

Classe :S2S A et B	Nom de l'élève :
Discipline : Chimie (Devoir de vacances)	Date :
Nom du prof : Antoine Gebian	Durée :

Masse molaire en g.mol^{-1} : C=12 H=1 Cl=35,5 O=16 Ag= 107,8

Exercice 1

On dispose au laboratoire, d'un flacon contenant une solution (S_0) commerciale d'eau de Javel dont l'étiquette porte l'indication suivante : 12 $^{\circ}\text{Chl}$.

Le but de cet exercice est de vérifier expérimentalement le degré chlorométrique ($^{\circ}\text{Chl}$) de cette solution S_0

Document à lire attentivement

Le degré chlorométrique ($^{\circ}\text{Chl}$) d'une eau de Javel est le volume (exprimé en L) de dichlore gazeux (mesuré dans les conditions où le volume molaire gazeux est $22,4\text{L.mol}^{-1}$) nécessaire pour fabriquer un litre de solution de cette eau.

L'eau de Javel est fabriquée par réaction entre le dichlore gazeux et une solution d'hydroxyde de sodium selon l'équation :



Exemple : Un litre d'une solution d'eau de Javel à 12 $^{\circ}\text{Chl}$ est fabriqué à partir de 12L de gaz Cl_2 .

Protocole expérimental :

- On dilue 10 fois la solution commerciale (S_0). On obtient une solution d'eau de Javel notée (S).
- Dans un erlenmeyer, on introduit un volume $V=10\text{ mL}$ de la solution (S) diluée et un excès d'une solution d'iodure de potassium ($\text{K}^+ + \text{I}^-$) sans oublier d'acidifier le milieu réactionnel
- On bouche l'erlenmeyer et on laisse la réaction se dérouler pendant 10 min.
- On remplit une burette graduée par une solution de thiosulfate de sodium ($2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) de concentration $C'=0,10\text{ mol.L}^{-1}$.
- On verse progressivement, dans l'erlenmeyer, cette solution de thiosulfate de sodium jusqu'à atteindre l'équivalence. Le volume versé à l'équivalence est $V_E=10,6\text{ mL}$.

Données

- L'équation de la réaction entre ClO^- et I^- est la suivante :



I_2 est la seule espèce colorée dans ce milieu réactionnel.

- 1- Ecrire les demi équations d'oxydation et de réduction de la réaction 1
- 2- Ecrire l'équation de la réaction de dosage du diiode I_2 par les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.
- 3- Comparer les potentiels E^0 des couples $\text{ClO}^- / \text{Cl}^-$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.
- 4- Quel est l'intérêt de considérer les ions iodure I^- en excès dans la réaction 1.
- 5 Déterminer la quantité de matière de diiode dosé.
- 6 Montrer que la concentration molaire des ions hypochlorite ClO^- dans la solution (S) est égale à $5,3 \cdot 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$.
- 7 Déduire le degré chlorométrique de la solution commerciale (S_0) de l'eau de Javel

Exercice 2 :

On veut déterminer la formule moléculaire d'une substance liquide A constituée uniquement des trois éléments :

Le carbone C, l'hydrogène H et l'oxygène,

- 1- Un échantillon A de masse $m = 1,48\text{g}$ s'évapore. Le gaz obtenu occupe un volume $V = 0,48\text{L}$ ($V_m = 24\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$)
 - 2.1- Déterminer la quantité de matière du gaz obtenu
 - 2.2- En déduire que la masse molaire de A est autour de $74\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- 2- La combustion complète de cet échantillon donne une masse de $3,52\text{ g}$ de dioxyde de carbone CO_2 et un volume de $2,4\text{ L}$ de vapeur d'eau H_2O .
 - 2.1- Déterminer la masse et le pourcentage de carbone et d'hydrogène dans l'échantillon.
 - 2.2- En déduire le pourcentage d'oxygène dans l'échantillon.
 - 2.3- Déterminer la formule moléculaire de A.

Exercice 3 :

Un alcane a pour pourcentage atomique en hydrogène $\% \text{H} = 70,6\%$

- 1- Montrer que sa formule moléculaire est C_5H_{12} .
- 2- Ecrire les formules semi-développées des isomères de formule brute C_5H_{12} et les nommer.

*** Données : Masses molaires atomiques en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $\text{H} = 1$ $\text{C} = 12$ $\text{O} = 16$ $\text{Cl} = 35,5$
 $\text{N} = 14$**

Exercice 4 :

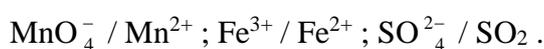
Le manganèse

On se propose de déterminer le pourcentage du manganèse Mn dans un minerai impur. Pour cela on traite $0,2\text{ g}$ de ce minerai par une solution oxydante acidifiée. Le manganèse passe ainsi à l'état d'ion permanganate MnO_4^-

On complète le volume de la solution à 100ml avec de l'eau. On obtient ainsi une solution (A).

A 10ml de (A) on ajoute 76 mg de cristaux de sulfate de fer (II) FeSO_4 et 5 ml d'une solution de SO_2 à $0,05\text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ pour atteindre le point équivalent.

1- Donner les équations - bilans des réactions entre l'ion permanganate et le Fe^{2+} d'une part, le permanganate et le SO_2 d'autre part sachant que les couples mis en jeu sont:



2- Déterminer la concentration molaire des ions MnO_4^- dans la solution (A).

Déduire le pourcentage de manganèse dans le minerai.

2-sa formule semi-développée sachant que tous les atomes d'hydrogène qu'il contient appartiennent à des groupes méthyles

3- le nombre de dérivés dichlores qu'il possède

Exercice 6 : *Analyse élémentaire*

Partie A :

La combustion complète de $m = 10\text{g}$ d'un composé organique (S) de formule $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$ donne $19,1\text{g}$ de gaz absorbable par la potasse et $11,7\text{g}$ d'un gaz absorbable par l'acide sulfurique.

1-Déterminer la composition centésimale en masse de ce composé.

2-Calculer les valeurs de x et y .

3-Proposer 2 formules développées de ce composé.

Partie B :

La combustion complète de $1,732\text{g}$ d'un hydrocarbure C_xH_y donne $2,95$ litres de dioxyde de carbone dans les conditions où le volume molaire est $24\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

-Déterminer sa formule empirique.

Partie C

On soumet à l'analyse élémentaire $0,9\text{g}$ d'un composé organique azoté gazeux .Sa combustion produit $1,76\text{g}$ de CO_2 et $1,26\text{g}$ d'eau . D'autre part ,la destruction d'une même masse de substance conduit à la formation de $0,34\text{g}$ d'ammoniac NH_3

Ce composé organique contient-il de l'oxygène

Exercice 7 :

En présence de l'empois d'amidon ,une solution contenant du diiode I_2 présente une coloration bleu foncé . On réalise le titrage d'un volume $V = 10\text{ ml}$ d'une solution de diiode de concentration C inconnue par une solution de thiosulfate de sodium ($2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) de concentration $C' = 2,5 \times 10^{-2}\text{ mol/L}$

Les couples mis en jeu sont I_2 / I^- et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

- 1- Faire un schéma annoté du dispositif de dosage
- 2- Préciser la verrerie utilisée pour prélever les 10 ml de la solution de I_2
- 3- Définir une solution titrante et donner son nom ici
- 4- a) Définir l'équivalence
b) comment peut – on repérer l'équivalence , sachant qu'on a ajouté un peu d'empois d'amidon à la solution du diiode dès le début du dosage

5-Quelles sont les caractéristiques d'une réaction de dosage ?

6- Ecrire les demi-équations et l'équation d'oxydoréduction de la réaction de dosage

7-L'équivalence est atteinte pour volume $V_E=17$ ml de la solution titrante .

En déduire la concentration C de la solution en diiode

8- Déterminer la masse de diiode $I_{2(s)}$ qu'il faut dissoudre dans une solution aqueuse appropriée placée dans une fiole jaugée de 200 mℓ pour obtenir une telle solution.

$$M(I) = 127 \text{ g / mol.}$$

Exercice 8:

Le dioxyde de soufre présent dans l'air est l'un des polluants responsables des pluies acides.

Sa concentration dans l'air peut être déterminée en utilisant une solution titrante de permanganate de potassium.

1-sachant que les couples rédox mis en jeu sont :



Ecrire les demi-équations ainsi que l'équation bilan du dosage entre les ions SO_2 et MnO_4^-

2-On fait barboter un échantillon d'air de 1 m^3 dans un erlenmeyer contenant 75 mL d'eau distillée.

Calculer la masse de SO_2 dans l'échantillon d'air sachant qu'il a fallu 10 mL d'une solution de permanganate de potassium à 0,008 mol/L pour réaliser le dosage en milieu acide

On donne : $M_S = 32 \text{ g/mol}$ $M_O = 16 \text{ g/mol}$