

Terminales C, D

Eric Simo, Editeur

CHIMIE

Baccalauréat – Sujets Corrigés

Maurice Noubissi, Emmanuel Simo

Avec 35 schémas d'illustration
et 24 exercices corrigés



Eric Simo, Msc.-Ing. TU-BS (Editeur)
An den Äckern 2
31224 Peine
Allemagne
kuateric@gmail.com

Chimie Terminales C, D. Nouvelle Edition

Auteurs: Maurice Noubissi, Maître Es Sciences; Emmanuel Simo, Maître Es Sciences (Cameroun)

Contributions: E. S. (Allemagne); F. W., J. T. (Cameroun); E. A. F. (Italie, R-U); T. v. P. (Pays-Bas); A. Z., L. S., I. D. (Ukraine); D. R., P. B. (Italie); M. B. (Zimbabwe); F. K. (Pakistan); A. K. (Russie); R. K. (Maroc)

Conception graphique des couvertures: R. A. (Bangladesh)

Thème artistique des couvertures 2017: Intelligence Artificielle

ISBN 978-3-947242-07-8 • Maison d'Édition SIMO • Bandjoun Brunswick Belfast Rotterdam • 2017

Sous réserve des exceptions légales, toute représentation ou reproduction intégrale ou partielle, faite, par quelque procédé que ce soit sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit, est illicite et constitue une contrefaçon sanctionnée par le Code de la Propriété Intellectuelle. En cas d'utilisation aux fins de vente, de location, de publicité ou de promotion, l'accord de l'auteur ou des ayants droit est nécessaire.

Site Internet: www.simo.education

Avant-propos

Vous avez choisi ce livre parce que vous avez un objectif à atteindre. C'est un instrument réellement utile et efficace pour aider les apprenants des **classes de terminales scientifiques et techniques**, quel que soit leur niveau, à améliorer leurs performances en **chimie**.

Inspirée de la pédagogie nouvelle, la conception de ce livre se fonde sur deux outils à savoir : le *cours* et les *exercices corrigés*.

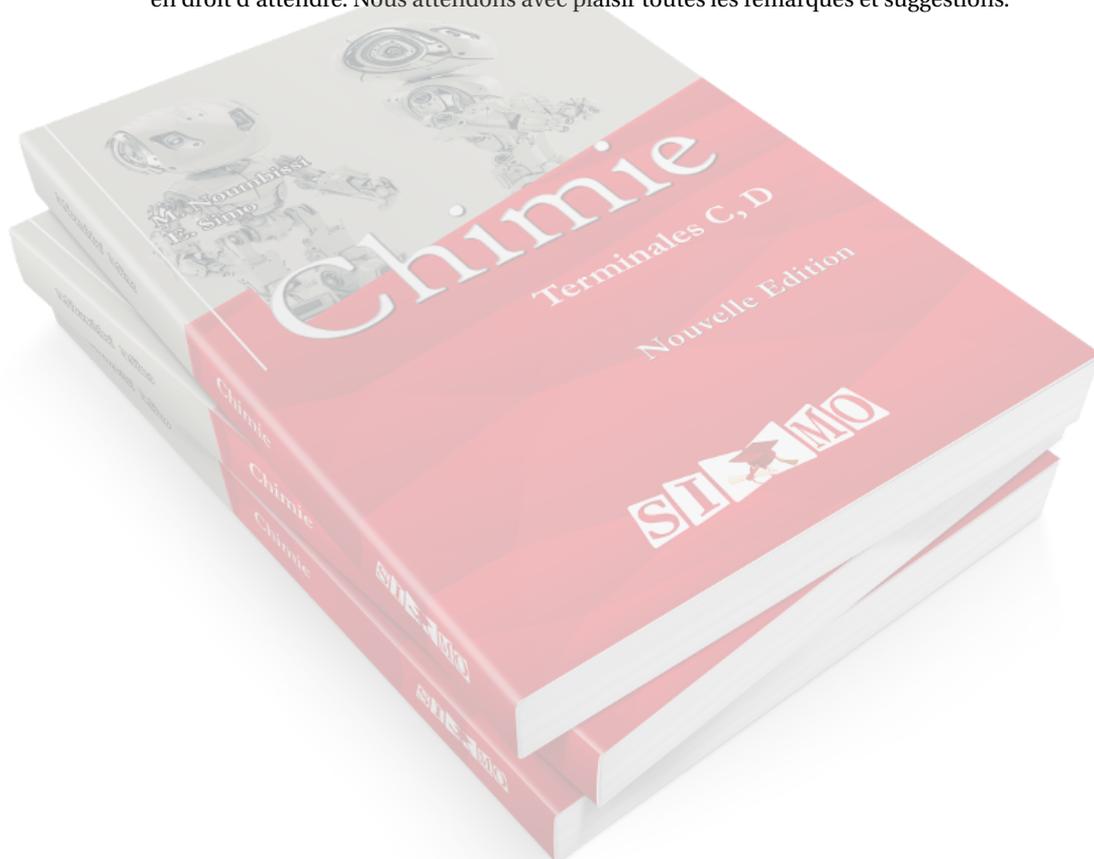
Le cours a été conçu selon le projet pédagogique suivant :

- Une présentation claire parfaitement lisible qui permet de faciliter le travail de l'apprenant.
- Un enseignement expérimental : comme le programme le demande, l'exposé privilégie l'expérience. A chaque fois que cela est possible les notions sont présentées grâce à une expérience décomposée en un dispositif suivi d'observations. L'interprétation qui suit systématiquement ces expériences conduit aux définitions et aux grandes lois de la chimie.
- Un cours bien structuré allant à l'essentiel : conforme aux contenus du programme, ce cours prépare aux compétences exigibles, mais en se limitant strictement aux notions qui doivent être étudiées. Nous l'avons donc voulu bref.

Les exercices résolus et commentés, soutenus par des *méthodes de résolution* permettent à l'apprenant d'acquérir l'esprit scientifique et les principaux modes de raisonnement qu'il devra savoir développer. C'est une bonne façon d'aborder les nombreux exercices de chaque chapitre. Dans le souci d'efficacité qui a fait le succès de cette édition, nous attirons votre attention dans les solutions proposées, sur la schématisation, la représentation graphique, le choix des notations, la conduite littérale et enfin l'application numérique.

Notons cependant qu'il ne sert à rien de lire à priori la solution d'un exercice, mais qu'il faut chercher cette solution après avoir lu l'énoncé en entier et ne consulter la solution proposée dans le livre que pour contrôler son propre résultat ou en cas d'hésitation.

Nous formons le vœu que cet ouvrage constitue un outil efficace pour les apprenants des **classes de terminales scientifiques et techniques** et qu'il apporte à nos collègues professeurs l'aide qu'ils sont en droit d'attendre. Nous attendons avec plaisir toutes les remarques et suggestions.





W. Nombissi
E. Simo

Chimie

Terminales C, D

Nouvelle Edition



Chimie

Chimie

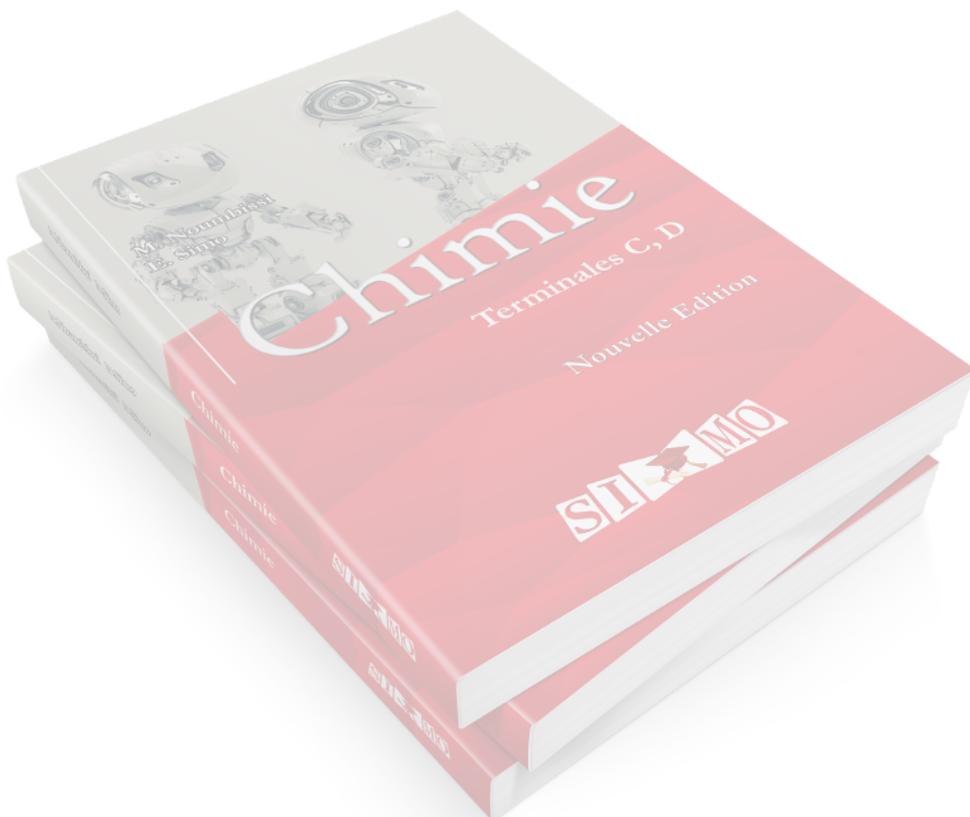
Chimie

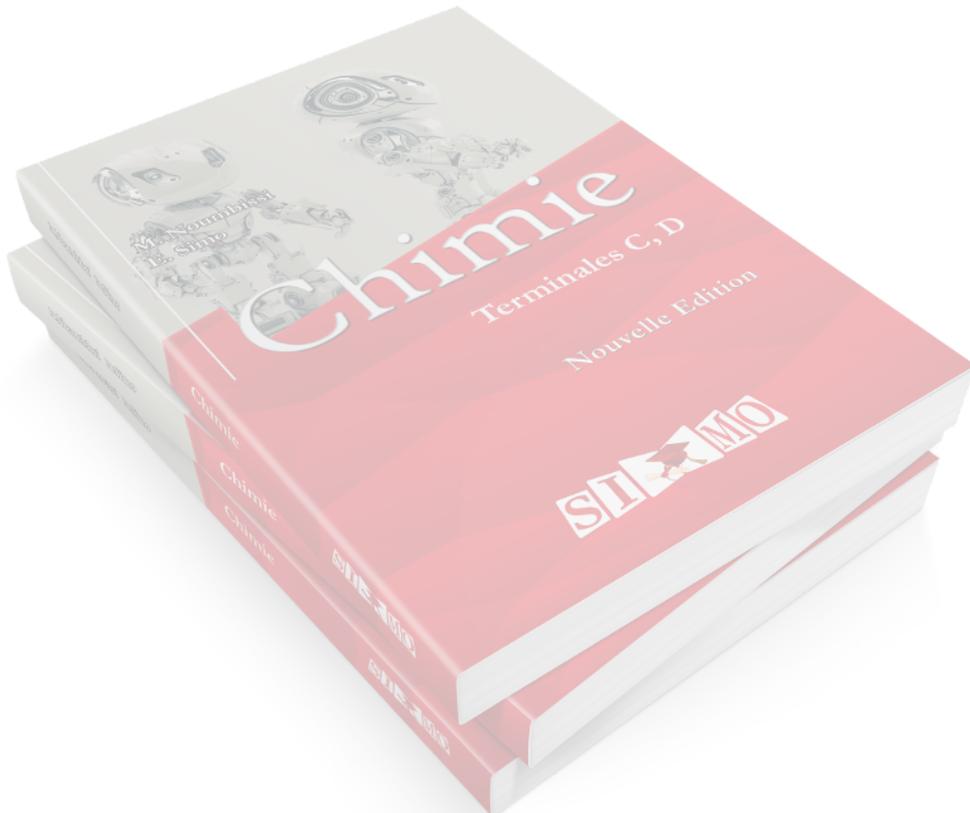
SILAMMO

SILAMMO

Table des matières

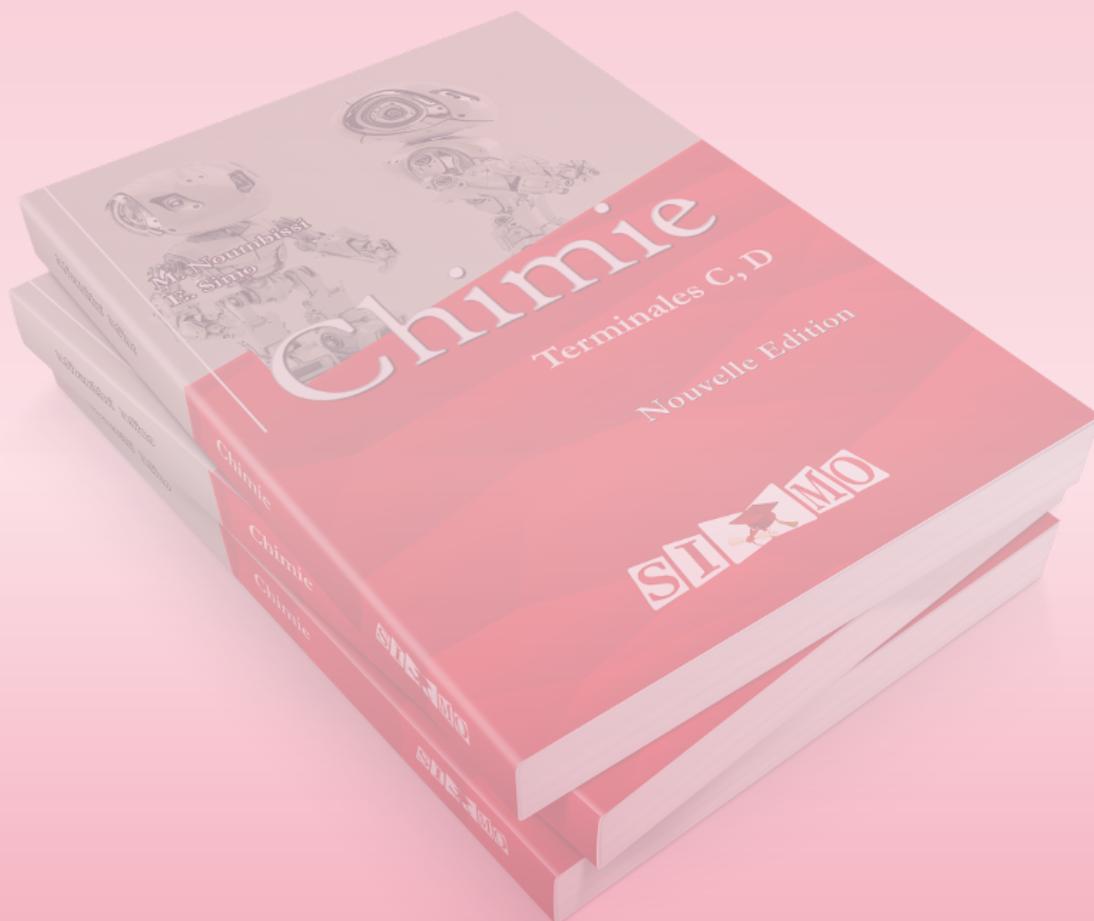
1	Sujets d'examen – Baccalauréat Chimie – Séries C, D	1
1.1	Enoncé des sujets d'examen	2
1.1.1	Enoncé – Baccalauréat 2012	2
1.1.2	Enoncé – Baccalauréat 2013	3
1.1.3	Enoncé – Baccalauréat 2014	4
1.1.4	Enoncé – Baccalauréat 2015	6
1.1.5	Enoncé – Baccalauréat 2016	7
1.1.6	Enoncé – Baccalauréat 2017	9
1.2	Solution des sujets d'examen	11
1.2.1	Solution – Baccalauréat 2012	11
1.2.2	Solution – Baccalauréat 2013	14
1.2.3	Solution – Baccalauréat 2014	16
1.2.4	Solution – Baccalauréat 2015	18
1.2.5	Solution – Baccalauréat 2016	21
1.2.6	Solution – Baccalauréat 2017	24
	La classification périodique des éléments chimiques	28
	La verrerie de chimie	29





Sujets d'examen – Baccalauréat Chimie – Séries C, D

1.1	Enoncé des sujets d'examen	2
1.1.1	Enoncé – Baccalauréat 2012	2
1.1.2	Enoncé – Baccalauréat 2013	3
1.1.3	Enoncé – Baccalauréat 2014	4
1.1.4	Enoncé – Baccalauréat 2015	6
1.1.5	Enoncé – Baccalauréat 2016	7
1.1.6	Enoncé – Baccalauréat 2017	9
1.2	Solution des sujets d'examen	11
1.2.1	Solution – Baccalauréat 2012	11
1.2.2	Solution – Baccalauréat 2013	14
1.2.3	Solution – Baccalauréat 2014	16
1.2.4	Solution – Baccalauréat 2015	18
1.2.5	Solution – Baccalauréat 2016	21
1.2.6	Solution – Baccalauréat 2017	24



1.1 Enoncé des sujets d'examen

1.1.1 Enoncé – Baccalauréat 2012

Examen:	Baccalauréat	Séries:	C, D
Session:	2012	Durée:	3 heures
Épreuve:	Chimie	Coef.:	2

Exercice 1.

Chimie organique

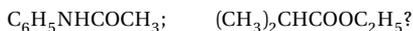
1.1. QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

1.1.1. Le groupe caractéristique d'une amine a une structure : tétraédrique; pyramidale; plane.

1.1.2. L'oxydation ménagée d'un alcool donne un aldéhyde si c'est un : alcool primaire; alcool secondaire; alcool tertiaire.

1.2. Nomenclature :

1.2.1. Nommer chacun des composés de formules semi-développées suivantes :



1.2.2. Écrire la formule semi-développée de chacun des composés suivants :

1.2.2.1. 2,4-diméthylhexan-3-one;

1.2.2.2. Acide 2-amino-4-méthylpentanoïque.

1.3. Un alcène *A* présente deux stéréoisomères. Son hydratation produit un seul composé *B* qui renferme 21,6 % en masse d'oxygène.

1.3.1. Déterminer la formule brute de *B*, et écrire toutes ses formules semi-développées possibles correspondant à des alcools.

1.3.2. Choisir parmi ces formules, celle qui correspond le mieux aux données de l'énoncé. Justifier ce choix.

1.3.3. Nommer les deux stéréoisomères de *A*.

1.3.4. Quel autre alcène peut, par hydratation, conduire de façon majoritaire au même composé ?

1.4. Un acide alpha-aminé *C* a pour formule brute $\text{C}_3\text{H}_7\text{O}_2\text{N}$.

1.4.1. Donner sa formule semi-développée et son nom en nomenclature systématique.

1.4.2. Cette molécule est-elle chirale? Pourquoi?

1.4.3. Donner les configurations *D* et *L* du composé *C* en représentation de Fischer.

1.4.4. Qu'est-ce qu'un zwitterion? Écrire les équations-bilan montrant le caractère ampholyte du zwitterion issu du composé *C*.

Exercice 2.

Chimie générale

L'hydrolyse d'un ester de formule $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_2$ donne un alcool *A* de formule $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ et un produit *B*.

2.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction.

Donner la fonction et le nom de *B*.

2.2. Cette réaction a été réalisée à 100 °C. La variation de la concentration *C* de l'ester avec le temps *t* est consignée dans le tableau ci-dessous :

<i>t</i> (en h)	0	4	10	20	40
<i>C</i> (en molL ⁻¹)	1	0,85	0,75	0,62	0,54

<i>t</i> (en h)	70	100	120	150	160
<i>C</i> (en molL ⁻¹)	0,53	0,515	0,51	0,50	0,50

2.2.1. Représenter graphiquement la variation de la concentration de l'ester en fonction du temps.

Échelle : 1 cm pour 10 h;

1 cm pour 5×10^{-2} molL⁻¹.

2.2.2. Définir la vitesse volumique instantanée de disparition de l'ester.

Déterminer graphiquement les valeurs de cette vitesse aux instants $t_1 = 20$ h et $t_2 = 60$ h.

Conclure.

2.2.3. Déterminer graphiquement la concentration molaire de l'ester à l'instant $t = 30$ h.

En déduire la concentration molaire du produit *B*.

Exercice 3.

Acides et bases

Données : Produit ionique de l'eau : $K_0 = 1 \times 10^{-14}$ à 25 °C

Masses molaires atomiques (en g mol⁻¹) : H : 1 ; C : 12 ; O : 16

3.1. QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

3.1.1. Le pH d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration *C* (avec *C* comprise entre 10^{-6} et 10^{-1} molL⁻¹) est :

(i) $\text{pH} = 14 + \log C$;

(ii) $\text{pH} = 14 - \log C$;

(iii) $\text{pH} = -\log C$

3.1.2. Dans un dosage acide faible / base forte, le pH à 25 °C du point d'équivalence est : (i) inférieur à 7,0; (ii) supérieur à 7,0; (iii) égal à 7,0.

3.2. L'acide benzoïque de formule $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ est un solide blanc peu soluble dans l'eau.

3.2.1. On dispose d'une solution *A* d'acide benzoïque de concentration $C_A = 1,0 \times 10^{-2}$ molL⁻¹.

3.2.1.1. Qu'est-ce qu'un acide selon Brønsted?

Donner la formule de l'ion benzoate, base conjuguée de l'acide benzoïque.

3.2.1.2. Quelle est la masse d'acide benzoïque utilisée pour préparer 200 mL de solution *A*?

3.2.1.3. Le pH de la solution *A* est de 3,1.

S'agit-il d'un acide fort ou d'un acide faible? Justifier la réponse.

3.2.1.4. Le $\text{p}K_a$ du couple acide benzoïque / ion benzoate est $\text{p}K_a = 4,20$ à 25 °C.

3.2.1.4.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction entre l'acide benzoïque et l'eau.

3.2.1.4.2. Quelle est la valeur de la constante de réaction K_a correspondante?

1.1. Énoncé des sujets d'examen

3.2.1.4.3. Quelle est l'espèce chimique (acide benzoïque ou ion benzoate) prédominante dans la solution étudiée ($\text{pH} = 3,1$)? Justifier.

3.2.2. Dans un volume $V_A = 20,0 \text{ mL}$ de solution *A*, on verse progressivement une solution *B* d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$.

3.2.2.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction entre l'acide benzoïque et l'ion hydroxyde.

3.2.2.2. Cette réaction est-elle totale? Pourquoi?

3.2.2.3. Le pH à l'équivalence (à 25°C) est-il inférieur, égal ou supérieur à 7? Justifier sans calcul.

3.2.2.4. Déterminer le volume V_{BE} de la solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence.

Donner, sans calcul, la valeur du pH du mélange pour $V_B = V_{BE}/2$.

3.2.3. On mélange un volume de solution *A* et un autre volume de solution *B'* d'éthylamine de concentration $C_B = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$.

L'éthylamine est une base faible de formule $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ dont l'acide conjugué est l'ion éthylammonium de formule $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$. Le $\text{p}K_a$ de ce couple est $\text{p}K'_a = 10,7$.

3.2.3.1. Placer sur une échelle de $\text{p}K_a$ les couples acide/base en présence dans le mélange.

3.2.3.2. En déduire la réaction la plus probable et écrire son équation-bilan.

3.2.3.3. Cette réaction est-elle totale? Justifier.

Exercice 4.

Type expérimental

4.1. A partir d'une solution S_0 d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_0 = 1 \text{ mol L}^{-1}$, on veut préparer 100 cm^3 de solution S_1 de concentration molaire $C_1 = 5 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$, par dilution dans l'eau distillée.

4.1.1. Quel volume V_0 de la solution S_0 faut-il prélever?

4.1.2. Décrire en quelques lignes le mode opératoire, en précisant la verrerie utilisée.

4.2. On utilise la solution S_1 d'acide chlorhydrique précédente pour doser une solution aqueuse d'éthylamine, $\text{C}_2\text{H}_5\text{-NH}_2$.

Pour cela, on prélève 20 cm^3 de solution d'éthylamine dans laquelle on verse progressivement la solution S_1 .

Un pH -mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange pendant le dosage.

4.2.1. Faire le schéma annoté du montage expérimental utilisé.

Pour que le dosage soit précis, quelle précaution importante faut-il prendre sur le pH -mètre avant la manipulation?

4.2.2. On obtient l'équivalence acido-basique lorsqu'on a versé 40 cm^3 de solution acide.

4.2.2.1. Que représente l'équivalence acido-basique?

4.2.2.2. Déterminer la concentration molaire de la solution d'éthylamine.

4.3. On réalise maintenant un mélange de 30 cm^3 de la solution S_1 d'acide chlorhydrique et 20 cm^3 de la solution d'éthylamine précédente. Le pH de la solution ainsi obtenue est de $10,3$ à 25°C .

4.3.1. Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans cette solution.

4.3.2. En déduire le $\text{p}K_a$ du couple formé par l'éthylamine et son acide conjugué.

1.1.2 Énoncé – Baccalauréat 2013

Examen:	Baccalauréat	Séries:	C, D
Session:	2013	Durée:	3 heures
Épreuve:	Chimie	Coef.:	2

Exercice 5.

Chimie organique

5.1. QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

5.1.1. Deux énantiomères sont des isomères : de constitution ; de conformation ; de configuration.

5.1.2. En solution aqueuse, le zwitterion est majoritaire devant l'anion et le cation :

- en solution acide ;
- en solution neutre ;
- en solution basique.

5.2. Trois flacons numérotés 1, 2 et 3 qui ont perdu leur étiquette, contiennent l'un, une solution aqueuse de 2-méthylbutan-1-ol, l'autre une solution aqueuse de propan-2-ol et le troisième une solution aqueuse d'acide 2-aminopropanoïque. Pour identifier ces solutions, on procède à une série de tests d'identification qui donnent les résultats suivants :

- dans le flacon-1 : le papier pH humide rougit ;
- dans le flacon-2 : il y a décoloration d'une solution de permanganate de potassium acidifiée et production d'un composé *A* qui réagit avec le réactif de Tollens.
- dans le flacon-3 : il y a décoloration d'une solution de permanganate de potassium acidifiée et production d'un composé *B* qui réagit avec la 2,4-DNPH et non avec le réactif de Tollens.

5.2.1. Identifier, en le justifiant, la solution contenue dans chaque flacon.

5.2.2. Écrire les formules semi-développées des composés *A* et *B* formés respectivement dans les flacons 2 et 3.

5.2.3. Écrire l'équation-bilan de la réaction de formation du composé *B*.

5.2.4. L'oxydation poussée du 2-méthylbutan-1-ol donne un composé *A'* qui rougit le papier pH humide. Par la suite, le composé *A'* réagit avec le pentachlorure de phosphore (PCl_5) pour donner un composé *C*. Une partie du composé *C* réagit avec une solution de butan-2-ol pour donner un composé *D*. La seconde partie du composé *C* réagit avec une solution d'éthanamine pour donner un composé *E*.

5.2.4.1. Écrire la formule semi-développée du composé *C* et préciser son nom.

5.2.4.2. Écrire les équations-bilan des réactions de formation de *D* et *E*.

5.2.4.3. Nommer les composés *D* et *E*.

5.2.5. Deux molécules d'acide 2-aminopropanoïque ; encore appelé alanine, réagissent entre elles pour donner un peptide.

5.2.5.1. Écrire l'équation-bilan de cette réaction, en mettant en évidence la liaison peptidique.

5.2.5.2. Donner le nom du peptide ainsi formé.

Exercice 6.**Chimie générale**

Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation $E_n = -E_0/n^2$ avec $E_0 = 13,6 \text{ eV}$.

6.1. Que représente n ? Donner sa plus petite et sa plus grande valeur.

6.2. Définir l'énergie d'ionisation. Quelle est sa valeur en eV?

6.3. Comment appelle-t-on le passage d'un niveau n à un niveau $n+2$?

6.4. Calculer, en eV, l'énergie du niveau fondamental.

6.5. Un atome d'hydrogène stable est excité et passe au niveau 4.

Quelle est, en eV, la valeur de l'énergie reçue?

Quelle énergie supplémentaire doit recevoir cet atome pour s'ioniser?

6.6. Un atome d'hydrogène se désexcite vers le niveau 2. L'énergie émise est la plus petite de la série correspondante.

6.6.1. Combien y a-t-il de séries d'émission?

A quelle série appartient cette émission?

6.6.2. Calculer la longueur d'onde émise.

6.7. On envoie sur un atome d'hydrogène une radiation de fréquence $\nu_0 = 2,10 \times 10^{15} \text{ Hz}$.

Cette radiation est-elle absorbée? Justifier.

Données : $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$;

$c = 3,10 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Exercice 7.**Acides et bases**

7.1. QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous : Si on rajoute 10 mL d'eau distillée à 50 mL d'une solution tampon de $\text{pH} = 3,5$ son pH :

i augmente

ii baisse

iii reste constant.

7.2. On dispose d'une solution d'acide benzoïque ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) de concentration $C_a = 0,4 \text{ mol L}^{-1}$ et de $\text{pH} = 2,3$ à 25°C .

7.2.1. Montrer que l'acide benzoïque est un acide faible.

7.2.2. Écrire l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau.

7.2.3. Calculer la concentration molaire de toutes les espèces chimiques en solution.

7.2.4. Déterminer le coefficient d'ionisation de l'acide benzoïque et le $\text{p}K_a$ du couple acide-base correspondant.

7.2.5. Si la solution d'acide benzoïque précédente avait un $\text{pH} = 4,2$ au dixième près, quel type de solution aurait-on? Justifier.

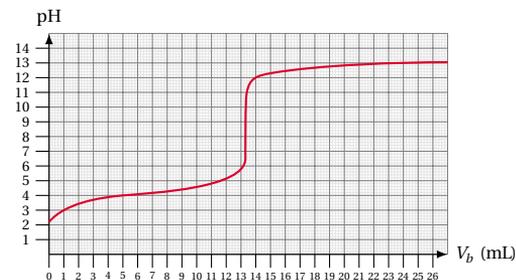
7.3. On dose 10 mL d'une solution d'acide benzoïque par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 3,0 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$. Les relevés du pH effectués sur la solution ont permis de tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ représentée à la figure ci-dessous, où V_b est le volume d'hydroxyde de sodium versé.

7.3.1. Faire le schéma du dispositif expérimental de ce dosage.

7.3.2. Écrire l'équation-bilan de la réaction de dosage.

7.3.3. En utilisant la méthode des tangentes, déterminer les coordonnées du point d'équivalence E .

En déduire la concentration C_a de la solution d'acide benzoïque.

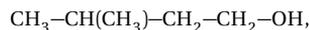


7.3.4. Si ce dosage avait été colorimétrique, quel serait, parmi les indicateurs colorés ci-dessous, le plus approprié pour ce dosage? Justifier.

Hélianthine : 3,1–4,4; Rouge de méthyle : 4,4–6,2; Phé-nolphtaléine : 8,2–10,0.

Exercice 8.**Type expérimental**

On mélange dans un ballon, 32 g d'acide éthanoïque, 16 g d'alcool isoamylique de formule semi-développée



0,5 mL d'acide sulfurique et quelques grains de pierre ponce. Puis on chauffe à reflux.

8.1. Faire le schéma du dispositif expérimental, en nommant la verrerie utilisée.

8.2. A quoi sert le chauffage à reflux?

8.3. Quel est le rôle de l'acide sulfurique? De la pierre ponce?

8.4. Quel type de réaction se produit dans ce ballon?

Donner l'équation-bilan de cette réaction.

8.5. Pourquoi utilise-t-on un des réactifs en excès? -De quel réactif s'agit-il? Justifier.

8.6. Déterminer la masse du produit organique formé, sachant que le rendement de la réaction est de 60 %.

Données : Masses molaires en g mol^{-1} : Acide éthanoïque : $M_1 = 60$; Alcool isoamylique : $M_2 = 88$; Ester : $M_3 = 130$.

1.1.3 Enoncé – Baccalauréat 2014

Examen:	Baccalauréat	Séries:	C, D
Session:	2014	Durée:	3 heures
Épreuve:	Chimie	Coef.:	2

Exercice 9.**Chimie organique**

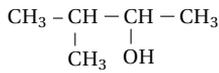
9.1. QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

9.1.1. Le carbone du groupe fonctionnel des cétones a une structure : tétraédrique; pyramidale; plane.

1.1. Énoncé des sujets d'examen

9.1.2. Une molécule de chlorure d'hydrogène est un réactif électrophile : vrai ; faux.

9.2. On considère un composé *A* de formule semi-développée :



L'oxydation ménagée de *A* par déshydrogénation catalytique conduit à un composé organique *B*

9.2.1. Écrire l'équation-bilan de cette réaction et nommer le composé organique *B* formé.

9.2.2. Donner un test permettant d'identifier le composé *B*.

9.2.3. Le composé organique *A* est obtenu par hydratation d'un alcène *C*.

9.2.3.1. Donner les formules semi-développées possibles de *C*.

9.2.3.2. Quelle est, parmi ces formules, celle du composé *C* qui permet d'obtenir *A* comme produit minoritaire de la réaction ? La nommer.

9.2.3.3. Donner la formule semi-développée et le nom du composé majoritaire *A'* obtenu par hydratation du composé *C*.

Ce composé *A'* peut-il subir une oxydation ménagée ? Pourquoi ?

9.2.4. Le composé *A* précédent est traité à froid par du chlorure de benzoyle ($\text{C}_6\text{H}_5\text{-COCl}$).

9.2.4.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction et préciser le nom du composé organique formé.

9.2.4.2. De quel type de réaction s'agit-il ? Donner trois de ses caractéristiques.

9.2.5. Le composé *A* est-il une molécule chirale ? Justifier.

Dans l'affirmative, donner une représentation spatiale de ses deux énantiomères.

Donner une propriété physique généralement présentée par une molécule chirale.

Exercice 10.

Chimie générale

L'étude de l'interaction photon-électron montre que la valeur de l'énergie E_n d'un niveau *n* est donnée par la relation :

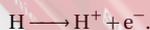
$$E_n = -E_0/n^2 \text{ avec } E_0 = 13 \text{ eV.}$$

10.1. Donner la signification de chaque terme de cette expression.

10.2. Pour un atome donné, que signifie l'expression état excité ?

Qu'est-ce qui se passe lorsqu'un atome se désexcite ?

10.3. L'atome d'hydrogène se trouve à l'état fondamental et subit la réaction :



10.3.1. Quelle transformation l'atome d'hydrogène a-t-il subi ?

10.3.2. Quelle est la valeur de l'énergie reçue par l'atome d'hydrogène dans ce cas ?

10.4. Pour une transition $p \rightarrow n$ ($p > n$), exprimer la longueur d'onde λ_{min} de la raie émise.

10.5. Déterminer la plus courte longueur d'onde min des différentes raies spectrales que peut émettre l'atome d'hydrogène lorsqu'il est excité.

Exercice 11.

Acides et bases

On considère une amine de formule $R\text{-NH}_2$ dans laquelle *R* est un groupe alkyle. A 25 °C, une solution de cette aminé a une masse volumique $\rho = 63,5 \text{ gL}^{-1}$.

11.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction de cette amine avec l'eau, sachant que l'amine est une base faible.

11.2. Donner le couple acide-base correspondant à cette amine.

11.3. On verse progressivement la solution de cette amine dans un volume $V_a = 20 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 2,0 \times 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$. Le suivi de l'évolution du pH du mélange au cours de l'addition montre une augmentation brutale du pH correspondante l'équivalence ; le volume de solution d'amine versé est d'environ $4,6 \text{ cm}^3$.

11.3.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction de dosage.

11.3.2. La solution obtenue à l'équivalence est-elle acide, basique ou neutre ? Justifier.

11.3.3. Déterminer la quantité de matière de l'aminé, puis en déduire la masse molaire moléculaire de cette amine.

11.3.4. Déterminer la formule du radical *R*.

11.3.5. Écrire la formule semi-développée de cette amine, sachant qu'elle possède un atome de carbone asymétrique.

11.3.6. Après l'équivalence, on ajoute à nouveau une certaine quantité d'amine, le pH du mélange est alors égale au $\text{p}K_a$ du couple constitué par la base faible.

11.3.6.1. Quel nom donne-t-on à une telle solution ?

11.3.6.2. Donner les caractéristiques d'une telle solution.

Exercice 12.

Type expérimental

Dans un laboratoire de Lycée, on veut déterminer, par dosage pH-métrique, la masse de vitamine C ou acide ascorbique ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) contenue dans un comprimé de « Vitascorbol 500 ». Pour cela, on dissout ce comprimé dans 100 mL d'eau distillée, que l'on dose par une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $0,32 \text{ molL}^{-1}$. Pour chaque volume V_b de la solution basique versée, on relève le pH de la solution obtenue. Le tracé du graphe $\text{pH} = f(V_b)$ est représenté ci-dessous.

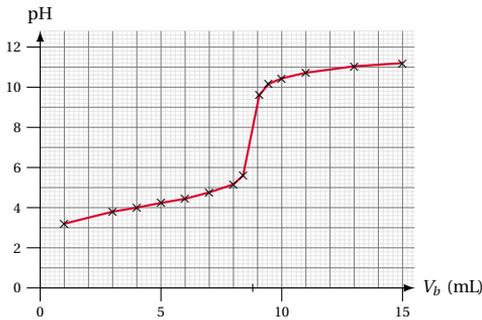
12.1. Sachant que l'acide ascorbique est un monoacide faible, écrire l'équation-bilan de la réaction de dosage.

12.2. Faire le schéma annoté du dispositif de dosage.

12.3. Déduire du graphe ci-dessous :

12.3.1. Les coordonnées du point d'équivalence, par la méthode des tangentes.

12.3.2. Le $\text{p}K_a$ du couple acide/base de la vitamine C.



12.4. Déterminer la masse (en mg) d'acide ascorbique contenu dans un comprimé. Ce résultat est-il compatible avec l'indication « 500 » du fabricant ?

12.5. Si le dosage avait été colorimétrique, dire en le justifiant, l'indicateur approprié, parmi ceux cités ci-dessous :

- Rouge de méthyle : [4,2–6,2];
- Bleu de bromothymol : [6,0–7,6];
- Rouge de crésol : [7,2–8,6];
- Phénolphtaléine : [8,2–10].

Données : Masses molaires atomiques (en g mol^{-1}) : C : 12; H : 1; O : 16

énantiomères.

13.2.4. On fait réagir sur l'acide 2-méthylbutanoïque un agent chlorurant puissant, le pentachlorure de phosphore PCl_5 pour former un composé organique *B*.

13.2.4.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit.

Nommer le composé organique *B* formé.

13.2.4.2. Le composé *B* précédent est traité à froid par une solution de 2,3-diméthylbutan-2-ol.

Écrire l'équation-bilan de la réaction et préciser le type de réaction concerné.

Nommer le produit organique formé.

13.2.4.3. Le même composé *B* est traité à froid par l'ammoniac.

Donner la formule semi-développée et le nom du produit organique formé.

13.2.5. On fait maintenant agir sur l'acide 2-méthylbutanoïque un agent déshydratant puissant, l'oxyde de phosphore P_4O_{10} .

Donner la formule semi-développée et le nom du produit formé.

A quelle famille de produits appartient-il ?

Données :

Masses molaires atomiques (en g mol^{-1}) : C : 12; H : 1; O : 16

1.1.4 Enoncé – Baccalauréat 2015

Examen:	Baccalauréat	Séries:	C, D
Session:	2015	Durée:	3 heures
Épreuve:	Chimie	Coef.:	2

Exercice 13.

Chimie organique

13.1. QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

13.1.1. La réaction d'un alcool avec un chlorure d'acyle est une réaction :

- 13.1.1.1.** athermique;
- 13.1.1.2.** limitée;
- 13.1.1.3.** rapide.

13.1.2. Une amine primaire R-NH_2 est un réactif :

- 13.1.2.1.** électrophile;
- 13.1.2.2.** nucléophile;
- 13.1.2.3.** acide.

13.1.3. La réaction de saponification est :

- 13.1.3.1.** totale;
- 13.1.3.2.** limitée;
- 13.1.3.3.** rapide.

13.2. Un acide carboxylique à chaîne carbonée saturée a une masse molaire de 102 g mol^{-1} .

13.2.1. Déterminer sa formule brute.

13.2.2. Donner les formules semi-développées de tous les isomères de cet acide.

Nommer chacun de ces isomères.

13.2.3. L'un de ces, isomères est une molécule chirale.

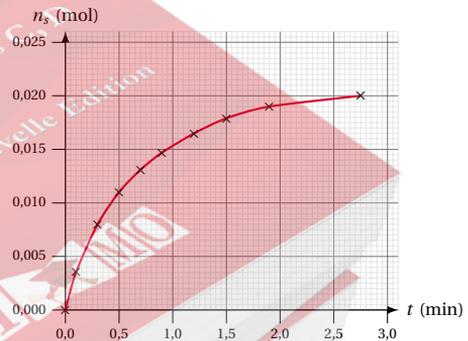
De quel isomère s'agit-il? Justifier.

Donner une représentation en perspective de ses deux

Exercice 14.

Chimie générale

On veut étudier la cinétique de la réaction entre la solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) et la solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$). Pour cela, on verse 10 mL de solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_0 = 5 \text{ mol L}^{-1}$ dans 40 mL d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C_1 = 0,5 \text{ mol L}^{-1}$. Il se dégage du dioxyde de soufre (SO_2), et le mélange blanchit progressivement par la formation du soufre solide.



14.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit.

14.2. L'étude de l'évolution de la formation du soufre en fonction du temps conduit à la courbe ci-contre, où n_s représente la quantité de matière de soufre formé.

14.2.1. Déterminer la valeur limite de n_s .

Quel est le réactif en excès ?

14.2.2. Définir la vitesse moyenne de formation du soufre, et calculer sa valeur entre les instants $t_0 = 0$ et

1.1. Enoncé des sujets d'examen

$t_1 = 1,5$ min.

14.2.3. Calculer la vitesse instantanée de formation du soufre à la date $t_1 = 1,5$ min.

14.2.4. A partir de la courbe ci-dessus, donner l'allure de la courbe de disparition du thiosulfate de sodium.

14.3. On reprend l'expérience précédente avec une nouvelle solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_2 = 3 \text{ mol L}^{-1}$, tout en conservant les mêmes volumes de réactifs et la concentration molaire de la solution de thiosulfate de sodium.

14.3.1. Dire, en justifiant la réponse, si la valeur limite n_s trouvée à la question **14.2.1.** est modifiée.

14.3.2. La vitesse de formation du soufre est-elle également modifiée?

Exercice 15.

Acides et bases

15.1. QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

15.1.1. Dans le couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$, l'eau est un acide :

- i) fort;
- ii) faible;
- iii) indifférent.

15.1.2. Entre deux acides faibles, le plus fort est celui qui a :

- i) le plus grand $\text{p}K_a$;
- ii) le plus petit K_a ;
- iii) le plus petit $\text{p}K_a$.

15.2. A 25°C , on prépare 100 mL d'une solution S, en diluant 10 fois un volume de vinaigre (dont l'acide éthanóïque est l'élément essentiel). On dose ensuite 10 mL de la solution S par une solution déci-molaire d'hydroxyde de sodium. Les valeurs du pH de la solution sont données par un pH-mètre.



La courbe de variation du pH de la solution en fonction du volume V de la solution basique versée est donnée ci-dessus.

15.2.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction de dosage.

15.2.2. Définir l'équivalence acido-basique.

15.2.2.1. Déterminer, par la méthode des tangentes, les coordonnées du point d'équivalence.

15.2.2.2. A l'équivalence :

Quelles sont les espèces chimiques majoritaires?

La solution est-elle acide ou basique? Justifier.

15.2.3. Déterminer la concentration molaire C en acide éthanóïque de la solution S.

En déduire la concentration molaire C_0 en acide étha-

noïque du vinaigre.

15.2.4. Déterminer graphiquement le pH de la solution à la demi-équivalence du dosage.

Donner trois propriétés particulières de la solution à la demi-équivalence.

Comment appelle-t-on ce type de solution?

15.2.5. Si le dosage précédent avait été colorimétrique, quel serait l'indicateur coloré approprié choisi dans la liste ci-dessous; indiquer l'évolution de la teinte lors du virage : Hélianthine : rouge [3,1–4,4] jaune; Bleu de bromothymol : jaune [6,0–7,6] bleu; Phénolphtaléine : incolore [8,2–10,0] rouge violacé.

15.2.6. Montrer comment préparer 100 mL de solution de $\text{pH} = 4,8$ à partir d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$ et d'une solution d'acide éthanóïque de même concentration. Préciser le volume de chaque solution.

Données : $\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$

Exercice 16.

Type expérimental

On introduit dans un ballon 12,2 g d'acide benzoïque, 40 mL de méthanol, 3 mL d'acide sulfurique concentré et quelques grains de pierre ponce. On réalise ensuite un montage à reflux sous la hotte et on chauffe doucement pendant une heure.

16.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu, et donner deux de ses caractéristiques.

16.2. Dans cette expérience, quel est le rôle de chacun des éléments suivants :

16.2.1. Montage à reflux;

16.2.2. Hotte;

16.2.3. Acide sulfurique;

16.2.4. Pierre ponce.

16.3. Montrer que l'un des réactifs est en excès.

Quel intérêt y a-t-il à utiliser un réactif en excès?

16.4. Après refroidissement, on verse le contenu du ballon dans une ampoule à décanter contenant 50 mL d'eau distillée froide. On obtient alors deux phases. Celle qui contient le produit a une masse $m = 10,2$ g.

16.4.1. Faire le schéma d'une ampoule à décanter avec les deux phases ci-dessus que l'on précisera.

16.4.2. Quelle serait la masse d'ester obtenue si la réaction était totale?

En déduire le rendement de la réaction.

Données : Tableau de solubilité dans l'eau et des masses volumiques des composés :

Composé	Masse volumique (g cm^{-3})	Solubilité dans l'eau	Masse molaire (g mol^{-1})
Acide benzoïque	1,3	Peu soluble	122
Méthanol	0,8	Soluble	32
Benzoate de méthyle	1,1	Insoluble	136

Données :

Masses molaires atomiques (en g mol^{-1}) :

C :12; H :1; O :16

11.5 Enoncé – Baccalauréat 2016

Examen:	Baccalauréat	Séries:	C, D
Session:	2016	Durée:	3 heures
Épreuve:	Chimie	Coef.:	2

Exercice 17.

Chimie organique

17.1. Définir : composé carbonylé.

Donner un exemple en écrivant sa formule semi-développée.

17.2. Un composé organique oxygéné *A* de masse molaire 88 g mol^{-1} contient 62,2 % de carbone; 13,6 % d'hydrogène.

17.2.1. Déterminer les masses approximatives de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

17.2.2. En déduire la formule brute de *A*.

17.2.3. Le composé *A* est un alcool à chaîne ramifiée. Montrer qu'il existe cinq formules semi-développées pour *A*.

17.2.4. On fait subir à ce composé de formule brute $\text{C}_3\text{H}_{12}\text{O}$ une oxydation ménagée qui conduit à un composé *B* pouvant réagir sur la 2,4-DNPH pour donner un précipité jaune;

Pourquoi ce seul test ne permet-il pas de trouver sans ambiguïté la formule semi-développée de *A*?

17.2.5. Le composé *B* ne réagit pas sur la liqueur de Fehling. Montrer que ce constat permet de lever l'ambiguïté précédente;

17.2.5.1. Donner les formules semi-développées des composés *A* et *B*;

17.2.5.2. Les nommer respectivement.

17.2.6. Écrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydation de *A* avec l'ion MnO_4^- en milieu acide.

Données : Masses molaires atomiques (en g mol^{-1}) : C : 12; H : 1; O : 16.

Exercice 18.

Chimie générale

18.1. On étudie la cinétique de l'estérification en prenant dix éprouvettes graduées identiques. Dans chacune d'elles, on réalise le mélange liquide de $5,9 \text{ cm}^3$ constitué de $4 \times 10^{-2} \text{ mol}$ d'acide méthanoïque et de $4 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de pentan-1-ol et quelques gouttes d'acide sulfurique, qui sont immédiatement introduites dans l'eau glacée à 0°C . A l'instant $t = 0$, on plonge toutes les éprouvettes dans l'eau bouillante à température constante. A chaque instant t , on sort une éprouvette de l'eau bouillante et on la replonge dans l'eau glacée, puis on dose la quantité d'acide restant par une solution d'hydroxyde de sodium.

18.1.1. Définir : facteur cinétique et donner un exemple.

Ce facteur cinétique modifie-t-il la limite d'estérification?

18.1.2. Écrire l'équation-bilan de la réaction qui s'est produite dans chaque éprouvette.

18.1.3. A quoi sert l'eau glacée? L'eau bouillante?

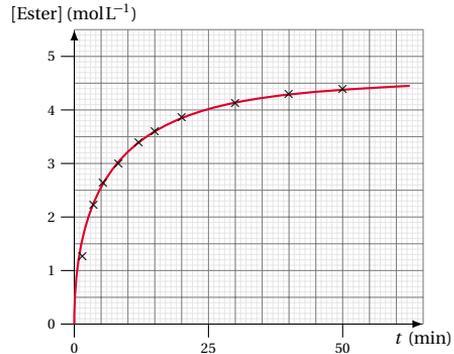
18.1.4. Donner l'expression de la quantité de matière n_e d'ester formé à chaque instant en fonction de celle de l'acide disparu n_a ;

En déduire l'expression de la concentration d'ester formé.

Les résultats obtenus ont permis de tracer la courbe [Ester] = $f(t)$; voir figure ci-dessous.

18.1.5. Quelle est l'allure de la courbe?

18.1.6. Calculer la vitesse de formation de l'ester à l'instant $t = 20 \text{ min}$.



18.2. Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la formule :

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2}$$

avec E_n en eV et n , entier supérieur ou égal à 1.

18.2.1. Donner l'énergie d'ionisation, en eV, de l'atome d'hydrogène?

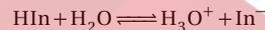
18.2.2. Déterminer l'énergie cinétique minimale d'un électron capable de provoquer par choc l'excitation d'un atome d'hydrogène de son niveau fondamental ($n = 1$) à son premier niveau excité ($n = 2$).

Données : Masses molaires atomiques (en g mol^{-1}) : C : 12; H : 1; O : 16.

Exercice 19.

Acides et bases

19.1. Un indicateur coloré en solution peut être considéré comme un couple acide-base suivant la réaction :



Ce couple HIn/In^- a un $\text{p}K_a = 5$. La forme acide HIn de cet indicateur est rouge en solution. La forme basique In^- est jaune. La couleur d'une solution contenant quelques gouttes de cet indicateur apparaît rouge, si $[\text{HIn}] > 10 \times [\text{In}^-]$ et jaune si $[\text{In}^-] > 10 \times [\text{HIn}]$

19.1.1. Définir : indicateur coloré; teinte sensible.

19.1.2. Déterminer les valeurs de pH qui délimitent la zone de virage de l'indicateur coloré.

19.2. Dans un erlenmeyer contenant un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique, de concentration molaire $C_A = 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$, on introduit quelques gouttes d'un indicateur coloré, puis on ajoute progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$.

19.2.1. Exprimer les concentrations molaires des ions Na^+ et Cl^- présents dans le mélange.

1.1. Énoncé des sujets d'examen

19.2.2. A l'aide de l'équation d'électroneutralité, donner la concentration molaire des ions H_3O^+ restant dans le mélange en fonction du volume V_B d'hydroxyde de sodium ajouté avant l'équivalence.

19.2.3. Déterminer la valeur V_{B_1} de V_B qui correspond au début du virage de l'indicateur coloré.

19.2.4. Déterminer la valeur V_{B_2} de V_B qui correspond à la fin du virage de l'indicateur coloré.

19.3. Cet indicateur coloré est utilisé pour doser 10 cm^3 de la solution d'acide chlorhydrique avec la solution de soude de concentration molaire $C_B = 10^{-2}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

19.3.1. En prenant le volume de soude $V_{B_1} = 9,8\text{ cm}^3$ et en supposant atteindre l'équivalence, calculer la concentration molaire C'_A de la solution d'acide chlorhydrique.

19.3.2. Évaluer alors la précision faite en arrêtant le dosage au début du virage de l'indicateur. (Utiliser la formule $\% = \frac{(C_A - C'_A)}{C_A} \times 100$)

19.3.3. Fait-on une précision significative en utilisant la fin du virage de l'indicateur coloré? Justifiez votre réponse.

19.3.4. Quelle étape du virage de l'indicateur coloré, choisissez vous pour déterminer le point d'équivalence de la réaction? Justifiez votre réponse.

Exercice 20.

Type expérimental

ALI désire doser un produit liquide qui sert à déboucher les tuyaux de canalisation. Il peut lire sur l'étiquette « DANGER. Produit corrosif; (contient de l'hydroxyde de sodium : soude caustique) solution : 20 % »

20.1. Ce produit est trop concentré pour être dosé sans danger. C'est pourquoi on prépare un litre de la solution diluée 50 fois.

20.1.1. Déterminer le volume de la solution qu'il doit prélever.

20.1.2. Donner le mode opératoire de la préparation de la solution.

20.1.3. Citer deux précautions qu'il faut prendre lors de la préparation.

20.2. ALI veut réaliser un dosage pH-métrique d'un volume $V = 10,0\text{ mL}$ de cette solution diluée, avec une solution d'acide sulfurique de concentration $C_a = 5 \times 10^{-2}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

20.2.1. Faire un schéma du montage.

20.2.2. Quelle opération doit-il effectuer avant de mesurer le pH de la solution à doser.

20.2.3. Lors du dosage, il ajoute un peu d'eau distillée dans le bécher contenant la solution à doser;

20.2.3.1. Donner la raison de cet ajout.

20.2.3.2. Cet ajout a-t-il une influence sur le résultat du dosage? Justifier la réponse.

20.2.4. Écrire l'équation-bilan de la réaction.

20.2.5. L'équivalence est obtenue lorsque le volume d'acide est $V_a = 24\text{ mL}$. En déduire la concentration C' de la solution diluée, puis la concentration C du produit commercial.

1.1.6 Énoncé – Baccalauréat 2017

Examen:	Baccalauréat	Séries:	C, D
Session:	2017	Durée:	3 heures
Épreuve:	Chimie	Coef.:	2

Exercice 21.

Chimie organique

21.1. QCM : relever le numéro de la seule réponse justifiée de celles proposées par question.

21.1.1. Un alcool est un composé organique dans lequel un groupe hydroxyle $-\text{OH}$ est lié à :

21.1.1.1. un carbone trigonal;

21.1.1.2. un carbone tétraédrique;

21.1.1.3. un carbone digonal;

21.1.1.4. un atome d'azote saturé.

21.1.2. Deux stéréo-isomères diffèrent par :

21.1.2.1. leurs formules développées;

21.1.2.2. leurs formules semi-développées;

21.1.2.3. leurs fonctions chimiques;

21.1.2.4. la disposition spatiale des atomes.

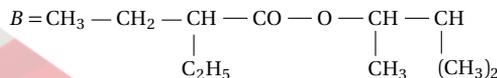
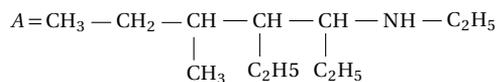
21.1.3. Un acide α -aminé de configuration D :

21.1.3.1. est nécessairement dextrogyre;

21.1.3.2. est nécessairement lévogyre;

21.1.3.3. peut être dextrogyre ou lévogyre.

21.2. D'une substance naturelle, trois composés organiques A , B et D ont été isolés, analysés et identifiés :



et D = acide 2-amino-3-hydroxybutanoïque.

21.2.1. Étude du composé A

21.2.1.1. Choisir, parmi les noms suivants celui/ceux qui convient(ent) à A :

21.2.1.1.1. N-éthyl-4-éthyl-5-méthylheptan-3-amine;

21.2.1.1.2. N-éthyl-1,2-diéthyl-3-méthylpentylamine;

21.2.1.1.3. N-éthyl-4-éthyl-5-méthylheptylamine.

21.2.1.2. Le composé A est une amine secondaire qu'on notera par la suite $\text{R}-\text{NH}-\text{C}_2\text{H}_5$. Dans un mélange de A et du chloroéthane $\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{Cl}$ en excès, il se produit une série de réactions dont le produit final est un sel d'ammonium quaternaire A' .

21.2.1.2.1. Écrire la formule semi-développée du composé A' et le nommer.

21.2.1.2.2. L'ensemble des réactions aboutissant au sel A' met en jeu le caractère basique et le caractère nucléophile des amines. Donner la cause de ce double caractère.

21.2.2. Le composé B est un ester qu'on peut obtenir par action d'un alcool B_1 , sur un acide B_2 (méthode 1) ou sur B'_2 le chlorure de cet acide (méthode 2).

21.2.2.1. Écrire la formule semi-développée et le nom des composés B_1 , B'_2 et B_2 .

21.2.2.2. Donner, en justifiant, la méthode de synthèse

avantageuse des deux proposées.

21.2.2.3. L'acide B_2 peut être obtenu par oxydation ménagée du composé B_2'' de formule $C_6H_{12}O$. Donner la fonction chimique, la formule semi-développée et le nom de B_2'' .

21.2.3. Le composé D (acide 2-amino-3-hydroxybutanoïque) est un acide α -aminé.

21.2.3.1. Écrire la formule semi-développée de D .

21.2.3.2. Justifier l'appellation « acide α -aminé » donnée à D .

21.2.3.3. En dissolvant D dans de l'eau pure, on obtient une solution où D existe sous forme d'un ion hybride D' appelé amphion.

21.2.3.3.1. Écrire la formule semi-développée de l'ion D' .

21.2.3.3.2. Écrire les équations de réaction avec l'eau de cet ion traduisant son caractère amphotère, en précisant le rôle joué par l'ion dans chaque cas.

Exercice 22.

Acides et bases

22.1. Définir, en illustrant par un exemple, une base forte selon Brønsted.

22.2. Dans une solution aqueuse S , à la température θ , le rapport $\frac{[H_3O^+]}{[HO^-]} = 4 \times 10^{-6}$.

22.2.1. Donner en justification la nature acido-basique de la solution S .

22.2.2. La mesure du pH de cette solution donne $pH = 10$.

Calculer la valeur du produit ionique de l'eau K_e à cette température.

22.3. On travaille maintenant à $25^\circ C$.

La mesure du pH d'une solution de chlorure d'ammonium NH_4Cl de concentration $C = 0,10 \text{ molL}^{-1}$ donne un $pH = 5,1$.

22.3.1. Dire, en justifiant, si l'ion ammonium NH_4^+ est un acide faible ou fort.

22.3.2. Écrire l'équation de la réaction de cet ion dans l'eau puis donner l'expression de la constante d'acide K_a du couple correspondant.

22.3.3. On dissout 53,5 mg de chlorure d'ammonium dans une solution S_0 d'ammoniac NH_3 et on complète le volume à 1 L. Le mélange obtenu a un $pH = 10,2$.

22.3.3.1. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange et calculer leurs concentrations. On donne $K_a = 6,31 \times 10^{-10}$.

22.3.3.2. En déduire $n_0(NH_3)$ la quantité initiale d'ammoniac contenue dans la solution S_n .

22.3.3.3. Il faut un volume $V_a = 12,0 \text{ mL}$ de solution d'acide chlorhydrique molaire (1 molL^{-1}) pour doser tout l'ammoniac de la solution S_b .

Montrer que ce résultat est en accord avec celui de la question **22.3.3.2**.

22.3.4. Pour préparer un volume $V = 100 \text{ mL}$ de solution de $pH = 9,4$, on mélange un volume V_b de solution d'ammoniac de concentration $C_b = 0,10 \text{ molL}^{-1}$ et un volume V_a de solution de chlorure d'ammonium de concentration $C_a = 0,10 \text{ molL}^{-1}$. Calculer V_b et V_a .

On donne, en gmol^{-1} , les masses molaires atomiques suivantes : N : 14 ; Cl : 35,5 ; H : 1.

Exercice 23.

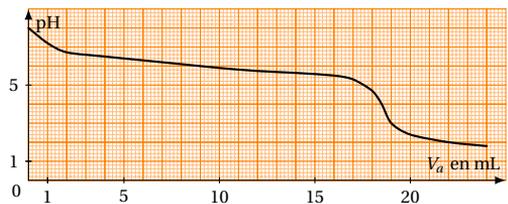
Expérience de chimie

Détermination de degré d de pureté d'un échantillon de « bicarbonate de soude » officinal.

Le « bicarbonate de soude » officinal, utilise en cas d'acidité excessive de l'estomac, est l'hydrogénocarbonate de sodium de formule $NaHCO_3$. Par définition $d = \frac{m}{100}$, m étant la masse, en gramme, de $NaHCO_3$ pur contenu dans 100 g d'échantillon officinal. On introduit 0,8 g de « bicarbonate de soude » officinal dans une fiole jaugée de 100 mL et on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. On prélève ensuite un volume $V_b = 20 \text{ mL}$ de cette solution et on suit avec un pH-mètre l'évolution du pH lors de l'addition progressive d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,10 \text{ molL}^{-1}$. La réaction de dosage a pour equation bilan suivante :



On trace ensuite la courbe de variation du pH en fonction du volume V_a de solution d'acide chlorhydrique versé, V_a en mL, voir courbe du document 2 de la page 4/4.



23.1. Faire un schéma annoté du dispositif expérimental.

23.2. Déterminer graphiquement :

23.2.1. les coordonnées du point équivalent E , à savoir $V_a E$ et $pH E$;

23.2.2. si HCO_3^- est une base faible ou forte, en précisant deux arguments justificatifs ;

23.2.3. le pK_a du couple HCO_3^- / CO_2 .

23.3. Calculer le nombre de mole d'hydrogénocarbonate de sodium pur contenu dans l'échantillon de masse 0,8 g.

En déduire d le degré de pureté du « bicarbonate de soude » officinal.

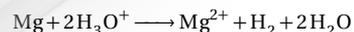
On donne $M(\text{gmol}^{-1})$: C : 12 ; O : 16 ; Na : 23.

Exercice 24.

Chimie générale

24.1. Cinétique chimique

Dans une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 0,10 \text{ molL}^{-1}$ on ajoute en excès de la poudre de magnésium Mg. Il se produit dans ce mélange la réaction chimique d'équation bilan suivante :



24.1.1. Montrer que la concentration molaire des ions magnésium formés à chaque instant est

1.2. Solution des sujets d'examen

$$[\text{Mg}^{2+}](t) = \frac{1}{2}(C - 10^{\text{pH}}).$$

24.1.2. Calculer la vitesse volumique v_{12} de formation des ions magnésium entre $t_1 = 3$ min et $t_2 = 7$ min sachant que $\text{pH}_1 = 1,6$ et $\text{pH}_2 = 2,4$.

24.1.3. On donne la courbe de formation des ions magnésium du document 1 de la page 4/4.



24.1.3.1. Définir : temps de demi réaction notée $t_{1/2}$.

24.1.3.2. Déterminer le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ de cette réaction.

24.1.3.3. À une date t' donnée, la vitesse de formation des ions magnésium est $v' = 5,8 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$. En déduire la vitesse volumique de disparition des ions H_3O^+ .

24.2. Niveaux d'énergie atomique

24.2.1. Comparer, en aspect et en longueur d'onde, le spectre d'émission d'un atome et son spectre d'absorption.

24.2.2. Application : Le spectre d'émission d'un atome ${}_Z\text{X}$ a un fond obscur et présente deux raies brillantes aux longueurs d'onde λ et λ' . Décrire le spectre d'absorption de cet atome.



24.2.3. On donne ci-dessus le diagramme énergétique de cet atome (schéma pas à l'échelle).

24.2.3.1. Définir une transition électronique.

24.2.3.2. De l'état fondamental, quand cet atome absorbe un photon de longueur d'onde $\lambda = 672$ nm, il passe au niveau d'énergie 2 d'énergie E_2 .

Calculer, en eV, la valeur de E_2 .

24.2.3.3. L'énergie du niveau n de l'atome d'hydrogène est donnée par la formule $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$ (eV). ${}_Z\text{X}$ peut-il être l'atome d'hydrogène? Justifier la réponse.

Données : h (constante de Plank) = $6,63 \times 10^{-34}$ J s; $c = 3,0 \times 10^8$ m s⁻¹; 1 eV = $1,6 \times 10^{-19}$ J.

1.2 Solution des sujets d'examen

1.2.1 Solution – Baccalauréat 2012

Solution 1. (p. 2)

Chimie organique

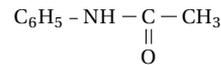
1.1. QCM : choix de la bonne réponse.

1.1.1. pyramidale;

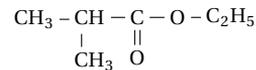
1.1.2. alcool primaire.

1.2. Nomenclature :

1.2.1. Noms des composés de formules semi-développées :



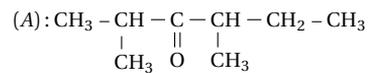
N-phényléthanamide



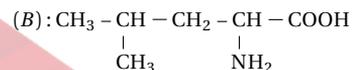
2-méthylpropanoate d'éthyle

1.2.2. Formule semi-développées des composés :

1.2.2.1. 2,4-diméthylhexan-3-one



1.2.2.2. Acide 2-amino-4-méthylpentanoïque



1.3. Formule brute de B :

La formule générale des alcools étant :

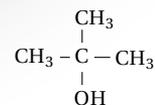
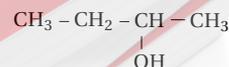


on a :

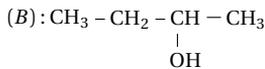
$$\%O = \frac{1600}{M} = \frac{1600}{14n + 18} \Rightarrow n = 4,005 \approx 4$$

d'où la formule brute de B : $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ (ou $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$)

1.3.1. Formules semi-développées possibles de B :

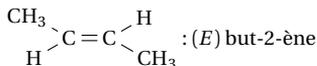
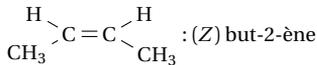


1.3.2. La formule correspond le mieux est :

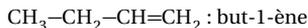


Justification : parce que cet isomère est issu d'un alcène symétrique, seul alcène dont l'hydratation donne un seul produit.

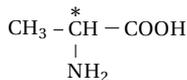
1.3.3. Noms des deux stéréo-isomères de A :



1.3.4. Autre alcène qui par hydratation conduit majoritairement au même composé :



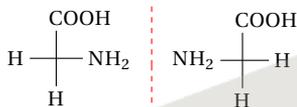
1.4. 1.4.1. Formule semi-développée et nom de composé C :



Acide 2-aminopropanoïque

1.4.2. Oui! Cette molécule est chirale, parce qu'elle possède un carbone asymétrique.

1.4.3. Configuration D et L :

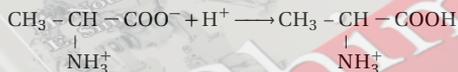


Configuration D Configuration L

1.4.4. Un Zwitterion est un ion bipolaire électriquement neutre, obtenu à partir d'un acide α -aminé.

Équation-bilan montrant le caractère ampholyte du Zwitterion issu de C.

Caractère basique :



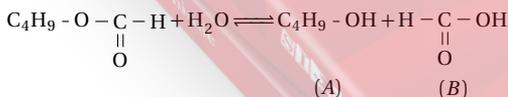
Caractère acide :



Solution 2. (p. 2)

Chimie générale

2.1. Équation-bilan de la réaction.



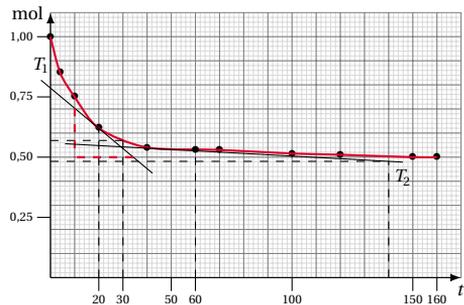
Nom et fonction de B :

Nom : acide méthanoïque

Fonction : acide carboxylique.

2.2.

2.2.1. Représentation graphique



2.2.2. Définition :

Vitesse volumique instantanée de disparition de l'ester : c'est l'opposé du coefficient directeur de la tangente à la courbe $C = f(t)$ au point d'abscisse t considéré.

Valeur de cette vitesse à $t_1 = 20$ h :

$$v_1 = -\frac{\Delta C_1}{\Delta t_1}$$

A.N. :

$$\Delta C_1 = (50 - 69,5)10^{-2} = -19,5 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$$

$$\Delta t_1 = 37 - 10 = 27 \text{ h}$$

$$v_1 = 7,22 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1} \text{ h}^{-1}$$

Soit :

$$7 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1} \text{ h}^{-1} \leq v_1 \leq 9 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1} \text{ h}^{-1}$$

Valeur de cette vitesse à $t_2 = 60$ h.

$$v_2 = -\frac{\Delta C_2}{\Delta t_2}$$

A.N. :

$$\Delta C_2 = (48,5 - 55)10^{-2} = -6,5 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$$

$$\Delta t_2 = 140 - 0 = 140 \text{ h}$$

$$v_2 = 4,6 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1} \text{ h}^{-1}$$

Soit :

$$3 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1} \text{ h}^{-1} \leq v_2 \leq 5 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1} \text{ h}^{-1}$$

Conclusion : La vitesse de disparition d'un réactif diminue avec le temps.

2.2.3. Détermination graphique de la concentration molaire de l'ester :

a $t = 30$ h, $C = 55 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$

Soit :

$$0,54 \text{ molL}^{-1} \leq C \leq 0,56 \text{ molL}^{-1}$$

Concentration du produit B :

$$\begin{aligned} C_B &= [\text{ester}]_0 - [\text{ester}]_{t=30\text{h}} \\ &= 1 - 0,55 = 0,45 \text{ molL}^{-1} \end{aligned}$$

A.N. $C_B = 0,45 \text{ molL}^{-1}$

Soit :

$$0,44 \text{ molL}^{-1} \leq C_B \leq 0,46 \text{ molL}^{-1}$$

Solution 3. (p. 2)

Acides et bases

3.1. QCM : choix de la bonne réponse.

3.1.1. $\text{pH} = 14 + \log C$

3.1.2. supérieur à 7,0.

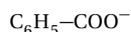
3.2.

3.2.1.

1.2. Solution des sujets d'examen

3.2.1.1. Selon Bronsted, un acide est une espèce chimique capable de céder les proton H^+ au cours d'une réaction chimique.

Formule de l'ion benzoate :



3.2.1.2. Masse d'acide benzoïque utilisée :

$$C_A = \frac{n_A}{V_A} = \frac{m_A}{M_A V_A} \Rightarrow m_A = C_A M_A V_A$$

A.N. : $m_A = 0,244 \text{ g} = 244 \text{ mg}$

3.2.1.3. Il s'agit d'un acide faible

Justification :

$$-\log C = -\log 10^{-2} = 2 < 3,1 \\ \Leftrightarrow -\log C < \text{pH}$$

3.2.1.4.

3.2.1.4.1. Équation-bilan de la réaction entre l'acide benzoïque et l'eau :



3.2.1.4.2. Valeur de K_a :

$$K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-4,2} = 6,31 \times 10^{-5}$$

A.N. : $K_a = 10^{4,2} = 6,3 \times 10^{-5}$

3.2.1.4.3. Espèce chimique prédominante : l'acide benzoïque.

Justification : $3,1 < 4,2 \Leftrightarrow \text{pH} < \text{p}K_a$

3.2.2.

3.2.2.1. Équation-bilan de la réaction entre l'acide benzoïque et l'ion hydroxyde.



3.2.2.2. Cette réaction est totale.

Parce que : C'est une réaction entre un acide faible et une base forte.

3.2.2.3. Le pH à l'équivalence (à 25 °C) est supérieur à 7
Justification : Dosage d'un acide faible par une base forte ; A l'équivalence, les ions $C_6H_5COO^-$ sont prédominants.

3.2.2.4. Volume V_{BE} de la solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence.

A l'équivalence

$$n_A = n_{BE} \Leftrightarrow C_A V_A = C_B V_{BE} \Rightarrow V_{BE} = \frac{C_A V_A}{C_B}$$

A.N. : $V_{BE} = 0,01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$

Valeur du pH pour $V_B = \frac{1}{2} V_{BE}$

C'est le pH à la demi-équivalence, soit :

$$\text{pH} = \text{p}K_a = 4,20$$

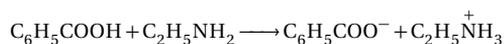
3.3.

3.3.1. Placement des couples sur une échelle de $\text{p}K_a$:



3.3.2. La réaction la plus probable est la réaction entre C_2H_5COOH car c'est l'acide le plus fort ($\text{p}K_a$ le plus petit) et $C_2H_5NH_2$ car c'est la base la plus forte ($\text{p}K_a$ le plus grand).

Équation-bilan :



3.3.3. Oui! Cette réaction est totale.

Justification :

$$\Delta \text{p}K_a = \text{p}K_a' - \text{p}K_a = 10,7 - 4,2 = 6,50$$

$\Delta \text{p}K_a = 6,50$; cette différence est grande.

Solution 4. (p. 3)

Type expérimental

4.1.

4.1.1. Calcul du volume V_0 de la solution S_0 .

$$n_0 = n_1 \Rightarrow C_0 V_0 = C_1 V_1 \Rightarrow V_0 = \frac{C_1 V_1}{C_0}$$

A.N. : $V_0 = \frac{5 \times 10^{-2} \times 100}{1} = 5 \text{ mL}$

4.1.2. Description du mode opératoire.

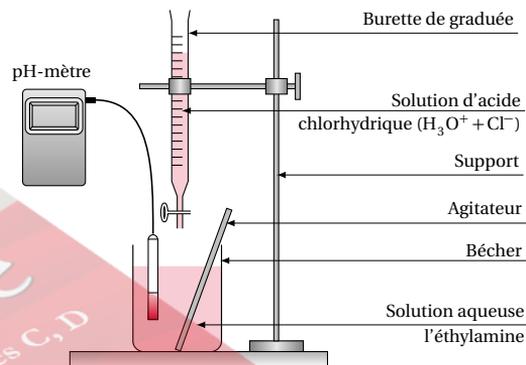
Prélever 5 mL de la solution S_0 à l'aide d'une pipette de 5 mL et placer dans une fiole jaugée de 100 mL contenant de l'eau distillée au 1/3 ;

Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ;

Agiter pour obtenir la solution S_1 .

4.2.

4.2.1. Schéma annoté du montage expérimental.



Précaution à prendre sur le pH-mètre : pour que le dosage soit précis, il faut étalonner le pH-mètre.

4.2.2.

4.2.2.1. L'équivalence acido-basique représente l'état du mélange où les réactifs sont dans les proportions stoechiométriques.

4.2.2.2. Concentration de l'éthylamine.

A l'équivalence, on a :

$$n_A = n_B \Leftrightarrow C_A V_A = C_B V_B \Rightarrow C_B = \frac{C_A V_A}{V_B}$$

A.N. : $C_B = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$

4.3.

4.3.1. Concentration des espèces chimiques présentes.

Espèces chimiques présentes : H_3O^+ ; Cl^- ; $C_2H_5NH_3^+$; HO^- ; $C_2H_5NH_2$; (H_2O).

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{A.N. : } [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,01 \times 10^{-11} \text{ molL}^{-1}$$

$$[\text{HO}^-] = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$\text{A.N. : } [\text{HO}^-] = 1,995 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_A V_B}{V_A + V_B}$$

$$\text{A.N. : } [\text{Cl}^-] = 0,03 \text{ molL}^{-1}$$

$$\begin{aligned} [\text{Cl}^-] + [\text{HO}^-] &= [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] \\ \Rightarrow [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] &= [\text{Cl}^-] + [\text{HO}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] \end{aligned}$$

$$\text{A.N. : } [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = 0,03 \text{ molL}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + [\text{C}_2\text{H}_5] - [\text{NH}_2] &= C'_B \\ \Rightarrow [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2] &= C'_B - [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] \end{aligned}$$

$$\text{Avec : } C'_B = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B}$$

$$\text{A.N. : } C_B = 0,04 \text{ molL}^{-1}$$

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2] = 0,0098 \text{ molL}^{-1} \approx 0,01 \text{ molL}^{-1}$$

4.3.2. pK_a du couple $[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]/[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]$
 $pK_a = -\log K_a$ or :



or :

$$\begin{aligned} K_a &= \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]} \Rightarrow pK_a = -\log K_a \\ &= -\log \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]} \end{aligned}$$

$$\text{A.N. : } pK_a \approx 10,77$$

1.2.2 Solution – Baccalauréat 2013

Solution 5. (p. 3)

Chimie organique

5.1. QCM : choix de la bonne réponse.

5.1.1. de configuration ;

5.1.2. en solution neutre.

5.2.

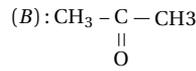
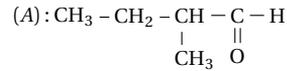
5.2.1. Identification des flacons.

Flacon 1 : solution aqueuse d'acide 2-aminopropanoïque. Car, les solutions acides font rougir le papier pH humide.

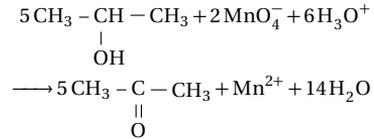
Flacon 2 : solution aqueuse de 2-méthylbutan-1-ol. Car, étant un alcool primaire, son oxydation ménagée donne un aldéhyde qui réagit avec le réactif de Tollens.

Flacon 3 : solution aqueuse de propan-2-ol. Car, étant un alcool secondaire, son oxydation ménagée donne une cétone qui réagit avec la 2,4-DNPH et pas avec le réactif de Tollens.

5.2.2. Formules semi-développées des composés A et B.

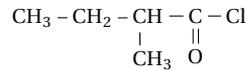


5.2.3. Équation-bilan de la réaction de formation du composé B.



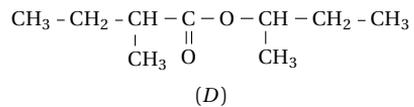
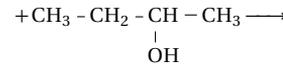
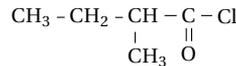
5.2.4.

5.2.4.1. Formule semi-développée et nom du composé C.

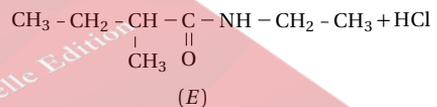
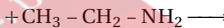
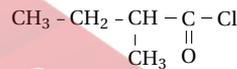


chlorure de 2-méthylbutanoyle

5.2.4.2. Équation-bilan des réactions de formation de D et E.



+ HCl

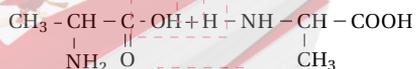


5.2.4.3. Noms des composés D et E.

(D) : 2-méthylbutanoate de 1-méthylpropyle

(E) : N-éthyl 2-méthylbutanoamide

5.2.5. **5.2.5.1.** Équation-bilan de la réaction :



+ H₂O

Liaison peptidique

5.2.5.2. Nom du peptide formé : ala-ala

1.2. Solution des sujets d'examen

Solution 6. (p. 4)

Chimie générale

6.1. n est un nombre entier naturel non nul, qui représente le nombre quantique principal.

Plus petite valeur de n : $n = 1$

Plus grande valeur de n : $n = +\infty$

6.2. Définition et valeur de l'énergie d'ionisation :

L'énergie d'ionisation est l'énergie minimale qu'il faut fournir à l'atome d'hydrogène, pris à son état fondamental, pour lui arracher son seul électron.

Valeur de l'énergie d'ionisation :

$$E_I = 13,6 \text{ eV}$$

6.3. Le passage d'un niveau n à un niveau $n+2$: est une transition (une absorption).

6.4. Calcul de l'énergie du niveau fondamental :

$$E_1 = -\frac{E_0}{1^2} = -13,6 \text{ eV}$$

$$E_1 = 13,6 \text{ eV}$$

6.5. Valeur de l'énergie reçue :

$$E = E_4 - E_1 = -\frac{E_0}{4^2} - \frac{-E_0}{1^2} = \frac{15}{16} E_0$$

$$\text{A.N. : } E = 12,75 \text{ eV}$$

Énergie supplémentaire (E_S) :

$$E_S = E_i - E$$

$$\text{A.N. : } E_S = 13,6 - 12,75 = 0,85 \text{ eV}$$

6.6.

6.6.1. Il y a 05 séries d'émission

Cette émission appartient à la série de Balmer.

6.6.2. Calcul de la longueur d'onde.

L'énergie émise étant la plus petite, correspond à la transition du niveau 3 au niveau 2, d'où :

$$E = E_3 - E_2 \Leftrightarrow \frac{hc}{\lambda} = E_0 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\Leftrightarrow h \frac{c}{\lambda} = \frac{5E_0}{36} \Rightarrow \lambda = \frac{36hc}{5E_0}$$

$$\text{A.N. : } \lambda = 6,58 \times 10^{-7} \text{ m}$$

6.7. Non! Cette radiation ne sera pas absorbée.

Justification :

On a :

$$E = h\nu_0 = 6,63 \times 10^{-34} \times 2 \times 10^{15}$$

$$= 1,326 \times 10^{-18} \text{ J} = 8,2875 \text{ eV}$$

$$8,2875 \text{ eV} < 13,6 \text{ eV} \Leftrightarrow E < E_0$$

De plus,

$$E = E_p - E_1 \Leftrightarrow E = -\frac{E_0}{p^2} + E_0 \Rightarrow P = \left(\frac{E_0}{E_0 - E} \right)^{1/2}$$

$$\text{A.N. : } P = \left(\frac{13,6}{13,6 - 8,2875} \right)^{1/2} = 1,6 \notin \mathbb{N}^*$$

Donc l'énergie $E = 8,2875 \text{ eV}$ ne correspond pas à une transition.

Solution 7. (p. 4)

Acides et bases

7.1. QCM : iii reste constant.

7.2.

7.2.1. Montrons que l'acide benzoïque est un acide faible.

On a : $-\log C_a = -\log 0,4 = 0,397$

$0,397 < 2,3 \Leftrightarrow -\log C_a < \text{pH}$; Donc l'acide benzoïque est un acide faible.

7.2.2. Équation-bilan de la réaction avec l'eau :



7.2.3. Concentration molaire des espèces chimiques au solution :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{A.N. : } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,3} = 5,01 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$$

$$[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$\text{A.N. : } [\text{HO}^-] = 1,99 \times 10^{-12} \text{ molL}^{-1}$$

L'équation d'électronutralité s'écrit :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] + [\text{HO}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{HO}^-]$$

$$\text{A.N. : } [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = 5,01 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$$

L'équation de conservation de la matière s'écrit :

$$C_a = [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] + [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = C_a - [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]$$

$$\text{A.N. : } [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = 0,395 \text{ molL}^{-1}$$

7.2.4. Calcul du coefficient d'ionisation

$$\alpha = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{C_a}$$

$$\text{A.N. : } \alpha = 0,0125 = 1,25\%$$

Calcul du $\text{p}K_a$ du couple acide-base correspondant.

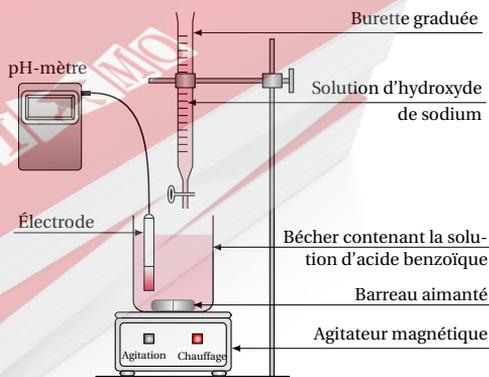
$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

$$\text{A.N. : } \text{p}K_a = 4,2$$

7.2.5. Si $\text{pH} = 4,2$ on aurait une solution tampon car $\text{pH} = \text{p}K_a$.

7.3.

7.3.1. Schéma du dispositif expérimental du dosage.



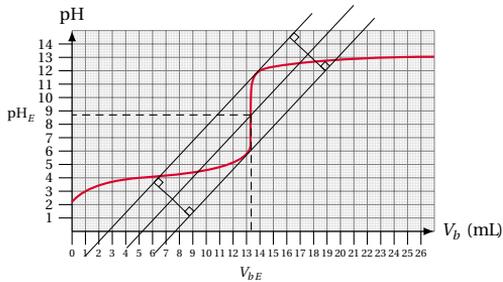
7.3.2. Équation-bilan de la réaction de dosage :**7.3.3. Coordonnées du point d'équivalence.**

La méthode des tangentes permet d'avoir :

$$E \begin{cases} V_{bE} = 13,3 \text{ mL} \\ \text{pH}_E = 8,72 \end{cases}$$

Soit

$$\begin{aligned} 13,1 \text{ mL} &\leq V_{bE} \leq 13,5 \text{ mL} \\ 8,62 &\leq \text{pH} \leq 8,82 \end{aligned}$$



Concentration de la solution d'acide benzoïque.

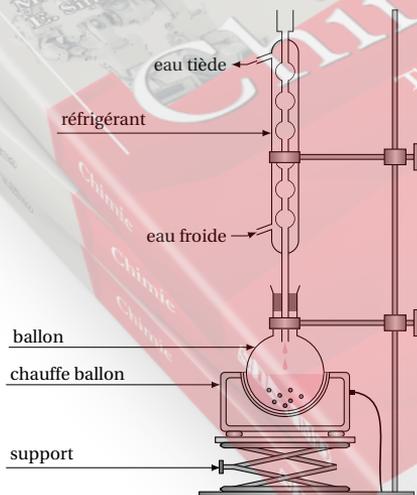
À l'équivalence,

$$n_a = n_b \Leftrightarrow C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_b}{V_a}$$

A.N. : $C_a = 0,4 \text{ mol L}^{-1}$

7.3.4. Indicateur coloré le plus approprié est la phénolphtaléine :

Justification : Le pH à l'équivalence est contenu dans sa zone de virage.

Solution 8. (p. 4)**Type expérimental****8.1. Schéma du dispositif expérimental**

8.2. Le chauffage à reflux a pour rôle d'augmenter le rendement d'une réaction.

8.3. Rôle de l'acide sulfurique.

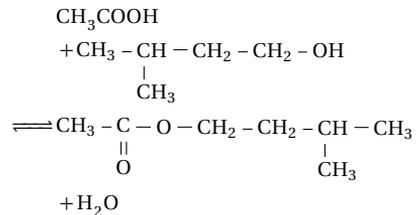
C'est un catalyseur

La pierre ponce a pour rôle de réguler le milieu réactionnel, c'est-à-dire qu'à tout moment la température soit la même en tout point du milieu réactionnel.

8.4. Type de réaction :

Réaction d'estérification.

Équation-bilan de la réaction :



8.5. On utilise l'un des réactifs en excès, dans le but d'améliorer le rendement de la réaction.

Réactif en excès :

D'après le rapport de proportionnalité, $n_{Al} = n_{AC}$. On :

$$\begin{aligned} n_{Al} &= \frac{m_{Al}}{M_{Al}} = \frac{16}{88} = 0,182 \text{ mol} \\ \text{et } n_{AC} &= \frac{m_{AC}}{M_{AC}} = \frac{32}{60} = 0,533 \text{ mol} \end{aligned}$$

Nous remarquons que :

$$n_{Al} < n_{AC};$$

Donc l'acide éthanoïque est en excès.

8.6. Masse du produit organique formé.

E désignait l'ester et η le rendement de la réaction, on a :

$$\begin{aligned} \eta &= \frac{m_E(\text{obtenue})}{m_E(\text{attendue})} \\ \Rightarrow m_E(\text{obtenue}) &= \eta m_E(\text{attendue}) \end{aligned}$$

soit $m_E(ob) = \eta m_E(at)$ or :

$$n_{Al} = n_E(at)$$

$$\text{et } m_E(at) = \eta_E(at) M_E$$

d'où $m_E(ob) = \eta n_E(at) M_E = \eta n_{Al} M_E$

$$m_E(ob) = \eta n_{Al} M_E$$

$$\text{A.N. : } m_E(ob) = 0,6 \times \frac{16}{88} \times 130 = 14,196 \text{ g}$$

1.2.3 Solution – Baccalauréat 2014**Solution 9. (p. 4)****Chimie organique**

9.1. QCM : choix de la bonne réponse.

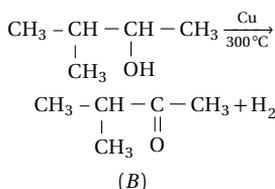
9.1.1. plane;

9.1.2. faux.

9.2.

1.2. Solution des sujets d'examen

9.2.1. Équation-bilan de la réaction.



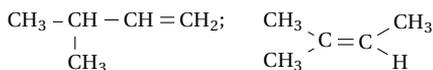
Nom du composé B : 3-méthyl butan-2-one

9.2.2. Test permettant d'identifier le composé B :

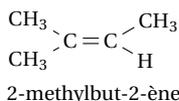
B réagit avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine, mais ne réagit pas avec la liqueur de Fehling ou le réactif de Tollens ou le réactif de Schiff

9.2.3.

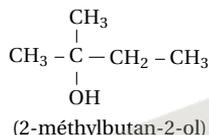
9.2.3.1. Formules semi-développées possibles de C :



9.2.3.2. Formule semi-développée de C pour A majoritaire et nom :



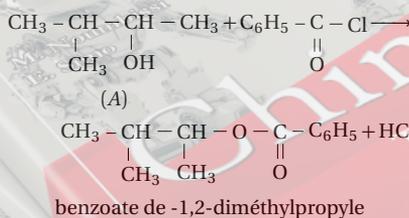
9.2.3.3. Formule semi-développée de A' majoritaire et nom :



Non! A' ne peut pas subir une oxydation ménagée car, c'est un alcool tertiaire.

9.2.4.

9.2.4.1. Équation-bilan de la réaction avec le chlorure de benzoyle.

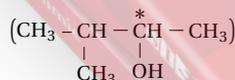


9.2.4.2. Type de réaction : Réaction d'estérification.

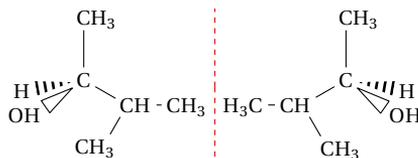
Caractéristiques de la réaction : totale, rapide, exothermique.

9.2.5. Oui! Le composé A est une molécule chirale.

Justification : ce composé possède un carbone asymétrique



Représentation des énantiomères :



Une propriété physique des molécules chirales :

Les molécules chirales sont optiquement actives ; c'est-à-dire qu'elles font dévier le plan de polarisation de la lumière.

Solution 10. (p. 5)

Chimie générale

10.1. Signification de chaque terme de l'expression :

E_0 : énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène ;

n : nombre quantique principal.

Lorsque l'atome se désexcite, il cède l'énergie reçue pour revenir dans son état fondamental.

10.2. Transformation qu'a subie l'atome d'hydrogène.

10.3.

10.3.1. L'atome hydrogène a subi une ionisation, en perdant son électron.

10.3.2. Valeur de l'énergie reçue par l'atome d'hydrogène :

$$E = E_i = E_0 = 13,6 \text{ eV}$$

10.4. Expression de la longueur d'onde :

on a :

$$E_n = \frac{E_0}{n^2}, \quad E_p = \frac{E_0}{p^2}$$

$$E_p - E_n = \frac{E_0}{n^2} - \frac{E_0}{p^2} = h \frac{c}{\lambda}$$

$$\Rightarrow \lambda = \frac{hc}{E_0 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)}$$

10.5. Calcul de λ_{min} :

λ_{min} est obtenu pour $n = 1$ et $p = \infty$;

$$\text{Soit } \lambda_{min} = \frac{hc}{E_0}$$

$$\text{A.N. : } \lambda_{min} = 9,12 \times 10^{-8} \text{ m}$$

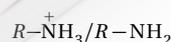
Solution 11. (p. 5)

Acides et bases

11.1. Équation-bilan de la réaction de l'amine avec l'eau ;

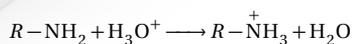


11.2. Couple acide-base correspondant à cette amine :



11.3.

11.3.1. Équation-bilan de la réaction de dosage :



11.3.2. La solution à l'équivalence est acide ;
Justification : c'est le dosage d'une base faible par un acide fort.

11.3.3. Quantité de matière de l'amine :

A l'équivalence, $n_b = n_a \Rightarrow n_b = C_a V_a$

A.N. : $n_b = 4 \times 10^{-3}$ mol

Masse molaire de l'amine : on a :

$$n_b = \frac{m_b}{M_b} \Rightarrow M_b = \frac{m_b}{n_b} = \frac{\rho V_b}{n_b}$$

A.N. : $M_b = 73,025 \text{ g mol}^{-1}$

11.3.4. Formule de radical R

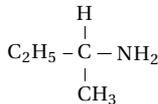
$C_n H_{2n+1}$ étant la formule générale du radical R, on a :

$$14n + 17 = M_b \Rightarrow n = \frac{M_b - 17}{14}$$

A.N. : $n = 4,0017 \approx 4$

d'où la formule de R : $C_4 H_9^-$

11.3.5. Formule semi-développée de l'amine :



11.3.6.

11.3.6.1. Nom de la solution : solution tampon.

11.3.6.2. Caractéristiques de la solution :

Le pH des solutions tampon varie peu par additive modérée d'un acide, d'une base, ou par dilution modérée.

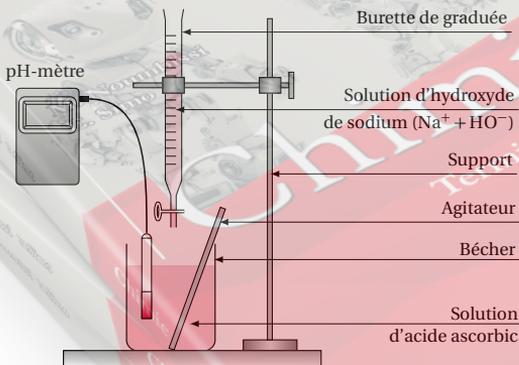
Solution 12. (p. 5)

Type expérimental

12.1. Équation-bilan de la réaction de dosages :



12.2. Schéma annoté du dispositif de dosage :



12.3.

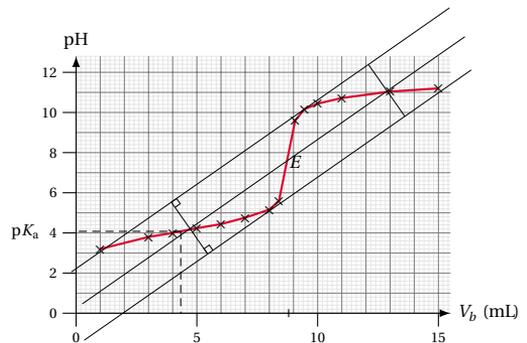
12.3.1. Coordonnées du point équivalent (E) :

$$\begin{array}{l} 2,2 \text{ cm} \longrightarrow 5 \text{ mL} \\ 3,8 \text{ cm} \longrightarrow V_{bE} ? \end{array} \Rightarrow V_{bE} = \frac{5 \times 3,8}{2,2} = 8,64 \text{ mL}$$

d'où les coordonnées de E :

$$E \left\{ \begin{array}{l} V_{bE} = (8,6 \pm 0,2) \text{ mL} \\ \text{pH}_E = (7,6 \pm 0,2) \end{array} \right.$$

12.3.2.



$\text{p}K_a$ du couple acide/base :

on a :

$$\frac{V_{bE}}{2} = \frac{8,6}{2} = 4,3 \text{ mL}$$

Soit :

$$\begin{array}{l} 2,2 \text{ cm} \longrightarrow 5 \text{ mL} \\ x ? \longrightarrow 4,3 \text{ mL} \end{array} \Rightarrow x = \frac{4,3 \times 2,2}{5} = 1,892 \text{ cm}$$

$x \approx 1,9 \text{ cm}$

La correspondance de la valeur $x = 1,9 \text{ cm}$ permet d'avoir $\text{p}K_a = \text{pH}_{\frac{1}{2}E} = 4$

12.4. Masse (en mg) d'acide ascorbic contenu dans un comprimé :

A l'équivalence, on a :

$$n_a = n_b \Leftrightarrow n_a = C_b V_{bE}$$

or :

$$m_a = n_a M_a \text{ d'où } m_a = C_b V_{bE} M_a$$

A.N. : $m_a = 486,61 \text{ mg}$

Oui ! Ce résultat est compatible avec l'indication « 500 » du fabricant ; car $486,61 \text{ g} \approx 500 \text{ g}$.

12.5. Si le dosage était calorimétrique, l'indicateur approprié serait le rouge de crésol :

Justification : Le pH à l'équivalence est contenu dans sa zone de virage.

1.2.4 Solution – Baccalauréat 2015

Solution 13. (p. 6)

Chimie organique

13.1. QCM : choix de la bonne réponse.

13.1.1. rapide ;

13.1.2. nucléophile ;

13.1.3. totale.

13.2.

13.2.1. Détermination de la formule brute.

La formule générale des acides carboxyliques à chaîne

1.2. Solution des sujets d'examen

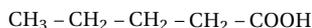
carbonée saturée étant $C_nH_{2n+1}COOH$, on a :

$$14n + 46 = M \Rightarrow n = \frac{M - 46}{14}$$

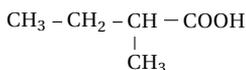
A.N. : $n = 4$

d'où la formule brute : $C_5H_{10}O_2$

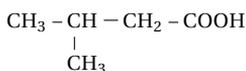
13.2.2. Formules semi-développées et noms des isomères :



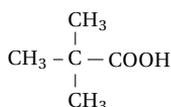
acide pentanoïque



acide 2-méthylbutanoïque

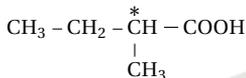


acide 3-méthylbutanoïque



acide diméthylpropanoïque
(ou acide 2,3-diméthylpropanoïque)

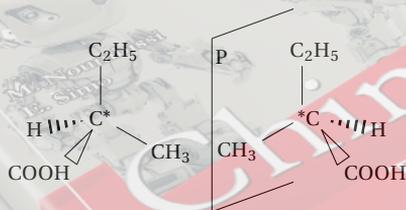
13.2.3. La molécule chirale est :



acide 2-méthylbutanoïque

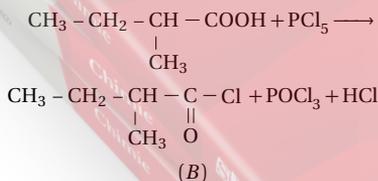
Justification : cette molécule possède un atome de carbone asymétrique.

Représentation en perspective des énantiomères de la molécule ;



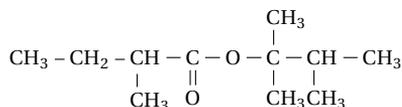
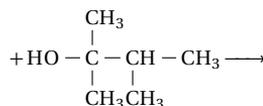
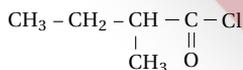
13.2.4.

13.2.4.1. Équation-bilan de la réaction :



Nom de composé (B) : chlorure de 2-méthylbutanoyle.

13.2.4.2. Équation-bilan de la réaction :

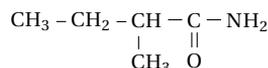


+ HCl

Type de réaction : réaction d'estérification.

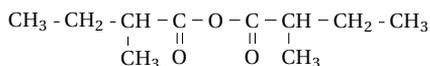
Nom de produit : 2-méthylbutanoate de 1,1,2-triméthylpropyle.

13.2.4.3. Formule semi-développée du produit et nom du produit formé :



2-méthylbutanamide

13.2.4.4. Formule semi-développée et nom du produit formé :



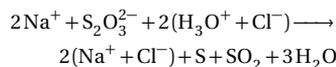
Nom : anhydride 2-méthylbutanoïque.

Famille de produit : anhydride acide.

Solution 14. (p. 6)

Chimie générale

14.1. Équation-bilan de la réaction :



14.2.

14.2.1. Valeur limite de n_s :

n_s (limite) = 0,02 mol (donnée par la courbe)

Réactif en excès.

D'après le rapport de proportionnalité :

$$n_1 = \frac{n_2}{2}$$

n_1 étant la quantité de matière du thiosulfate de sodium

n_2 la quantité de matière de l'acide chlorhydrique.

or : $n_1 = C_1 V_1 = 0,5 \times 40 \times 10^{-3} = 0,02$ mol

$$\frac{n_2}{2} = \frac{C_0 V_0}{2} = \frac{5 \times 10 \times 10^{-3}}{2} = 0,025$$

$\frac{n_2}{2} > n_1$; Donc l'acide chlorhydrique est le réactif en excès.

14.2.2. Définition :

Vitesse moyenne de formation du soufre : c'est le rapport de la variation de la quantité de matière du soufre sur la variation de temps.

Calcul de la vitesse moyenne entre $t_0 = 0$ s et $t_1 = 1,5$ min

$$v_m(S) = \frac{n_{t_1} - n_{t_0}}{t_1 - t_0}$$

$$\text{A.N. : } v_m(S) = \frac{0,018 - 0}{1,5} = 0,012 \text{ mol min}^{-1}$$

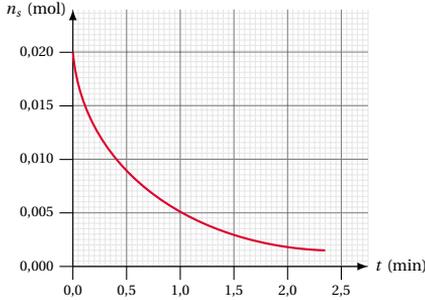
14.2.3. Vitesse instantanée de formation du soufre à

$t_1 = 1,5 \text{ min}$

$$v_{t_1} = \frac{\Delta n_S}{\Delta t} = \frac{0,022 - 0,013}{2,5 - 0,2} = 3,91 \text{ mol min}^{-1}$$

A.N. : $v_{t_1} = 3,91 \times 10^{-3} \text{ mol min}^{-1}$

14.2.4. Allure de la courbe de disparition du thiosulfate de sodium :



$n_{th} = n_1 = 0,02 \text{ mol}$

14.3. Concentration molaire de la nouvelle solution d'acide chlorhydrique $C_2 = 3 \text{ mol}$.

14.3.1. Soit à dire, si la valeur limite n_s trouvée à la question **14.2.1.** est modifiée.

$$\frac{n_2}{2} = \frac{C_2 V_2}{2} = \frac{3 \times 10 \times 10^{-3}}{2} = 0,15 \text{ mol}$$

$0,015 \text{ mol} < 0,02 \text{ mol} \Rightarrow \frac{n_2}{2} < n_1$; Donc, dans ce cas l'acide chlorhydrique est le réactif limitant; par conséquent, la valeur limite n_s trouvée à la question **14.2.1.** est modifiée.

14.3.2. Soit à dire, si la vitesse formation du soufre est modifiée.

La vitesse de formation du soufre est également modifiée, car la vitesse de formation d'un des réactif de la réaction diminue quand la concentration initiale de l'un des réactifs diminue.

Solution 15. (p. 7)

Acides et bases

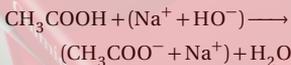
15.1. QCM : choix de la bonne réponse.

15.1.1. iii indifférent;

15.1.2. iii le plus petit pK_a .

15.2.

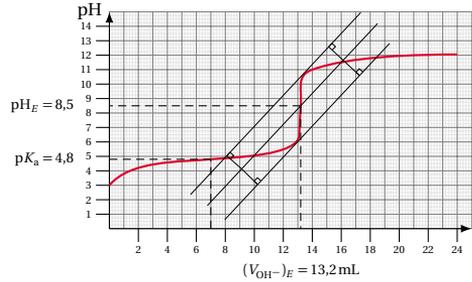
15.2.1. Équation-bilan de la réaction de dosage :



15.2.2. Définition :

L'équivalence acido-basique est l'état du milieu réactionnel pour lequel les réactif sont dans les proportions stœchiométriques.

15.2.2.1. Détermination des coordonnées du point d'équivalence :



La méthode des tangentes tel que le montre la figure donne :

$$V_{\text{OH}^-}^{(E)} = 13,2 \text{ mL et } \text{pH}_E = 8,5$$

15.2.2.2. Espèces chimiques majoritaires à l'équivalence : CH_3COO^- ; Na^+ .

La solution est basique car on a :

$$\text{pH}_E = 8,5 \Rightarrow \text{pH}_E > 7.$$

15.2.3. Concentration molaire en acide éthanóique de S :

A l'équivalence,

$$n = n_S \Rightarrow C V = C_B V_B \Rightarrow C = \frac{C_B V_B}{V}$$

A.N. : $C = \frac{0,1 \times 13,2}{10} = 0,132 \text{ mol L}^{-1}$

Concentration molaire C_0 en acide éthanóique du vinaigre :

$$C = \frac{C_0}{10} \Rightarrow C_0 = 10C$$

A.N. : $C_0 = 1,32 \text{ mol L}^{-1}$

15.2.4. Déterminons graphique du pH de la solution à la demi-équivalence :

$$\text{pH}_{\frac{1}{2}E} = 4,8$$

Trois propriétés particulières de la solution à la demi-équivalence :

- Le pH de cette solution varie très peu par dilution;
- Le pH de cette solution varie très peu par addition modérée d'acide ou de base;
- $\text{pH}_{\frac{1}{2}E} = \text{p}K_a$.

Type de solution : solution tampon.

15.2.5. Indicateur coloré approprié : la phénolphtaléine.

Évolution de la teinte lors du virage : La teinte passe de l'incolore au rouge violacée.

15.2.6. Préparation de la solution de $\text{pH} = 4,8$

On mélange un volume de base forte (hydroxyde de sodium) égale à la moitié du volume d'acide faible (acide éthanóique). En fin réaction les quantités de matière des formes acide et basique sont égales. D'où $V_B = \frac{V_A}{2}$ et

$$V_B + V_A = 100 \text{ mL} \Rightarrow \frac{3}{2} V_A = 100$$

$$V_A = \frac{2 \times 100}{3} = 66,7$$

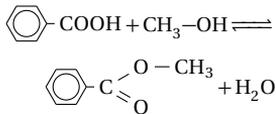
$V_A = 66,7 \text{ mL et } V_B = 33,3 \text{ mL}$

1.2. Solution des sujets d'examen

Solution 16. (p. 7)

Type expérimental

16.1. Équation-bilan de réaction



Caractéristiques de la réaction : lente, limite, réversible, athermique.

16.2. Rôle de chacun des éléments :

Élément	Rôle
Montage à reflux	Permet de chauffer un mélange liquide sans perdre les espèces chimiques volatiles, dans le but d'augmenter le rendement de la réaction
Hotte	Dispositif du laboratoire qui permet d'évacuer à l'extérieur les vapeurs toxiques
Acide sulfurique	Catalyseur de la réaction
Pierre ponce	Permet de réguler l'ébullition de la solution lors du chauffage

16.3. Montrons que un des réactifs est en excès :

D'après le rapport de proportionnalité, $n_{ac} = n_{al}$ or :

$$n_{ac} = \frac{m_{ac}}{M_{ac}} = \frac{12,2}{122} = 0,1 \text{ mol}$$

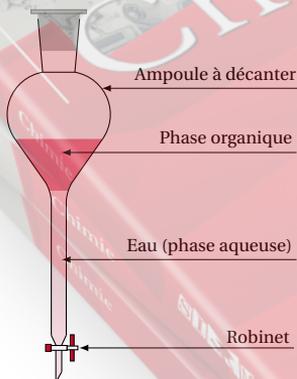
$$n_{al} = \frac{m_{al}}{M_{al}} = \frac{S_{al} V_{al}}{M_{al}} = \frac{0,8 \times 40}{32} = 1 \text{ mol}$$

$n_{al} > n_{ac}$; Donc l'alcool est en excès.

Intérêt à utiliser un réactif en excès : permet d'augmenter le rendement de la réaction en déplaçant l'équilibre vers la consommation du réactif en défaut.

16.4.

16.4.1. Schéma d'une ampoule à décanter avec les deux phases :



16.4.2. Masse d'ester si la réaction était totale :

$$n_{ac} = n_{est} \Leftrightarrow \frac{m_{ac}}{M_{ac}} = \frac{m_{est}}{M_{est}}$$

$$\Rightarrow m_{est} = \frac{m_{ac}}{M_{ac}} M_{est}$$

$$\text{A.N. : } m_{est} = 13,6 \text{ g}$$

Rendement de la réaction :

$$\eta = \frac{m_{est}(\text{obt})}{m_{est}(\text{att})}$$

$$\text{A.N. : } \eta = \frac{10,2}{13,6} = 0,75\%$$

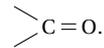
1.2.5 Solution – Baccalauréat 2016

Solution 17. (p. 8)

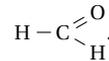
Chimie organique

17.1. Définition :

Un composé carbonyle est un composé organique qui possède le groupe



Exemple : Le méthanal de formule semi-développée



17.2.

17.2.1. Masses approximatives de carbone, d'hydrogène et d'oxygène :

$$\%C = \frac{m_C}{M_A} \times 100 \Rightarrow m_C = \frac{M_A}{100} \%C$$

$$\text{A.N. : } m_C = 54,736 \text{ g}$$

$$\%H = \frac{m_H}{M_A} \times 100 \Rightarrow m_H = \frac{M_A}{100} \%H$$

$$\text{A.N. : } m_H = 11,7968 \text{ g}$$

$$\%O = \frac{m_O}{M_A} \times 100 \Rightarrow m_O = \frac{M_A}{100} \%O = \frac{M_A}{100} [100 - (\%C + \%H)]$$

$$\text{A.N. :}$$

$$\%O = 24,2$$

$$m_O = \frac{(24,2 \times 88)}{100} = 21,296$$

$$m_O = 21,296 \text{ g}$$

17.2.2. Formule brute de A :

Soit $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$, la formule générale du composé A. on a :

$$m_C = 12x \Rightarrow x = \frac{m_C}{12}$$

$$\text{A.N. : } x = 4,56$$

$$m_H = y \Rightarrow y = \frac{m_H}{m_O}$$

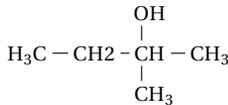
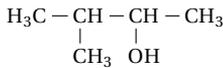
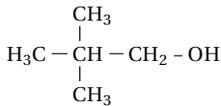
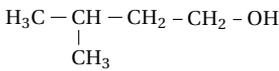
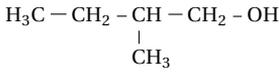
$$\text{A.N. : } y = 11,968 \approx 12$$

$$m_O = 16z \Rightarrow z = \frac{m_O}{16}$$

A.N. : $z = 1,33$

$$M_A = 12x + y + 16z \Leftrightarrow 88 = 12x + 12 + 16z$$

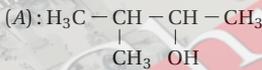
$$\Rightarrow x = \frac{76 - 16z}{12}$$

pour $z = 1$, $x = \frac{76 - 16}{12} = 5$ Donc : $x = 5$, $y = 12$, $z = 1$ d'où la formule brute de A : $C_5H_{12}O$ **17.2.3.** Formules semi-développées de A :

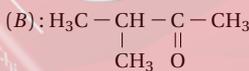
17.2.4. Ce test ne permet pas de trouver sans ambiguïté la formule semi-développée de A, car la 2,4-DNPH réagit indifféremment avec les aldéhydes et les cétones, produit de l'oxydation ménager des alcools primaires et des alcools secondaires que l'on trouve bien parmi les isomères de A.

17.2.5. B ne réagit pas avec la liqueur de Fehling; B est donc une cétone et A est un alcool secondaire l'ambiguïté est levée :

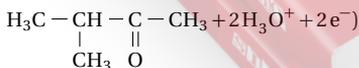
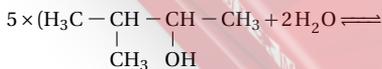
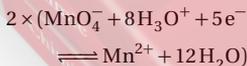
Formules semi-développées des composés A et B avec leurs noms :



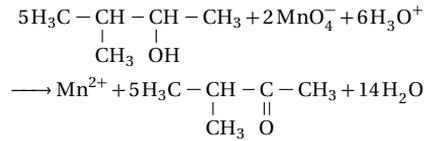
Nom : 3-méthyl butan-2-ol



Nom : 3-méthyl butan-2-one

17.2.6. Équation-bilan de la réaction d'oxydation :

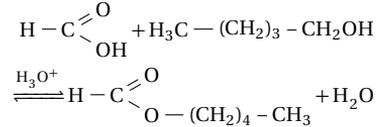
Équation-bilan :

**Solution 18. (p. 8)****Chimie générale****18.1.****18.1.1. Définition :**

Facteur cinétique : c'est tout paramètre pouvant modifier la vitesse d'une réaction chimique.

Exemples de facteurs cinétiques : La température, le catalyseur...

Ce facteur cinétique ne modifie pas la limite d'estérification.

18.1.2. Équation-bilan de la réaction :**18.1.3. Rôle de l'eau glacée :**

permet d'arrêter l'évolution de la réaction.

Rôle de l'eau bouillante :

permet d'accélérer la réaction.

18.1.4. Expression de la quantité de matière n_e d'ester formé en fonction de celle de l'acide disparu n_a :

$$n_e = n_a$$

Expression de la concentration de l'ester formé :

$$C_{\text{ester}} = \frac{n_e}{V} = \frac{n_e}{5,9 \times 10^{-3}}$$

$$= 169,5n_e = 169,5n_a$$

18.1.5. Allure de la courbe :La courbe $[ester] = f(t)$ est croissante et elle tend asymptotiquement vers $[ester] = 5 \text{ molL}^{-1}$ **18.1.6. Vitesse de formation de l'ester à $t = 20 \text{ min}$:**

$$v_{\text{ester}} = \frac{\Delta[ester]}{\Delta t} = \frac{4,95 - 3,5}{50 - 10}$$

$$= 3,62 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

$$v_{\text{ester}} = (3,6 \pm 0,2) \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

18.2. Les niveaux d'énergie :**18.2.1. Énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène :**

$$E_i = E_0 - E_1 = 0 - (-13,6) = 13,6 \text{ eV}$$

$$E_f = 13,6 \text{ eV}$$

18.2.2. Énergie cinétique minimale :

$$E_{C_{\min}} = E_2 - E_1 = -13,6 \left(\frac{1}{4} - 1 \right) = 10,2 \text{ eV}$$

$$E_{C_{\min}} = 10,2 \text{ eV} = 1,63 \times 10^{-17} \text{ J}$$

1.2. Solution des sujets d'examen

Solution 19. (p. 8)

Acides et bases

19.1.

19.1.1. Indicateur coloré : c'est un composé chimique dont la couleur change selon la nature du milieu (acide au basique).

Teinte sensible : couleur prise par l'indicateur coloré dans la zone de virage d'un dosage acido-basique.

19.1.2. Les valeurs du pH qui délimitent la zone de virage :

$$\text{on a : } \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{I}_n^-]}{[\text{HI}_n]}$$

$$\begin{aligned} \text{pour } [\text{I}_n^-] > 10[\text{HI}_n] &\Rightarrow \frac{[\text{I}_n^-]}{[\text{HI}_n]} < \frac{1}{10} \\ &\Leftrightarrow \log \frac{[\text{I}_n^-]}{[\text{HI}_n]} < -1 \\ &\Rightarrow \text{pH} < \text{p}K_a - 1 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pour } [\text{I}_n^-] > 10[\text{HI}_n] &\Rightarrow \frac{[\text{I}_n^-]}{[\text{HI}_n]} > 10 \\ &\Leftrightarrow \log \frac{[\text{I}_n^-]}{[\text{HI}_n]} > 1 \\ &\Rightarrow \text{pH} > \text{p}K_a + 1 \end{aligned}$$

Donc dans la zone de virage, le pH est compris entre :

$$\text{p}K_a - 1 \text{ et } \text{p}K_a + 1.$$

$$\text{p}K_a - 1 = 5 - 1 = 4; \text{p}K_a + 1 = 5 + 1 = 6 \text{ d'où } 4 < \text{pH} < 6$$

19.2.

19.2.1. Expression des concentrations molaires des ions Na^+ et Cl^- :

$$\begin{aligned} [\text{Na}^+] &= \frac{n_{\text{Na}^+}}{V_A + V_B} = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} \\ [\text{Cl}^-] &= \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_A + V_B} = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B} \end{aligned}$$

19.2.2. Expression de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en fonction de V_B :

L'équation d'électro neutralité s'écrit :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] + [\text{Cl}^-]$$

or : $[\text{HO}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$ avant l'équivalence, car ultraminoritaires

$$\begin{aligned} &\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] \\ &\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] - [\text{Na}^+] \\ \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} - \frac{C_B V_B}{V_A + V_B} \\ &= \frac{C_A V_A - C_B V_B}{V_A + V_B} \\ &= \frac{10^{-2}(10 - V_B)}{10 + V_B} \end{aligned}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-2}(10 - V_B)}{10 + V_B}; V_B \text{ en mL}; [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ en molL}^{-1}.$$

19.2.3. Valeur de V_{B_1} de V_B au début du virage :

Au début du virage $\text{pH} = 4$.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-2}(10 - V_B)}{10 + V_B}$$

$$\Rightarrow V_B = \frac{10^{-1} - 10[\text{H}_3\text{O}^+]}{10^{-2} + [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$\text{et } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$V_B = \frac{10^{-1} - 10 \times 10^{-\text{pH}}}{10^{-2} + 10^{-\text{pH}}}$$

$$\text{A.N. : } V_{B_1} = 9,80 \text{ mL}$$

19.2.4. Valeur V_{B_2} de V_B à la fin du virage :

A la fin du virage $\text{pH} = 6$

$$V_{B_2} = \frac{10^{-1} - 10 \times 10^{-6}}{10^{-2} + 10^{-6}} = 9,998 \approx 10$$

$$V_{B_2} = 10 \text{ mL}$$

19.3.

19.3.1. Concentration C'_A de la solution d'acide chlorhydrique :

A l'équivalence :

$$\begin{aligned} n_A = n_B &\Leftrightarrow C'_A V_A = C_B V_{B_1} \\ &\Rightarrow C'_A = \frac{C_B V_{B_1}}{V_A} \end{aligned}$$

$$\text{A.N. : } C'_A = 9,8 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$$

19.3.2. Évolution de la précision :

$$\begin{aligned} \% &= \frac{(C_A - C'_A)}{C_A} \times 100 \\ &= \frac{(10^{-2} - 9,8 \times 10^{-3})}{10^{-2}} \times 100 = 2 \end{aligned}$$

Soit 2 % d'erreur relative fait sur le calcul de la concentration de l'acide; d'où $100 - 2 = 98\%$ de précision.

19.3.3. En utilisant la fin du virage :

$$\begin{aligned} C'_A &= \frac{C_B V_{B_2}}{V_A} = \frac{10^{-2} \times 10}{10} \\ &= 10^{-2} \text{ molL}^{-1} = C_A \end{aligned}$$

$$\text{Donc } C'_A = C_A = 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$$

La précision est significative car aucune erreur n'est commise.

19.3.4. Étape du virage de l'indicateur à choisir :

On choisira la fin du virage de l'indicateur pour déterminer le point équivalent, car à cette étape la précision est plus grande qu'en début de virage.

Solution 20. (p. 9)

Type expérimental

20.1.

20.1.1. Volume de la solution à prélever :

La solution étant diluée 50 fois, on a :

$$V = 50 V_0 \Rightarrow V_0 = \frac{V}{50}$$

$$\text{A.N. : } V_0 = \frac{1}{50} = 0,02 \text{ L} = 20 \text{ mL}$$

20.1.2. Mode opératoire de la préparation de la solution : prélever 20 mL de la solution mère, à l'aide d'une éprouvette graduée, puis placer dans une fiole jaugée contenant de l'eau distillée au 1/3;

Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, puis agiter.

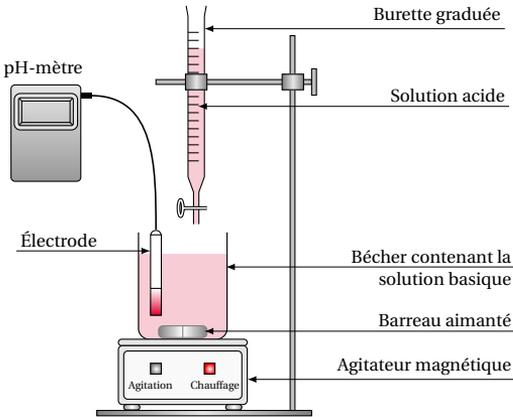
20.1.3. Précautions à prendre lors de la préparation :

porter une blouse, porter les gants, porter les lunettes, in-

troindre l'eau distillée avant l'ajout de l'acide sulfurique.

20.2.

20.2.1. Schéma du montage :



20.2.2. Opération à effectuer avant de mesurer le pH :

Il faut étalonner le pH-mètre.

Il faut ajouter un peu d'eau distillée dans le bécher contenant la solution à doser, pour permettre une bonne immersion des électrodes du pH-mètre.

20.2.3. Cet ajout d'eau distillée n'influence pas sur le résultat du dosage car, la quantité de matière de base à doser n'est pas modifiée.

20.2.4. Équation-bilan de la réaction :



20.2.5. Concentration C' de la solution diluée puis la concentration C du produit commercial :

A équivalence :

$$n_{H_3O^+} = n_{HO^-} \Leftrightarrow [H_3O^+]V_a = [HO^-]V$$

or l'acide sulfurique un diacide

$$[H_3O^+] = 2C_a \Rightarrow C_a V_a = C' V$$

$$\Rightarrow C' = \frac{2C_a V_a}{V}$$

A.N. : $C' = 2,4 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$

Le produit commercial étant dilué 50 fois, on a :

$$C = 50C' = 50 \times 2,4 \times 10^{-2} = 12 \text{ mol L}^{-1}$$

$C = 12 \text{ mol L}^{-1}$

1.2.6 Solution – Baccalauréat 2017

Solution 21. (p. 9)

Chimie organique

21.1. QCM :

21.1.1. Un alcool est un composé organique dans lequel un groupement hydroxyle $-OH$ est lié à : un carbone tétraédrique (**21.1.1.2.**)

21.1.2. Deux stéréoisomères diffèrent par : la disposi-

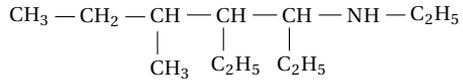
tion spatiale des atomes (**21.1.2.4.**)

21.1.3. Un acide α -aminé de configuration *D* : peut être dextrogyre ou lévogyre (**21.1.3.3.**)

En effet la configuration D/L indique respectivement que le groupement $-NH_2$ est à droite ou à gauche alors que dextrogyre et lévogyre indique plutôt le pouvoir rotatoire de la solution.

21.2. Substances naturelles

21.2.1. Étude du composé A :



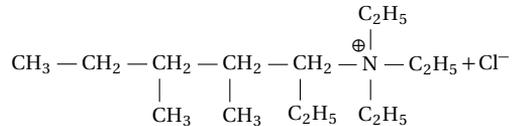
21.2.1.1. Noms qui conviennent à A :

21.2.1.1.1. N-éthyl-4-éthyl-5-méthylheptan-3-amine

21.2.1.1.2. N-éthyl-1,2-diéthyl-3-méthylpentylamine

21.2.1.2. Mélange de A et de CH_3-CH_2-Cl en excès

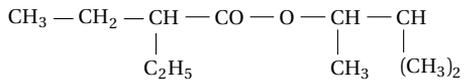
21.2.1.2.1. Formule semi-développée et nom du sel d'ammonium quaternaire A' obtenu :



Nom : Chlorure de triéthyl-1,2-diéthyl-3-méthylpentylammonium

21.2.1.2.2. Le caractère basique tout comme le caractère nucléophile des amines est lié à la présence du doublet non liant de l'atome d'azote.

21.2.2. Étude de l'ester B :



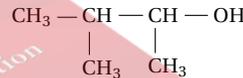
B peut être obtenu par 2 méthodes :

Méthode 1 : B_1 (alcool) + B_2 (acide)

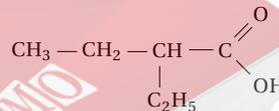
Méthode 2 : B_1 (alcool) + B'_2 (chlorure d'acyle)

21.2.2.1. Donner les formules semi-développées et noms de B_1 , B_2 et B'_2

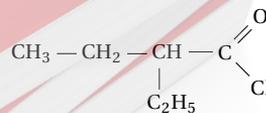
B_1 : 1,2-diméthylpropan-1-ol



B_2 : Acide 2-éthylbutanoïque



B'_2 : Chlorure de 2-éthylbutanoyle

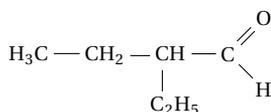


21.2.2.2. La réaction de l'alcool avec le chlorure d'acyle est plus avantageuse. En effet, dans ce cas l'estérification est rapide et totale contrairement à celle mettant en jeu l'acide carboxylique.

21.2.2.3. Obtention de B_2 par oxydation ménagée d'un composé B''_2 de formule brute $C_6H_{12}O$:

1.2. Solution des sujets d'examen

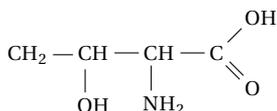
- Fonction chimique : aldéhyde puisque le carbonyle est en bout de chaîne
- Formule semi-développée :



Nom : 2-éthylbutanal

21.2.3. Étude de l'acide α -aminé D : acide 2-amino-3-hydroxybutanoïque

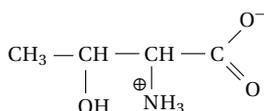
21.2.3.1. Formule semi-développée de D :



21.2.3.2. D est un acide α -aminé parce que le carbone α , c'est à dire celui qui suit directement le carbone de la fonction carboxylique porte le groupement amine.

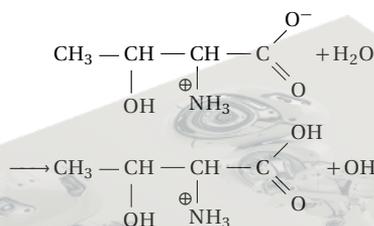
21.2.3.3. Mise en solution de D :

21.2.3.3.1. Formule semi-développée de l'amphion D' :

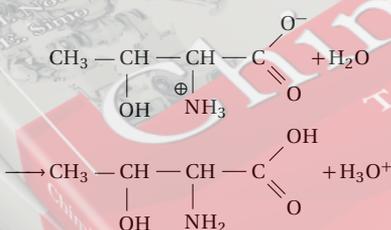


21.2.3.3.2. Équations traduisant le caractère amphotère de D' :

- Caractère basique de D' :



- Caractère acide de D' :



Solution 22. (p. 10)

Acides et bases

22.1. Base forte de Bronsted : espèce chimique susceptible de fixer un ou plusieurs protons au cours d'une réaction chimique totale

Exemple illustratif : cas des ions hydroxyde OH^-



22.2. $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} = 4 \times 10^{-6}$

22.2.1. Nature acido-basique de la solution S : S est une solution basique parce que

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} \ll 1 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$$

22.2.2. Le pH de S est de 10, calculons K_e pour cette température

On sait que $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$

$$\text{or } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ et } [\text{OH}^-] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{4 \times 10^{-6}} = \frac{10^{-\text{pH}}}{4 \times 10^{-6}}$$

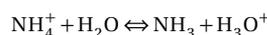
$$\Rightarrow K_e = \frac{(10^{-\text{pH}})^2}{4 \times 10^{-6}} = 2,5 \times 10^{-15}$$

AN : $K_e = 2,5 \times 10^{-15}$

22.3. A 25 °C, $K_e = 10^{-14}$ solution de chlorure d'ammonium $C = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$ et $\text{pH} = 5,1$

22.3.1. L'ion ammonium NH_4^+ est un acide faible parce que $\text{pH} > -\log C$

22.3.2. Équation de NH_4^+ avec l'eau



Expression de la constante d'acidité K_a du couple

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

22.3.3. On dissout 53,5 mg de dans une solution S_p de NH_3 . Le volume est de 1 L et $\text{pH} = 10,2$.

22.3.3.1. Inventaire des espèces présentes en solution. NH_3 , NH_4^+ , OH^- , H_3O^+ , Cl^- , H_2O . Calcul des concentrations.

On donne $K_a = 6,31 \times 10^{-10}$

H_2O est le solvant

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10,2} = 6,31 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10 \times 10^{-14}}{10 \times 10^{-10,2}} \\ &= 10^{-3,2} = 1,58 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{m_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{M_{\text{NH}_4\text{Cl}} V} \text{ or } M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = M_{\text{Cl}} + M_{\text{N}} + 4M_{\text{H}}$$

$$M = 35,5 + 14 + 4 \times 1 = 53,5 \text{ g/mol}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{53,5 \times 10^{-3}}{53,5 \times 10^1} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Electroneutralité de la solution :

$$[\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{NH}_4^+]$$

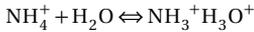
$$\Rightarrow [\text{NH}_4^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\begin{aligned} [\text{NH}_4^+] &= 10 \times 10^{-3} + 1,58 \times 10^{-4} - 6,31 \times 10^{-11} \\ &= 1,16 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \Rightarrow [\text{NH}_3] = \frac{K_a [\text{NH}_4^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$\begin{aligned} [\text{NH}_3] &= 6,31 \times 10^{-10} \frac{1,16 \times 10^{-3}}{6,31 \times 10^{-11}} \\ &= 1,16 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

22.3.3.2. Calculons la quantité initiale d'ammoniac dans la solution $n_0(\text{NH}_3)$



Les quantités de matière des espèces NH_4^+ et NH_3 au départ sont égales aux quantités de matière à l'équilibre

$$\Rightarrow n_0(\text{NH}_3) + n_0(\text{NH}_4^+) = n(\text{NH}_3) + n(\text{NH}_4^+)$$

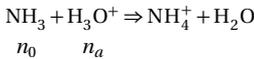
$$\Rightarrow n_0(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) + n(\text{NH}_4^+) - n_0(\text{NH}_4^+)$$

$$\Rightarrow n_0(\text{NH}_3) = [\text{NH}_3]V + [\text{NH}_4^+]V - \frac{m_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{M_{\text{NH}_4\text{Cl}}}$$

AN : $n_0(\text{NH}_3) = 1,16 \times 10^{-2} + 1,16 \times 10^{-3} - 10^{-3}$

$n_0(\text{NH}_3) = 1,18 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

22.3.3.3. Dosage de NH_3 par 12 mL de HCl 1 mol/L. Calcul de $n_0(\text{NH}_3)$ par dosage



$n_0(\text{NH}_3) = n_a \Rightarrow n_0(\text{NH}_3) = C_a V_a$

AN : $n_0(\text{NH}_3) = 1 \times 12 \times 10^{-3} = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ Cette valeur est sensiblement égale à $1,18 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ obtenue à la question précédente

22.3.4. Préparation de 100 mL de solution tampon $\text{pH} = 9,4$ avec NH_3 : $C_b = 0,1 \text{ mol/L}$; V_b ?; NH_4^+ : $C_a = 0,1 \text{ mol/L}$, V_a ? et $K_a = 6,31 \times 10^{-10}$. Calculons V_a et V_b . Le pH d'une solution tampon est donné par l'expression

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Dans la solution tampon, $[\text{NH}_3] = \frac{C_b V_b}{V}$ et

$[\text{NH}_4^+] = \frac{C_a V_a}{V}$ et $V = V_a + V_b$

$$\Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a \pm \log \frac{C_b V_b}{C_a V_a} \text{ or } C_a = C_b$$

avec $\text{p}K_a = -\log K_a = -\log(6,31 \times 10^{-10}) = 9,2$

$$\Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{V_b}{V_a}$$

$$\Rightarrow \log \frac{V_b}{V_a} = \text{pH} - \text{p}K_a$$

$$\Rightarrow \frac{V_b}{V_a} = 10^{(\text{pH} - \text{p}K_a)} = 10^{0,2} = 1,58$$

$V_a + V_b = 100$ et $V_b = 1,58 V_a$

$\Rightarrow 2,58 V_a = 100 \Rightarrow V_a = 38,8 \text{ mL}$

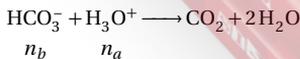
$\Rightarrow V_b = 100 - 38,8 = 61,2 \text{ mL}$

Solution 23. (p. 10)

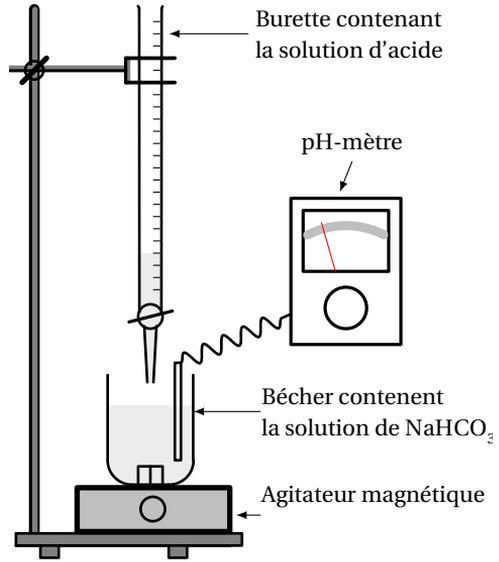
Expérience de chimie

Degré de pureté (d) du bicarbonate

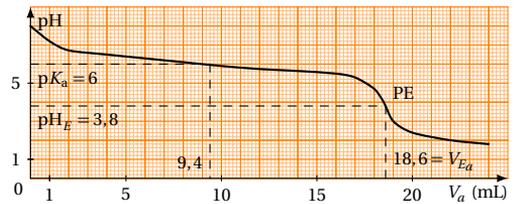
On donne $d = \frac{m}{100}$



23.1. Schéma annoté du dispositif expérimental



23.2. Détermination graphique (Voir document 2 du fichier annexe)



23.2.1. Les coordonnées du point d'équivalence A l'aide de la méthode des tangentes on obtient $\text{PE}(V_{aE} = 18,6 \text{ mL}; \text{pH}_E = 3,8)$

23.2.2. HCO_3^- est une base faible, parce que :

- le saut de pH est faible
- la courbe présente 2 inflexions correspondant à la demi-équivalence puis à l'équivalence.

23.2.3. Le $\text{p}K_a$ du couple $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_2$ Il correspond graphiquement au pH de la demi-équivalence c'est-à-dire

$V_{aE/2} = V_{aE}/2 \approx 9,3 \text{ mL} \Rightarrow \text{p}K_a = 6$

23.3. Nombre de mole de HCO_3^- pur contenu dans 0,8 g d'échantillon

D'après l'équation de la réaction $n_a = n_b$

$$\Rightarrow C_a V_{aE} = [\text{HCO}_3^-] V_b \Rightarrow [\text{HCO}_3^-] = \frac{C_a V_{aE}}{V_b}$$

$$n_{\text{HCO}_3^-} = [\text{HCO}_3^-] V = \frac{C_a V_{aE} V}{V_b}$$

AN : $n_{\text{HCO}_3^-} = \frac{0,1 \times 0,0186 \times 0,1}{0,02} = 9,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Degré de pureté du bicarbonate de soude $d = \frac{m}{100}$ avec m la masse en g de NaHCO_3 pur contenu dans 100 g d'échantillon. $9,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$ étant le nombre de mole contenu dans 0,8 g d'échantillon on obtient par

1.2. Solution des sujets d'examen

une simple règle de 3 que :

$$m = \frac{n_{\text{HCO}_3^-} M_{\text{NaHCO}_3} 100}{0,8}$$

$$D'où d = \frac{m}{100} = \frac{n_{\text{HCO}_3^-} M_{\text{NaHCO}_3}}{0,8}$$

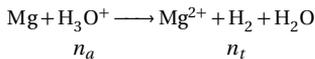
$$AN : M_{\text{NaHCO}_3} = 23 + 1 + 12 + 16 \times 3 = 84 \text{ g/mol}$$

$$d = \frac{9,3 \times 10^{-3} \times 84}{0,8} = 0,976$$

Solution 24. (p. 10)

Chimie générale

24.1. Cinétique chimique HCl $C = 0,10 \text{ mol/L}$



Suivi cinétique de la réaction à l'aide du pH

24.1.1. Montrons que $[\text{Mg}^{2+}](t) = \frac{1}{2}(C - 10^{-\text{pH}})$

$$n \frac{\text{H}_2\text{O}^+(\text{réagit})}{2} = n \text{Mg}^{2+}(\text{formé})$$

$$n \text{H}_3\text{O}^+(\text{réagit}) = n_0 \text{H}_3\text{O}^+ - n \text{H}_3\text{O}^+(\text{restant})$$

$$\Rightarrow n \text{Mg}^{2+}(\text{formé}) = \frac{n_0 \text{H}_3\text{O}^+ - n \text{H}_3\text{O}^+(\text{restant})}{2}$$

En divisant les quantités de matière par le volume de la solution (qui reste constant) on obtient :

$$\Rightarrow [\text{Mg}^{2+}](t) = \frac{C_0(\text{H}_3\text{O}^+) - [\text{H}_3\text{O}^+]}{2}$$

$$\Rightarrow [\text{Mg}^{2+}](t) = \frac{C - 10^{-\text{pH}}}{2}$$

24.1.2. Calcul de vitesse volumique de formation de Mg^{2+} V_{12} entre $t_1 = 3 \text{ min}$ ($\text{pH}_1 = 1,6$) et $t_2 = 7 \text{ min}$ ($\text{pH}_2 = 2,4$)

$$V_{12} = \frac{[\text{Mg}^{2+}]_{(t_2)} - [\text{Mg}^{2+}]_{(t_1)}}{t_2 - t_1} = \frac{10^{-\text{pH}_1} - 10^{-\text{pH}_2}}{2(t_2 - t_1)}$$

$$AN : V_{12} = \frac{10^{-1,6} - 10^{-2,4}}{2(7-3)} = 2,64 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

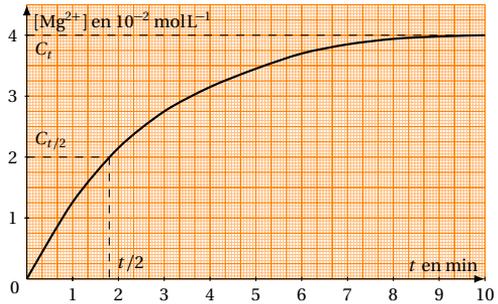
24.1.3. Exploitation graphique

24.1.3.1. Temps de demi-réaction : C'est le temps nécessaire pour que la moitié de la quantité initiale du réactif limitant se transforme.

24.1.3.2. Calcul de $t_{1/2}$

En fin de réaction $[\text{Mg}^{2+}]_{t_f} = 4 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ d'où $[\text{Mg}^{2+}]_{t_{1/2}} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

La résolution graphique par projection sur l'axe des abscisses nous permet d'obtenir $t_{1/2} = 1,8 \text{ min}$ (Voir document 1 du fichier annexe)



$$1,5 \text{ cm} = 1 \text{ min}$$

$$2,7 \text{ cm} = t_{1/2}$$

$$\Rightarrow t_{1/2} = \frac{2,7}{1,5} = 1,8 \text{ min}$$

24.1.3.3. A t' , la vitesse de formation des Mg^{2+} est $V' = 5,8 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1} \text{ min}^{-1}$. Dédution de la vitesse de disparition des H_3O^+ $V'_{\text{H}_3\text{O}^+}$ au même instant.

D'après la réaction

$$n_{\text{Mg}^{2+}} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{2} \Rightarrow V' = \frac{V'_{\text{H}_3\text{O}^+}}{2}$$

$$\Rightarrow V'_{\text{H}_3\text{O}^+} = 2V' = 2 \times 5,8 \times 10^{-3} = 1,16 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

24.2. Niveaux d'énergie

24.2.1. Comparaison des spectres d'absorption et d'émission d'un atome

- en aspect : les raies des spectres d'absorption sont sombres contrairement à celles des spectres d'émission qui sont brillantes.
- en longueur d'onde : elles ont les mêmes longueurs d'onde

24.2.2. Les raies étant complémentaire en aspect et identique en longueur d'onde, le spectre d'absorption de l'atome ${}_Z\text{X}$ aura un fond clair et présentera 2 raies sombres aux longueurs d'onde λ et λ' .

24.2.3. Diagramme énergétique de ${}_Z\text{X}$

24.2.3.1. Une transition électronique est le passage d'un atome d'un niveau d'énergie à un autre correspondant à une longueur d'onde précise.

24.2.3.2. Calculons en eV la valeur de E_2 pour $\lambda = 672 \text{ nm}$

$$E_2 - E_1 = \frac{hC}{\lambda} \Rightarrow E_2 = E_1 + \frac{hC}{\lambda}$$

$$AN : E_2 = -5,39 + 1,6 \times 10^{-19} + \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8}{672 \times 10^{-9}}$$

$$E_2 = -5,66 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\text{En eV } E_2 = \frac{-5,66 \times 10^{-19}}{1,6 \times 10^{-19}} = -3,54 \text{ eV}$$

24.2.3.3. Pour l'atome d'hydrogène, l'énergie du niveau n est donné par $E_n = \frac{-13,6}{n^2}$, ${}_Z\text{X}$ peut-il être l'hydrogène ? Pour l'atome d'hydrogène au niveau fondamental

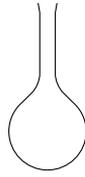
$$E_1 = -\frac{13,6}{1^2} = -13,6 \text{ eV} \neq -5,39 \text{ eV}$$

En conclusion ${}_Z\text{X}$ ne peut être l'atome d'hydrogène

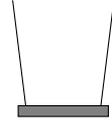
La verrerie de chimie



Ballon à fond plat



Ballon à fond rond



Verre à pied



Tube à essai



Éprouvette à pied graduée



Erlenmeyer



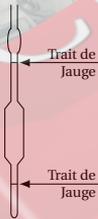
Pissette (en plastique)



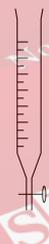
Cristalliseur



Becher



Pipette à deux traits



Burette graduée

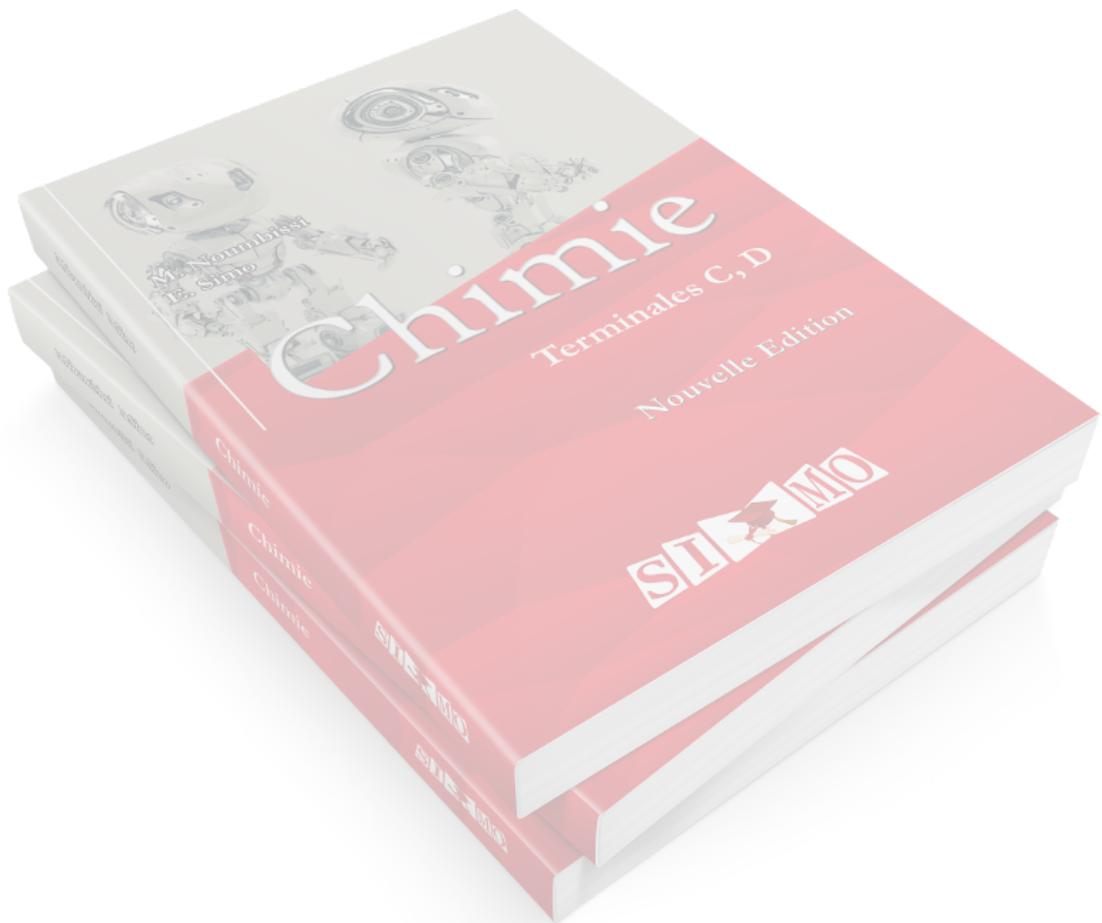


Fiole jaugée

Trait de Jauge

Trait de Jauge

Trait de Jauge



W. Nombissi
E. Simo

Chimie

Terminales C, D

Nouvelle Edition



Chimie

Chimie

Chimie

SILAMMO

SILAMMO