac{\Delta V_{app}}{V_{app}} + \frac{\Delta V_{pi}}{V_{pi}} \right)$$

$\Delta V_{app} = 0,05$ ml (burette)
 $\Delta V_{pi} = 0,01$ ml (fiole de 50 ml)

- Méthode statistique (avec $n=3$ et $t=4,3$).

- Calcul de la valeur moyenne: \bar{C}_m

- Calcul de \bar{C}_m

- Calcul de \bar{C}_m

- Calcul de $\beta = 65$

- Représentation de l'intervalle de confiance

Note du test (12 pts)	Appréciation (04 pts)	Note question théorique (04 pts)	Note finale /20

Conseils pratiques pour les TP de SEC 100.

Avant de commencer de travailler, il faut réfléchir sur le travail qu'on fait et bien connaître les réactions qui se produisent. Aucune manipulation non comprise ne doit être engagée. Ces manipulations doivent être faites avec beaucoup de d'attention.

Avant de se lancer dans un travail il faut s'assurer de la disponibilité de tout le matériel et produits chimiques nécessaires.

Il ne faut jamais remettre dans un flacon un produit ou solution qui en est déjà sorti, les solutions alcalines ne doivent jamais être mis en contact avec des rodages en verre.

Conseils pratiques pour éviter les accidents;

Toute manipulation de produits inflammables (éther, benzène, toluène,...) doit être exécuter attentivement et à l'abri de la flamme sur une paillasse spéciale.

On ne doit jamais ajouter de l'eau à les acides concentrés, mais les acides à l'eau, surtout l'acide sulfurique.

Ne jamais aspirer les solutions concentrées telles que les acides, les bases, les cyanures et toutes les solutions corrosives ou toxiques. Il faut se servir d'une propipette.

Il ne faut jamais regarder dans un tube à essai ou un ballon dans lequel a lieu une réaction chimique. On oriente toujours les orifices des ballons ou des tubes à essai vers le mur ou vers le côté opposé à votre visage, mais jamais dans la direction de vos collègues.

Les substances oxygénées (H_2O_2 , $HClO_4$, $H_2S_2O_8$,...) doivent être chauffées progressivement, mais jamais brutalement.

Soins d'urgence à donner en cas d'accidents survenus au laboratoire;

Il s'agit ici des premiers soins, temporaires, à donner aux accidentés, sans gravité, ou des soins préliminaires avant le transport de l'accidenté à l'hôpital.

Les brûlures;

les brûlures, dont les causes sont multiples, provoquent des lésions plus ou moins graves, nous n'envisageons que:

- les brûlures provoquées par la chaleur (corps solides, liquides ou vapeur très chauds ou enflammés)
- les brûlures provoqué par des produits chimiques (acides ou soude caustique).

a- Brûlures provoquées par des corps chauds;

On applique sur la partie brûlée un tampon imbibé d'une solution d'acide picrique saturée. Eviter les contact de l'air en recouvrant la plaie avec une pommade antibiotique. On évite les antiseptique comme le mercurochrome, si la brûlure est grande dirigé le brûlé vers l'hôpital (le recouvrir d'une couverture).

b- Brûlures chimiques;

Ces brûlures, provoquées par les acides et les bases caustiques, peuvent être superficielles ou profondes.

Il ne faut pas chercher à neutraliser ces brûlures par des acides ou alcalis. Laver d'abord les brûlures à grandes eau. Les brûlures acides, tout au plus, peuvent être lavées avec une

solution diluée de carbonate de soude. S'il s'agit d'une brûlure causée par une soude caustique on peut utiliser une solution de vinaigre (très diluée).

De toute les façons en cas de brûlures chimiques, il faut appliquer une pommade antibiotique après avoir lavé la brûlure à grande eau.

Les coupures:

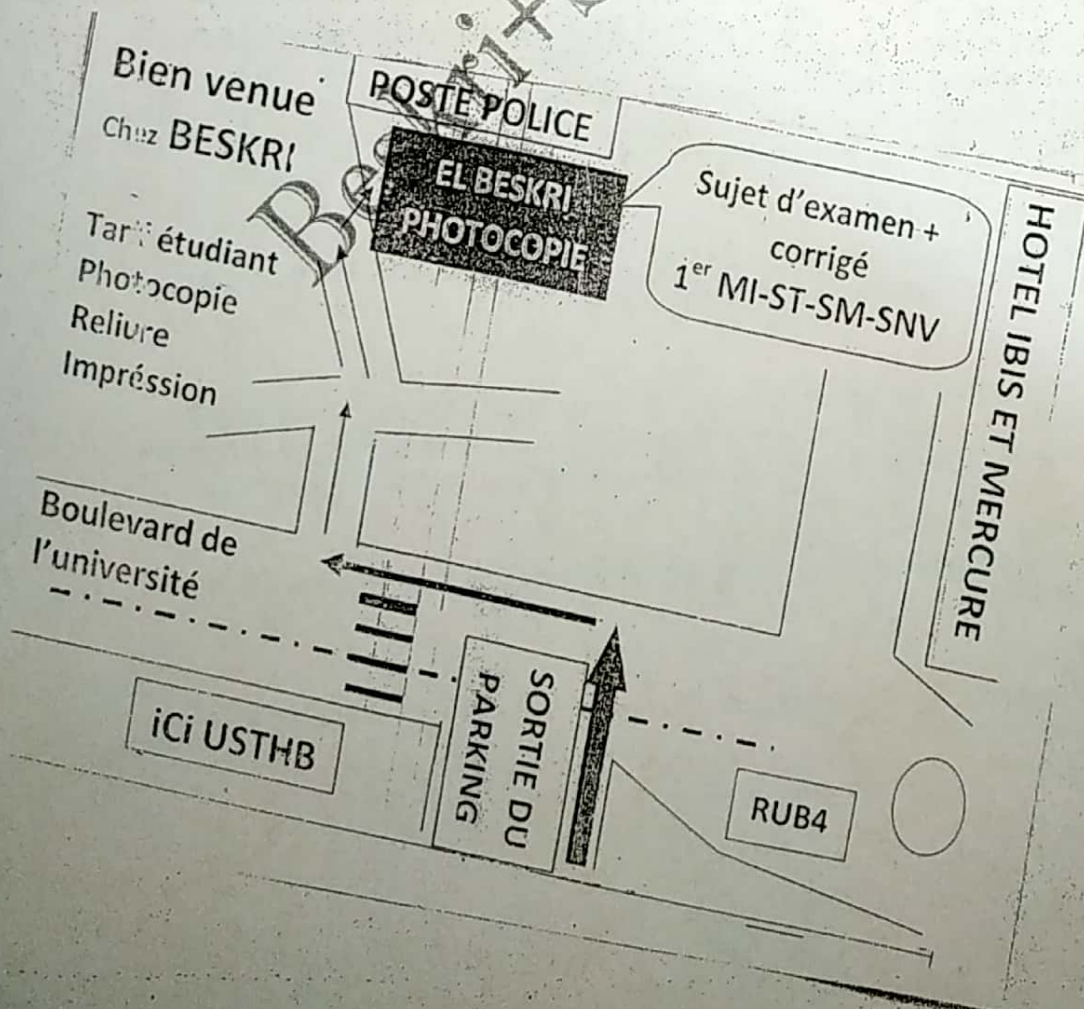
Verser sur la plaie de l'eau oxygénée (à 12 volumes) et faire un pansement compressif. En cas d'hémorragie, il faut ligaturer en amont de la plaie et transporter le blessé à l'hôpital.

Intoxication par gaz suffocants:

Tout d'abord, on doit soustraire l'intoxiqué à la cause de l'asphyxie et le transporter à l'air libre. On desserre les vêtements pour assurer la liberté des mouvements respiratoire. Donner du café fort, ou si besoin faire de la respiration artificielle (ou appeler les pompiers pour rétablir au plus tôt l'oxygénation de l'asphyxie).

Il est recommandé que chaque laboratoire soit équipé d'une armoire de secours, dans laquelle on trouvera les principaux médicaments et pansements pour prodiguer les soins d'urgence en cas d'accidents.

En cas d'empoisonnement par l'acide cyanhydrique ou cyanures, faites inhaler, sur un mouchoir, pendant 15 à 20 secondes du nitrile d'amyle.



Introduction aux travaux pratiques de SEC 100

La première séances de travaux pratiques de SEC 100 sera consacrée essentiellement à la présentation du matériel le plus couramment utilisé dans le cadre des travaux pratiques de SEC 100.

Suite à cette présentation, nous essayerons d'apprendre à utiliser ce matériel ainsi qu'à effectuer des manipulations simples.

A- Présentation du matériel.

a- La burette;

c'est un tube de verre cylindrique gradué en dixième de cm^3 (un opérateur soigneux et expérimenté peut lire une demi division, soit $1/20 \text{ cm}^3$) et fixé par un support; il se termine par un caoutchouc serré en son milieu par une pince de Mohr, et un tube effilé, soit par robinet et un tube effilé.

Précaution d'emploi; après avoir lavé à l'eau du robinet et rincé à l'eau distillée la burette, il est recommander de la rincer en dernier lieu avec un peu de la solution à utiliser. La colonne de liquide doit être continue (il ne doit pas y avoir de bulles d'air dans la burette). A la fin de la manipulation chaque étudiant lave sa burette et la remplit avec de l'eau distillée.

b- La pipette;

sa capacité exactement définie est inscrite sur le réservoir, elle est mesurée grâce à un ou deux traits de jauge. L'écoulement de la solution est contrôlé par pression de l'index non mouillé. Pour réaliser des mesures exactes, il ne suffit pas de repérer correctement les niveaux, il faut que la quantité de solution retenue par l'extrémité soit toujours la même. On réalise cette condition en faisant toucher la paroi du récipient (erlen, becher) à l'extrémité de la pipette.

c- La fiole jaugée;

c'est une sorte de ballon en verre ayant un long col étroit, sa capacité est rigoureusement déterminée. Elle permet la préparation de solution titrée.

d- L'éprouvette graduée;

c'est un tube en verre ou en matière plastique de diamètre constant qui permet de prélever rapidement un certain volume de solution, mais sa précision est faible. On ne doit jamais l'utiliser à la place de la pipette ou de la fiole jaugée pour prélever ou préparer des solution.

e- Le becher;

c'est un récipient cylindrique en verre ou en matière plastique de volume connu utilisé pour prendre des échantillons.

f- L'erlen meyer;

il est de forme conique, son volume est connu mais peu précis. Il est essentiellement utilisé comme réacteur (dosage).

g- La balance;

g- La balance:

la balance est l'élément de base de la chimie, il en existe plusieurs types. Dans notre cas nous utiliserons des balances qui ressemblent à la balance romaine, elles sont simples d'utilisation et précises.

h- Le thermomètre:

selon la précision il est gradué au 1/100, 1/10 ou au degré Celcius. Il doit être manipulé avec le plus grand soin du fait de sa fragilité et de son coût élevé.

i- Le vase Dewar:

il est thermiquement isolé du milieu extérieur, ce qui en fait un matériel pour la mesure des effets thermiques d'une réaction. Il est très fragile, le moindre choc peut le briser.

B- But de la manipulation.

Le but de la manipulation est d'apprendre à utiliser convenablement le matériel et certaines techniques de laboratoire. Pour ce, il ne faut pas hésiter à faire plusieurs fois ces manipulations et demander aux enseignants des explications en ce qui concerne le travail qu'on doit effectuer.

C- Manipulation.

a- Utilisation du matériel:

chaque étudiant doit apprendre l'utilisation du matériel. On utilisera l'eau du robinet pour effectuer les différents essais.

b- Préparation d'une solution:

il s'agit de préparer une solution de chlorure de sodium contenant une quantité donnée de soluté par litre de solution.

Peser la quantité voulue de soluté et la dissoudre dans de l'eau. Pour ce, on doit prendre une fiole, y mettre un peu d'eau, ajouter le soluté puis compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau.

c- Détermination des paramètres de la solution:

déterminer les paramètres suivants;

- densité de la solution
- molarité de la solution
- molalité de la solution
- fraction molaire des différents constituants de la solution.

d- Dilution de la solution précédente:

à l'aide de la solution initiale préparer plusieurs solutions de concentrations plus faibles.

e- Détermination de la densité d'un solide:

prendre un objet solide de votre choix et déterminer sa densité grâce à une méthode de votre choix.

Interprétation et représentation des résultats.

Résultats et erreurs.

Tout nombre a , résultant de la mesure d'une grandeur A (longueur d'une règle, par exemple) n'est qu'une valeur approchée de la valeur exacte a_e de cette grandeur.

$$\delta = a - a_e : \text{erreur absolue de la mesure.}$$

Cette erreur est la somme de toutes sortes d'erreurs sur chacune des mesures effectuées au cours de la détermination de la valeur a_e . On peut classer ces erreurs en deux catégories;

a- Erreurs systématiques:

Elles sont indépendantes du hasard et se produisent toujours dans le même sens. Un manipulateur averti peut éviter ou annuler les effets de ces erreurs.
Exemples: mauvais calibrage d'un appareil, fuite de gaz dans la manipulation de Boyle Mariotte, réaction incomplète,...

b- Erreurs accidentelles:

Ces erreurs se produisent dans les deux sens avec égale probabilité.
Exemples: Le volume contenu dans une burette est déterminé à $+$ ou $-$ une demie graduation. Ces erreurs sont atténuées en augmentant de mesures, mais ne peuvent jamais être annulées.

c- Précision d'un résultat:

La précision d'une mesure représente le degré de reproductibilité de cette mesure. Elle tient compte uniquement des erreurs accidentelles.

d- Exactitude d'un résultat:

L'exactitude d'une mesure représente l'écart entre la valeur observée la valeur réelle. Elle tient compte de toutes les erreurs. Un résultats peut donc être précis et exacte, précis et inexacte, imprécis et exacte ou imprécis et inexacte.

La valeur a_e est inaccessible à l'expérimentateur puisque toute mesure comporte une certaine erreur. Il est donc impossible de calculer l'erreur sur une mesure donnée, mais aucun résultat expérimental n'a de signification si l'on ne peut estimer l'erreur qui l'entache. Pour estimer cette erreur absolue, on avait l'habitude de maximaliser les erreurs accidentelles que l'expérimentateur ne peut éviter et de sommer ces maxima. Ceci correspond en fait, au calcul de l'incertitude absolue qui est une estimation trop pessimiste de l'erreur. En plus, ce calcul est fonction, uniquement, des limites de l'appareillage et ne tient pas compte de l'expérience du manipulateur. Pour ces raisons, nous introduisons une méthode statistique qui permet de calculer la valeur de l'erreur, en fonction d'une limite de confiance imposée.

Interprétation statistique des résultats;

a- Evaluation de la précision:

Si nous effectuons la mesure d'une grandeur A , un très grand nombre de fois et si nous portons sur un graphique le nombre de résultats identiques en fonction de leur valeur numérique, nous obtenons une courbe en cloche, appelé courbe de Gauss. Cette courbe est caractérisée par la valeur moyenne \bar{A} et l'écart type σ

$$\bar{A} = \frac{\sum_{i=1}^n A_i}{n} \quad \sigma = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (A_i - \bar{A})^2}{(n-1)}}$$

Pour une distribution gaussienne idéale, 68 % des résultats se trouvent dans l'intervalle de limites $\bar{A} \pm 2\sigma$.

Le principe de base de l'intervalle statique est que la petite série des résultats obtenus par l'expérimentateur font partie de la courbe de Gauss, représentant une infinité de résultats. Nous pouvons donc déterminer la valeur moyenne et l'écart type d'une petite série des résultats à l'aide des formules précédentes. L'écart type représente la précision sur chacun des résultats individuels. L'écart type sur la valeur moyenne dépend du nombre de résultats, il est donné par la formule suivante;

$$\text{écart type moyen } \sigma_m = \frac{\sigma}{\sqrt{n}}$$

b- Représentation des résultats:

Les résultats sont représentés sous forme d'un intervalle dans lequel nous avons 95 % de chance de trouver le résultats exacte. Cet intervalle s'appelle intervalle de confiance, il dépend de l'écart type et du nombre de résultats de la série et ainsi que de la probabilité imposée, intervalle de confiance est définie par;

$$\beta = \frac{t\sigma}{\sqrt{n}} = t\sigma_m$$

t est un facteur multiplicatif qui dépend du nombre de résultats et de la probabilité désirée. Les différentes valeurs du facteur t sont rassemblées dans le tableau 1.

Tableau 1.

Nombre de résultats	Probabilité					
	50 %	80 %	90 %	95 %	99 %	99,9 %
2	1,00	3,08	6,31	12,7	63,7	637,0
3	0,81	1,89	2,92	4,30	9,92	31,6
4	0,76	1,64	2,35	3,18	5,85	12,9
5	0,74	1,53	2,13	2,78	4,60	8,61
6	0,70	1,44	1,94	2,45	3,71	5,96
10	0,70	1,37	1,81	2,23	3,17	4,59
100	0,67	1,28	1,64	1,94	2,58	3,29

Les résultats seront donc représentés sous la forme suivante;

$$\bar{x} \pm \sigma_m \cdot t, \bar{A} \pm \beta (95 \%)$$

ou $\bar{A} - \beta (95 \%) \leq A \leq \bar{A} + \beta (95 \%)$

L'erreur relative sur les mesures est donnée par la relation suivante;

$$\text{Erreur relative} = (\beta / \bar{A}) 100\%$$

Exemple, un manipulateur a établi la normalité d'une solution de HCl en utilisant du carbonate de sodium en présence de méthyl orange. Il a effectué 18 mesures rassemblées dans le tableau 2;

Tableau 2.

Dosage	Normalité	Normalité . 10^3	$(N_i - \bar{N}) . 10^3$	$(N_i - \bar{N}) . 10^6$
1	1,142	1142	4,5	20,25
2	1,132	1132	5,5	30,25
3	1,135	1135	2,5	6,25
4	1,144	1144	6,5	42,25
5	1,135	1135	2,5	6,25
6	1,142	1142	4,5	20,25
7	1,136	1136	1,5	2,25
8	1,145	1145	7,5	56,25
9	1,132	1132	5,5	30,25
10	1,139	1139	1,5	2,25
11	1,138	1138	0,5	0,25
12	1,134	1134	3,5	12,25
13	1,133	1133	4,5	20,25
14	1,137	1137	0,5	0,25
15	1,138	1138	0,5	0,25
16	1,139	1139	1,5	2,25
17	1,132	1132	5,5	30,25
18	1,142	1142	4,5	20,25

Nous la somme des résultats $\Sigma N_i = 20,475$

La moyenne des résultats est: $N = \frac{20,475}{18} = 1,1375$

L'écart type $s = 0,0042$

L'écart type moyen $s_{\bar{x}} = 0,001$

Pour 18 résultats et une probabilité de 95 %, t prend la valeur de 2,11, la limite de confiance vaut dans ce cas;

$$\beta = 2,11 \cdot 0,001 = 0,0021 N.$$

Le résultats final se présente sous la forme suivante;

$$N = 1,1374 \pm 0,0021 N.$$

Nous avons 95 % de chance pour que la valeur réelle de la normalité soit comprise entre 1,135 et 1,140 N; ceci nous conduit à une erreur relative de 0,18 %.

c- Élimination des résultats aberrants;

Il est fréquent que dans une série de mesures, même petites, apparaissent certains résultats aberrants. Si sur un ensemble de n mesures, nous avons calculé \bar{x} , et que nous avons déterminé en fonction de la probabilité désirée et du nombre de mesures, nous pouvons éliminer tous les résultats qui se trouvent en dehors des limites définies par;

Ainsi, dans l'exemple précédent, ces limites valent 1,129 et 1,147, nous constatons qu'aucun résultat ne peut être éliminé.