

Terminales C, D

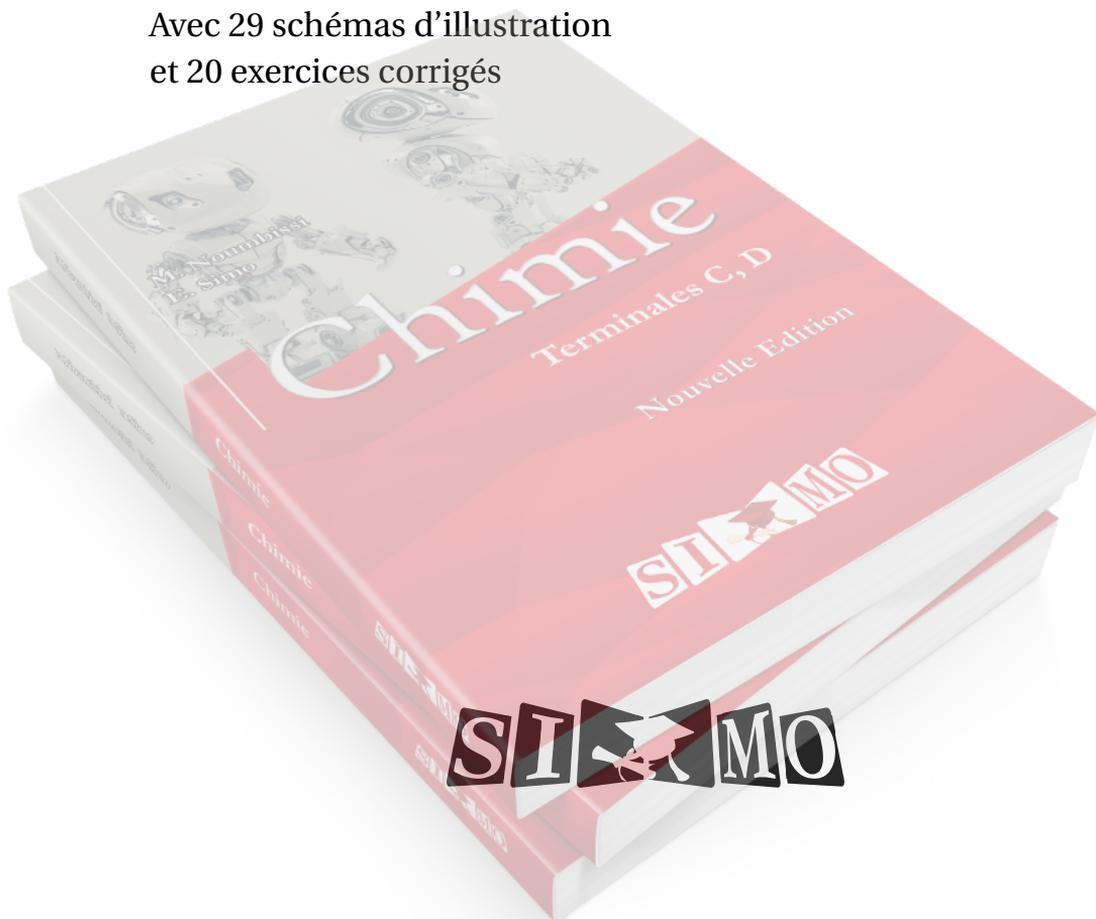
Eric Simo, Editeur

CHIMIE

Baccalauréat – Sujets Corrigés

Maurice Noubissi, Emmanuel Simo

Avec 29 schémas d'illustration
et 20 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*.

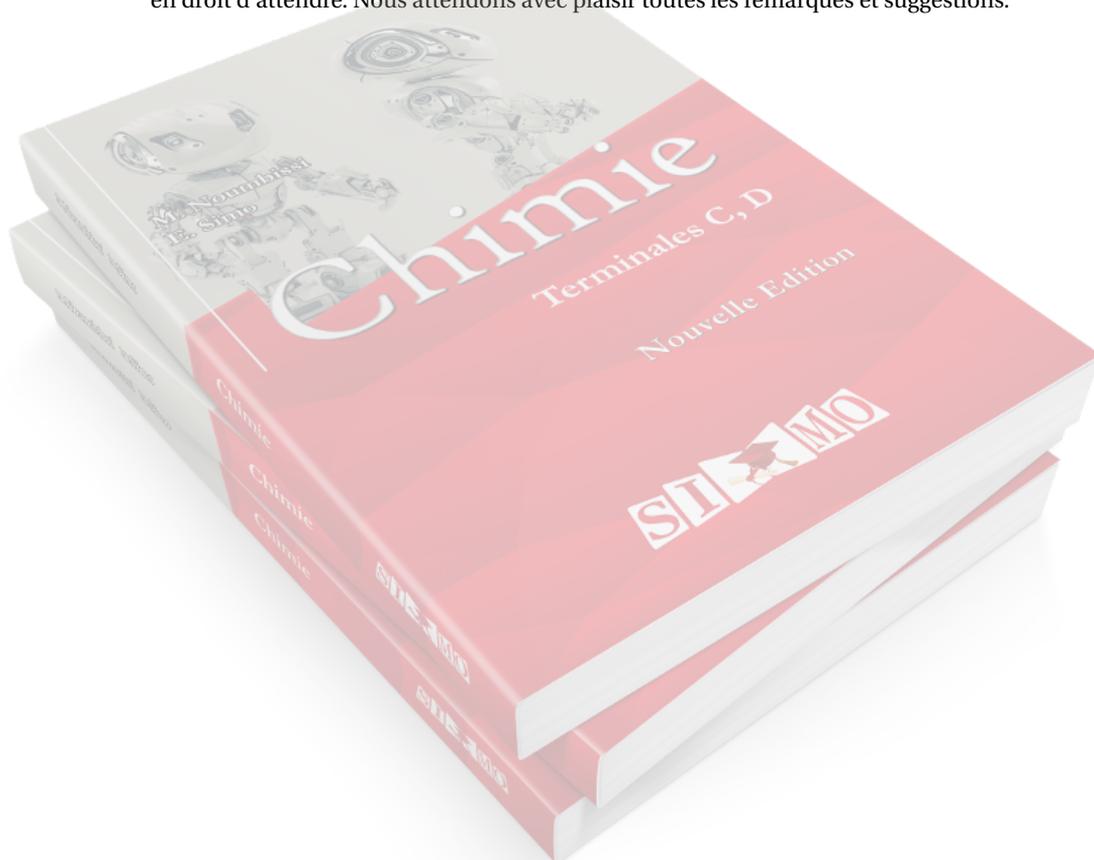
Le cours a été conçu selon le projet pédagogique suivant :

- 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

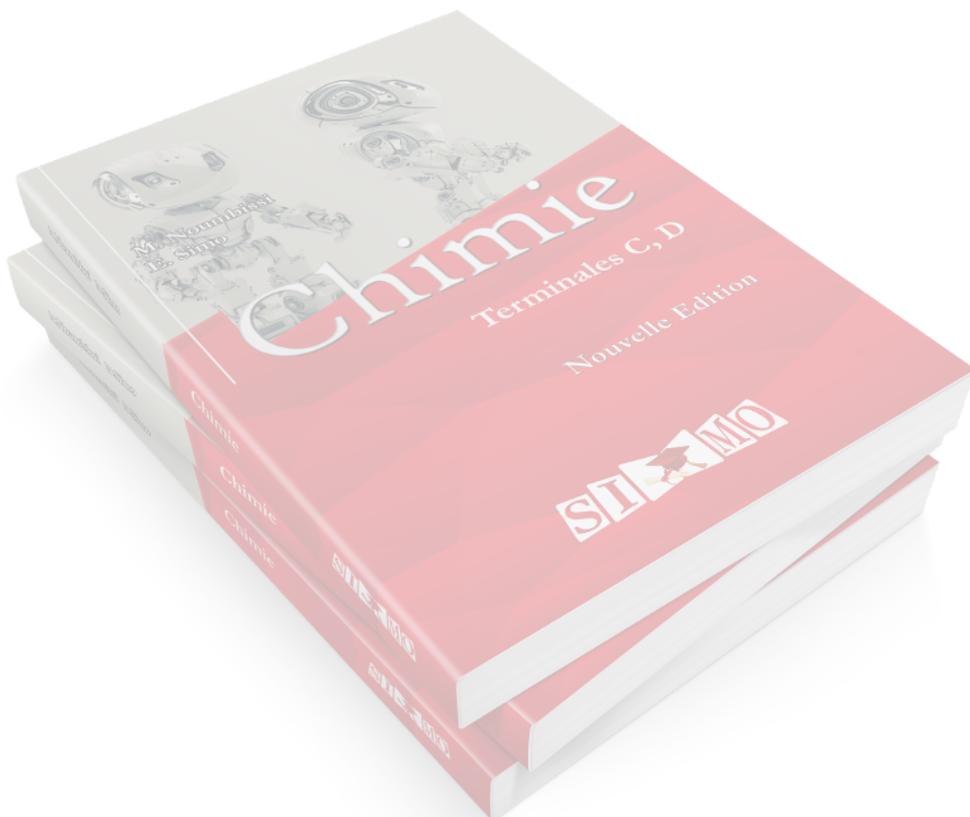
Chimie

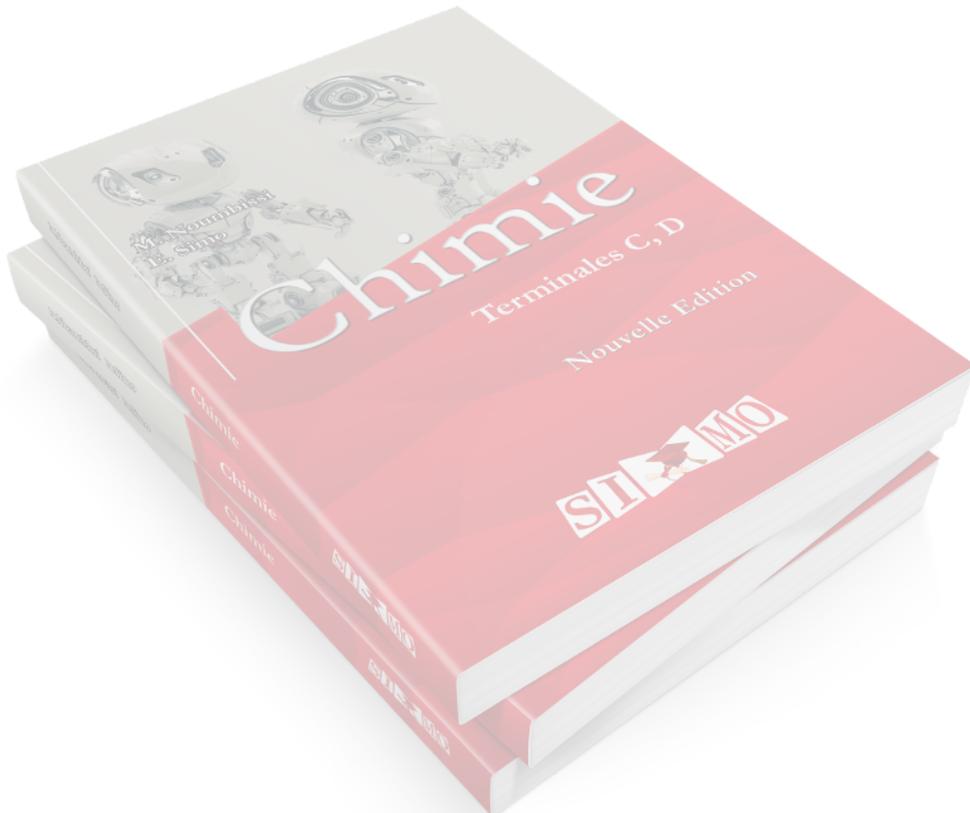
SILAMMO

SILAMMO

Table des matières

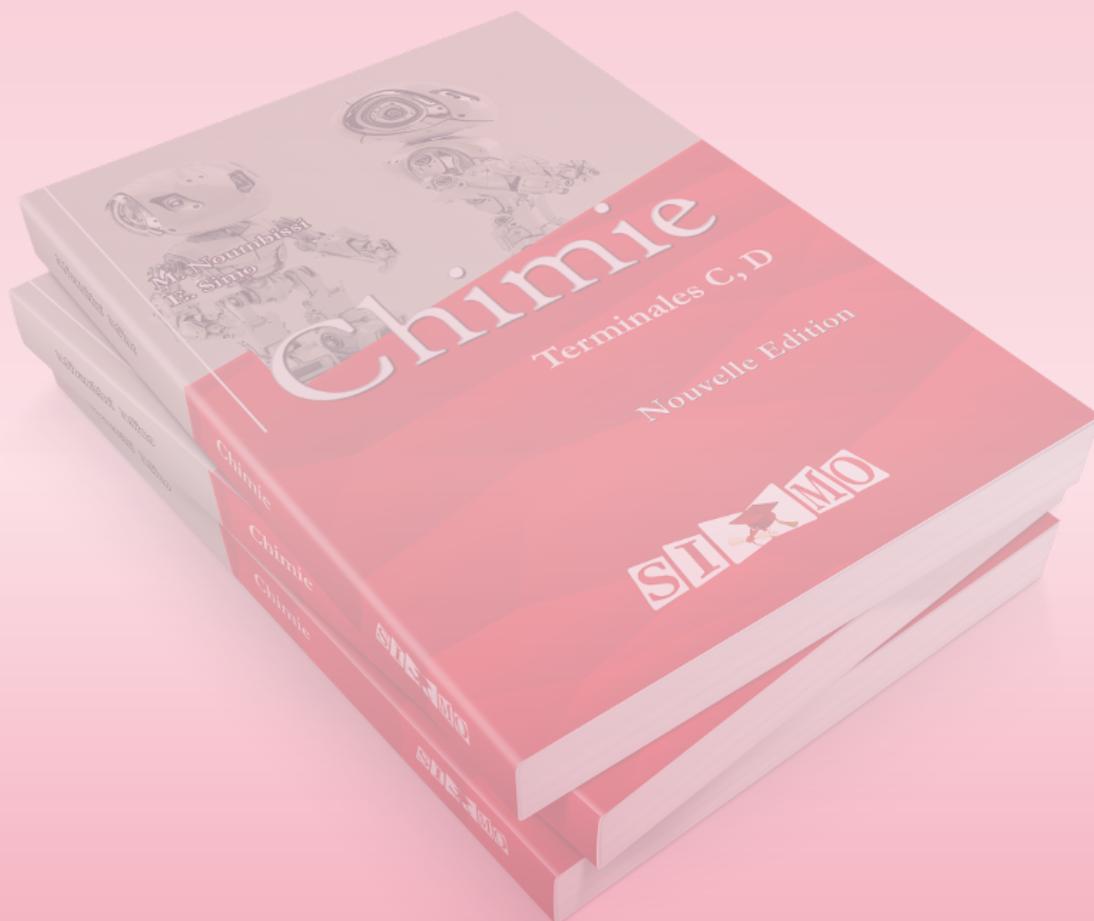
1	Sujets d'examen – Baccalauréat Chimie – Séries C, D	1
1.1	Enoncé des sujets d'examen	2
1.1.1	Enoncé – Baccalauréat 2012	2
1.1.2	Enoncé – Baccalauréat 2013	3
1.1.3	Enoncé – Baccalauréat 2014	4
1.1.4	Enoncé – Baccalauréat 2015	6
1.1.5	Enoncé – Baccalauréat 2016	7
1.1.6	Enoncé – Baccalauréat 2017	9
1.2	Solution des sujets d'examen	10
1.2.1	Solution – Baccalauréat 2012	10
1.2.2	Solution – Baccalauréat 2013	12
1.2.3	Solution – Baccalauréat 2014	15
1.2.4	Solution – Baccalauréat 2015	17
1.2.5	Solution – Baccalauréat 2016	20
1.2.6	Solution – Baccalauréat 2017	22
	La classification périodique des éléments chimiques	23
	La verrerie de chimie	24





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	10
1.2.1	Solution – Baccalauréat 2012	10
1.2.2	Solution – Baccalauréat 2013	12
1.2.3	Solution – Baccalauréat 2014	15
1.2.4	Solution – Baccalauréat 2015	17
1.2.5	Solution – Baccalauréat 2016	20
1.2.6	Solution – Baccalauréat 2017	22



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

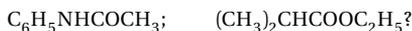
1.1. QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

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 gmol⁻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 (pH = 3,1)? Justifier.

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

L'éthylamine est une base faible de formule $C_2H_5NH_2$ dont l'acide conjugué est l'ion éthylammonium de formule $C_2H_5NH_3^+$. Le pK_a de ce couple est $pK'_a = 10,7$.

3.2.3.1. Placer sur une échelle de pK_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 $C_0 = 1$ molL⁻¹, on veut préparer 100 cm³ de solution S_1 de concentration molaire $C_1 = 5 \times 10^{-2}$ molL⁻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, $C_2H_5-NH_2$.

Pour cela, on prélève 20 cm³ 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 cm³ 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 cm³ de la solution S_1 d'acide chlorhydrique et 20 cm³ 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 pK_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 pK_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.

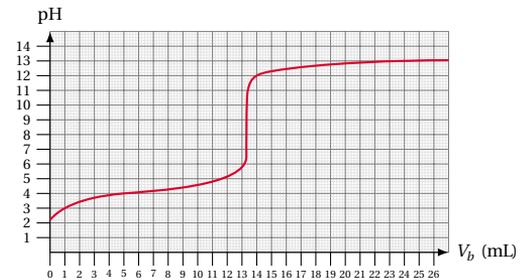
7.3. On dose 10 mL d'une solution d'acide benzoïque par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 3,0 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$. Les relevés du pH effectués sur la solution ont permis de tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ représentée à la figure ci-dessous, où V_b est le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

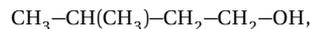


7.3.4. Si ce dosage avait été colorimétrique, quel serait, parmi les indicateurs colorés ci-dessous, le plus approprié pour ce dosage? Justifier.

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 éthanóique, 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 éthanóique : $M_1 = 60$; 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**

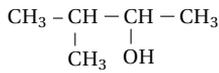
9.1. QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

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 :

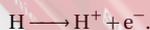
$$E_n = -E_0/n^2 \text{ avec } E_0 = 13 \text{ eV.}$$

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.

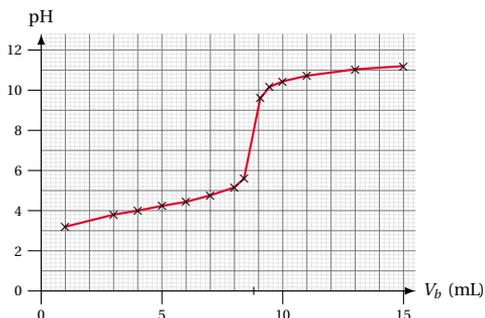
12.1. Sachant que l'acide ascorbique est un monoacide faible, écrire l'équation-bilan de la réaction de dosage.

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];
- Phénolphthaléine : [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 PCl₅ 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 P₄O₁₀.

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–NH₂ 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.

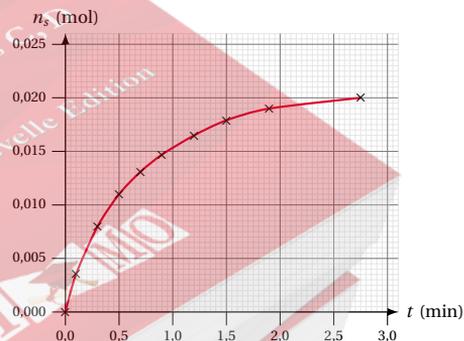
De quel isomère s'agit-il? Justifier.

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 (2Na⁺ + S₂O₃²⁻) et la solution aqueuse d'acide chlorhydrique (H₃O⁺ + Cl⁻). Pour cela, on verse 10 mL de solution d'acide chlorhydrique de concentration C₀ = 5 mol L⁻¹ dans 40 mL d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration C₁ = 0,5 mol L⁻¹. Il se dégage du dioxyde de soufre (SO₂), 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 t₀ = 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 :

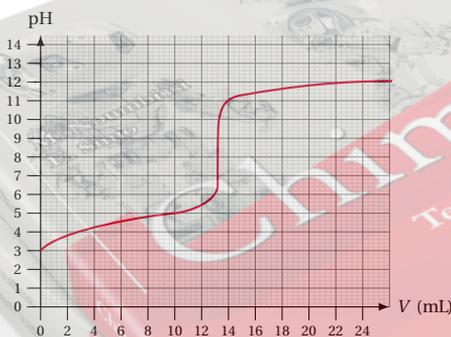
15.1.1. Dans le couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$, l'eau est un acide :

- 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 introduits dans l'eau glacée à 0°C . À l'instant $t = 0$, on plonge toutes les éprouvettes dans l'eau bouillante à température constante. À 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?

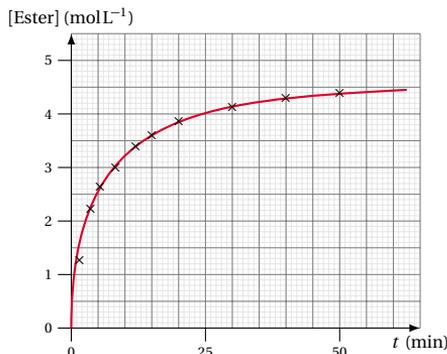
18.1.4. Donner l'expression de la quantité de matière n_e d'ester formé à chaque instant en fonction de celle de l'acide disparu n_a ;

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

Les résultats obtenus ont permis de tracer la courbe $[\text{Ester}] = f(t)$; 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 $C_B = 10^{-2}\text{ molL}^{-1}$.

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, choisirez 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 $C_a = 5 \times 10^{-2}\text{ molL}^{-1}$.

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

L'énoncé de ce sujet peut être gratuitement téléchargé sur :

www.simo.education



1.2 Solution des sujets d'examen

1.2.1 Solution – Baccalauréat 2012

Solution 1. (p. 2)

Chimie organique

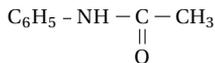
1.1. QCM : choix de la bonne réponse.

1.1.1. pyramidale;

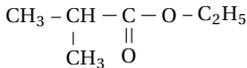
1.1.2. alcool primaire.

1.2. Nomenclature :

1.2.1. Noms des composés de formules semi-développées :



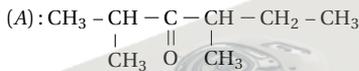
N-phényléthanamide



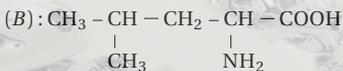
2-méthylpropanoate d'éthyle

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 :

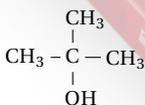
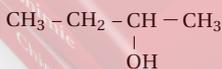


on a :

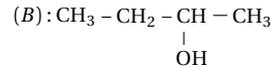
$$\%O = \frac{1600}{M} = \frac{1600}{14n+18} \Rightarrow n = 4,005 \simeq 4$$

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 :

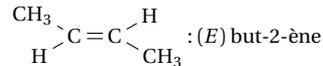
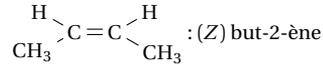


1.3.2. La formule correspond le mieux est :

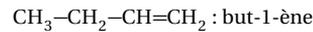


Justification : parce que cet isomère est issu d'un alcène symétrique, seul alcène dont l'hydratation donne un seul produit.

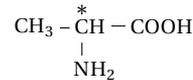
1.3.3. Noms des deux stéréo-isomères de A :



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



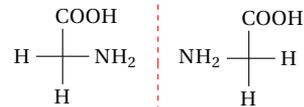
1.4. 1.4.1. Formule semi-développée et nom de composé C :



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 :

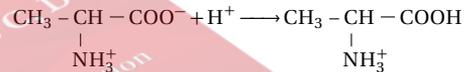


Configuration D Configuration L

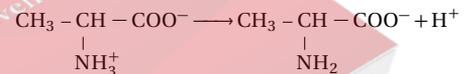
1.4.4. Un Zwitterion est un ion bipolaire électriquement neutre, obtenu à partir d'un acide α -aminé.

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

Caractère basique :



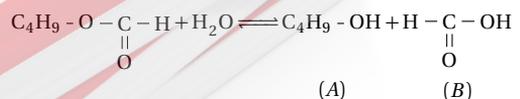
Caractère acide :



Solution 2. (p. 2)

Chimie générale

2.1. Équation-bilan de la réaction.



Nom et fonction de B :

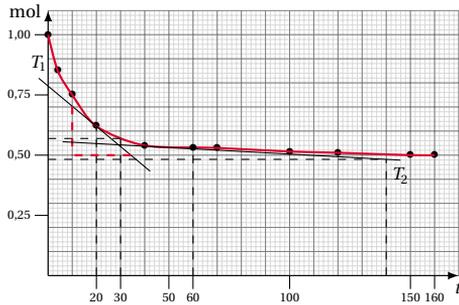
Nom : acide méthanoïque

Fonction : acide carboxylique.

2.2.

2.2.1. Représentation graphique

1.2. Solution des sujets d'examen

**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 :

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

Soit :

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

Concentration du produit B :

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

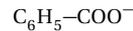
$$\text{A.N. } C_B = 0,45 \text{ molL}^{-1}$$

Soit :

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

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 :

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

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

3.2.1.3. Il s'agit d'un acide faible

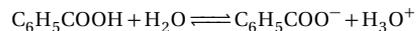
Justification :

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

$$\Leftrightarrow -\log C < \text{pH}$$

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 :

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

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

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 $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ sont prédominants.

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

À l'équivalence

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

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

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

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 $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ car c'est l'acide le plus fort ($\text{p}K_a$ le plus petit) et $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ car c'est la base la plus forte ($\text{p}K_a$ le plus grand).

Solution 3. (p. 2)**Acides et bases**

3.1. QCM : choix de la bonne réponse.

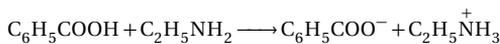
3.1.1. $\text{pH} = 14 + \log C$

3.1.2. supérieur à 7,0.

3.2.

3.2.1.

Équation-bilan :



3.3.3. Oui! Cette réaction est totale.

Justification :

$$\Delta pK_a = pK'_a - pK_a = 10,7 - 4,2 = 6,50$$

$\Delta pK_a = 6,50$; 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 .

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

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

4.1.2. Description du mode opératoire.

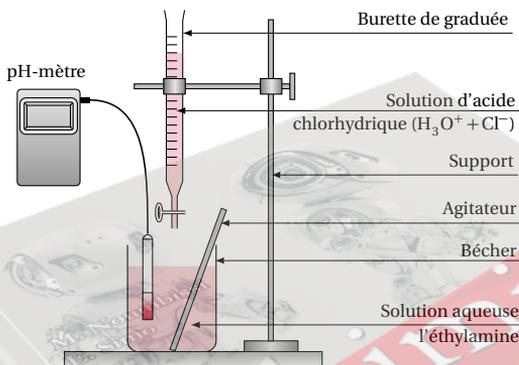
Prélever 5 mL de la solution S_0 à l'acide d'une pipette de 5 mL et placer dans une fiole jaugée de 100 mL contenant de l'eau distillée au 1/3;

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.

À équivalence, on a :

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

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

4.3.

4.3.1. Concentration des espèces chimiques présentes.

Espèces chimiques présentes : H_3O^+ ; Cl^- ; $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$; HO^- ; $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$; (H_2O) .

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + [\text{C}_2\text{H}_5] - [\text{NH}_2] = C'_B$$

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

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

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

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

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 :

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

$$= -\log \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]}$$

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

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.

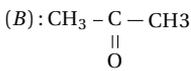
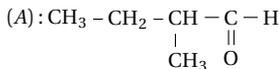
Flacon 1 : solution aqueuse d'acide 2-aminopropanoïque. Car, les solutions acides font rougir le papier pH humide.

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.

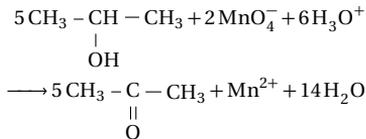
Flacon 3 : solution aqueuse de propan-2-ol. Car, étant un alcool secondaire, son oxydation ménagée donne une cétone qui réagit avec la 2,4-DNPH et pas avec le réactif de Tollens.

1.2. Solution des sujets d'examen

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

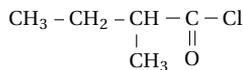


5.2.3. Équation-bilan de la réaction de formation du composé B.



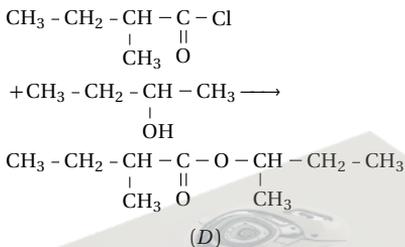
5.2.4.

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

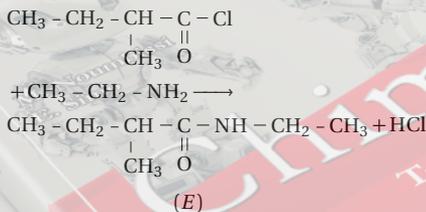


chlorure de 2-méthylbutanoyle

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 :



5.2.5.2. Nom du peptide formé : ala-ala

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 :

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

A.N. : $E = 12,75 \text{ eV}$ Énergie supplémentaire (E_S) :

$$E_S = E_i - E$$

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 :

$$\begin{aligned} E = E_3 - E_2 & \Leftrightarrow \frac{hc}{\lambda} = E_0 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) \\ & \Leftrightarrow h \frac{c}{\lambda} = \frac{5E_0}{36} \Rightarrow \lambda = \frac{36hc}{5E_0} \end{aligned}$$

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

6.7. Non! Cette radiation ne sera pas absorbée.

Justification :

On a :

$$\begin{aligned} E & = h \nu_0 = 6,63 \times 10^{-34} \times 2 \times 10^{15} \\ & = 1,326 \times 10^{-18} \text{ J} = 8,2875 \text{ eV} \end{aligned}$$

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

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 :

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

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

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

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

L'équation d'électroneutralité s'écrit :

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

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

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 :

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

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

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

7.2.4. Calcul du coefficient d'ionisation

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

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

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

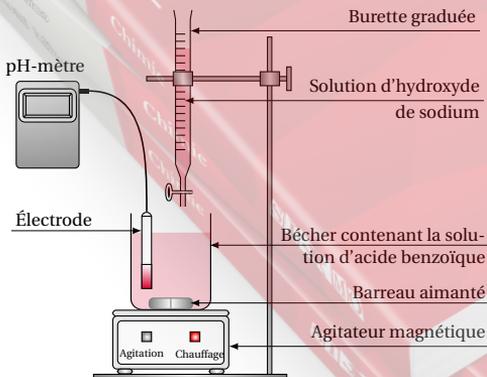
$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

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.

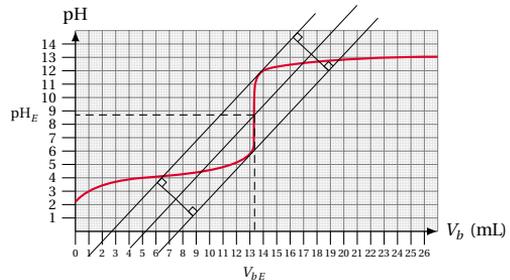
La méthode des tangentes permet d'avoir :

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

Soit

$$13,1 \text{ mL} \leq V_{bE} \leq 13,5 \text{ mL}$$

$$8,62 \leq \text{pH} \leq 8,82$$



Concentration de la solution d'acide benzoïque.

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

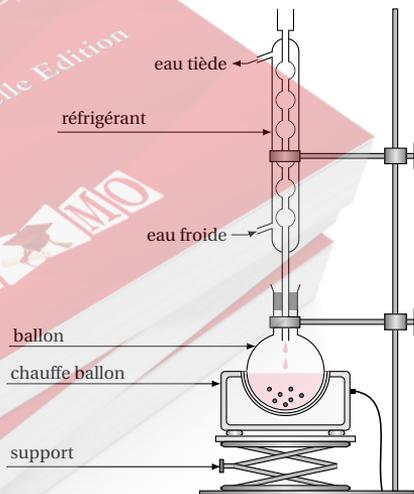
7.3.4. Indicateur coloré le plus approprié est la phénol-phtaléine :

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.

1.2. Solution des sujets d'examen

8.3. Rôle de l'acide sulfurique.

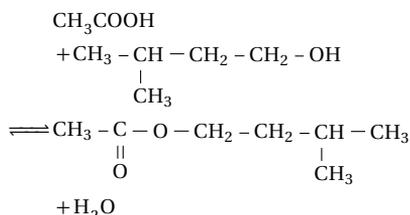
C'est un catalyseur

La pierre ponce a pour rôle de réguler la 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, $n_{A1} = n_{AC}$. On :

$$\begin{aligned} n_{A1} &= \frac{m_{A1}}{M_{A1}} = \frac{16}{88} = 0,182 \text{ mol} \\ \text{et } n_{AC} &= \frac{m_{AC}}{M_{AC}} = \frac{32}{60} = 0,533 \text{ mol} \end{aligned}$$

Nous remarquons que :

$$n_{A1} < n_{AC};$$

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 :

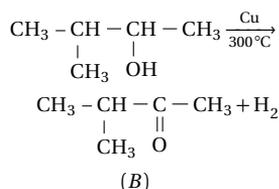
$$\begin{aligned} n_{A1} &= n_E(at) \\ \text{et } m_E(at) &= \eta n_E(at) M_E \end{aligned}$$

d'où $m_E(ob) = \eta n_E(at) M_E = \eta n_{A1} M_E$

$m_E(ob) = \eta n_{A1} M_E$

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

9.2.1. Équation-bilan de la réaction.



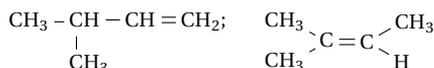
Nom du composé B : 3-méthyl butan-2-one

9.2.2. Test permettant d'identifier le composé B :

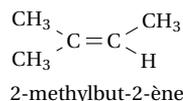
B réagit avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine, mais ne réagit pas avec la liqueur de Fehling ou le réactif de Tollens ou le réactif de Schiff

9.2.3.

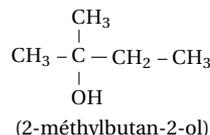
9.2.3.1. Formules semi-développées possibles de C :



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



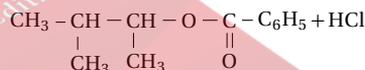
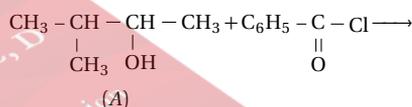
9.2.3.3. Formule semi-développée de A' majoritaire et nom :



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.



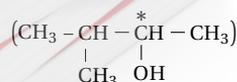
benzoate de -1,2-diméthylpropyle

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 :

1.2.3 Solution – Baccalauréat 2014

Solution 9. (p. 4)

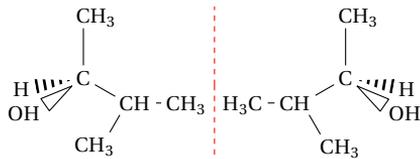
Chimie organique

9.1. QCM : choix de la bonne réponse.

9.1.1. plane;

9.1.2. faux.

9.2.



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;

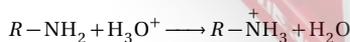


11.2. Couple acide-base correspondant à cette amine :



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 :

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

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

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

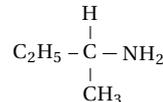
$C_n H_{2n+1}$ étant la formule générale du radical R, on a :

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

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.

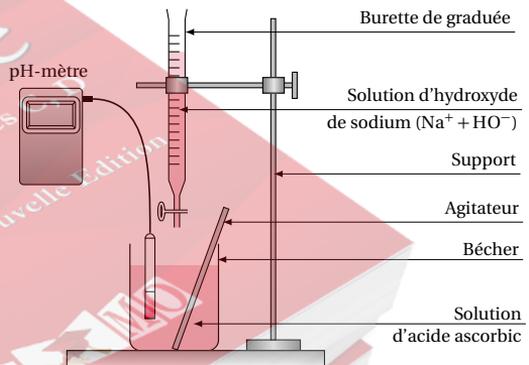
Solution 12. (p. 5)

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) :

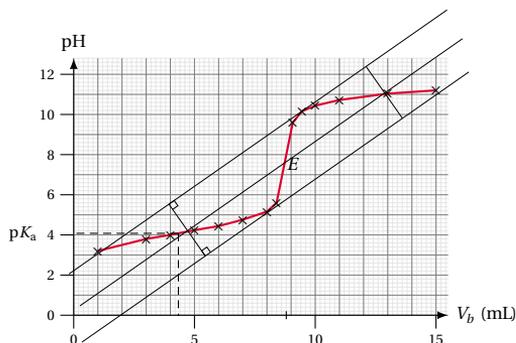
$$\begin{array}{l} 2,2 \text{ cm} \longrightarrow 5 \text{ mL} \\ 3,8 \text{ cm} \longrightarrow V_{bE} ? \end{array} \Rightarrow V_{bE} = \frac{5 \times 3,8}{2,2} = 8,64 \text{ mL}$$

d'où les coordonnées de E :

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

1.2. Solution des sujets d'examen

12.3.2.



pK_a du couple acide/base :
on a :

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

Soit :

$$2,2 \text{ cm} \rightarrow 5 \text{ mL} \Rightarrow x = \frac{4,3 \times 2,2}{5} = 1,892 \text{ cm}$$

$$x? \rightarrow 4,3 \text{ mL}$$

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

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

12.4. Masse (en mg) d'acide ascorbique 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. : $m_a = 486,61 \text{ mg}$

Qui ! 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 carésol :

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

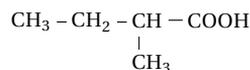
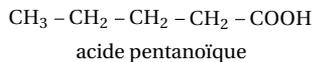
carbonée saturée étant $C_n H_{2n+1} COOH$, on a :

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

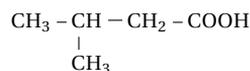
A.N. : $n = 4$

d'où la formule brute : $C_5 H_{10} O_2$

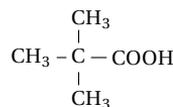
13.2.2. Formules semi-développées et noms des isomères :



acide 2-méthylbutanoïque

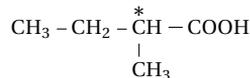


acide 3-méthylbutanoïque



acide diméthylpropanoïque
(ou acide 2,3-diméthylpropanoïque)

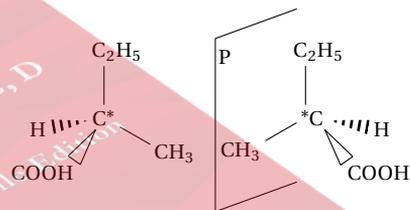
13.2.3. La molécule chirale est :



acide 2-méthylbutanoïque

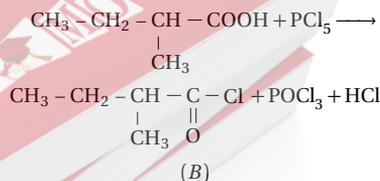
Justification : cette molécule possède un atome de carbone asymétrique.

Représentation en perspective des énantiomères de la molécule ;



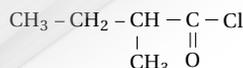
13.2.4.

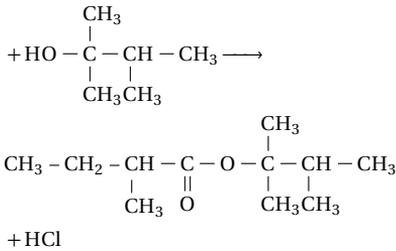
13.2.4.1. Équation-bilan de la réaction :



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

13.2.4.2. Équation-bilan de la réaction :

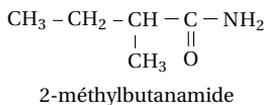




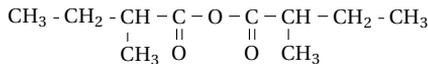
Type de réaction : réaction d'estérification.

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

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



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



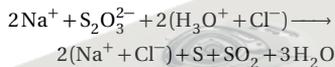
Nom : anhydride 2-méthylbutanoïque.

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

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

$\frac{n_2}{2} > n_1$; 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

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

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

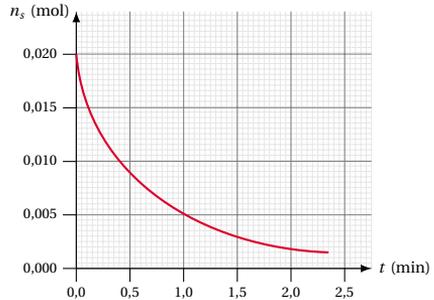
14.2.3. Vitesse instantanée de formation du soufre à

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

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

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 $C_2 = 3$ 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

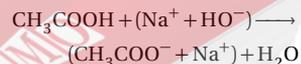
15.1. QCM : choix de la bonne réponse.

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 :

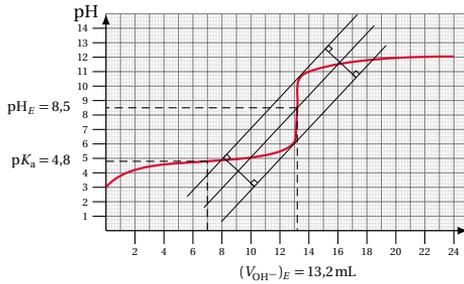


15.2.2. Définition :

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 :

1.2. Solution des sujets d'examen



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

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

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

La solution est basique car on a :

$$pH_E = 8,5 \Rightarrow pH_E > 7.$$

15.2.3. Concentration molaire en acide éthanoïque de S :

À l'équivalence,

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

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

Concentration molaire C_0 en acide éthanoïque du vinaigre :

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

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

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

$$pH_{\frac{1}{2}E} = 4,8$$

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 ;
- $pH_{\frac{1}{2}E} = pK_a$.

Type de solution : solution tampon.

15.2.5. Indicateur coloré approprié : la phénolphthaléine. Évolution de la teinte lors du virage : La teinte passe de l'incolore au rouge violacé.

15.2.6. Préparation de la solution de $pH = 4,8$

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

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

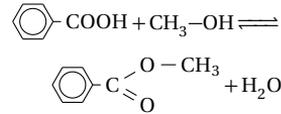
$$V_A = \frac{2 \times 100}{3} = 66,7$$

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

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 :

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

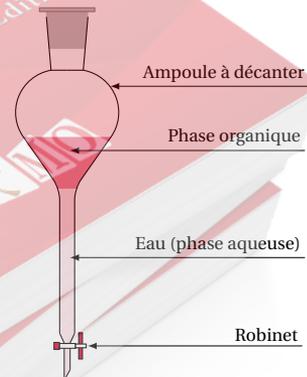
$$n_{al} = \frac{m_{al}}{M_{al}} = \frac{S_{al} V_{al}}{M_{al}} = \frac{0,8 \times 40}{32} = 1 \text{ mol}$$

$n_{al} > n_{ac}$; 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 :

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

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

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

Rendement de la réaction :

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

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

1.2.5 Solution – Baccalauréat 2016

Solution 17. (p. 8)

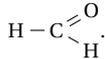
Chimie organique

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 :

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

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

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

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

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

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 $C_xH_yO_z$, la formule générale du composé A. on a :

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

A.N. : $x = 4,56$

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

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

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

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

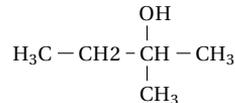
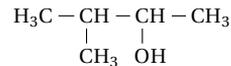
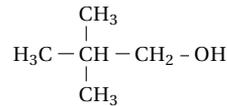
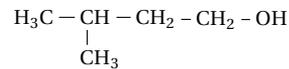
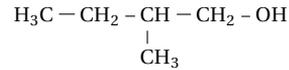
$$M_A = 12x + y + 16z \Leftrightarrow 88 = 12x + 12 + 16z$$

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

pour $z = 1$, $x = \frac{76 - 16}{12} = 5$

Donc : $x = 5$, $y = 12$, $z = 1$ d'où la formule brute de A : $C_5H_{12}O$

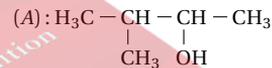
17.2.3. Formules semi-développées de A :



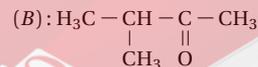
17.2.4. Ce test ne permet pas de trouver sans ambiguïté la formule semi-développée de A, car la 2,4-DNPH réagit indifféremment avec les aldéhydes et les cétones, produit de l'oxydation ménager des alcools primaires et des alcools secondaires que l'on trouve bien parmi les isomères de A.

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 :

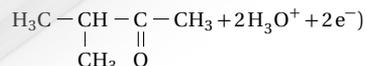
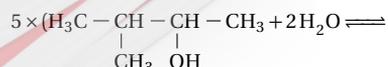
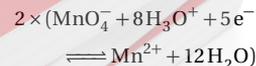


Nom : 3-méthyl butan-2-ol



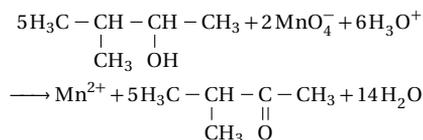
Nom : 3-méthyl butan-2-one

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



1.2. Solution des sujets d'examen

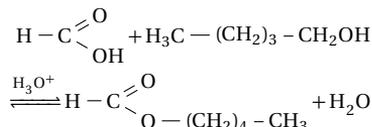
Équation-bilan :

**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 :

$$C_{\text{ester}} = \frac{n_e}{V} = \frac{n_a}{5,9 \times 10^{-3}} \\ = 169,5 n_a = 169,5 n_a$$

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

$$v_{\text{ester}} = \frac{\Delta[\text{ester}]}{\Delta t} = \frac{4,95 - 3,5}{50 - 10} \\ = 3,62 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

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

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

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

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

18.2.2. Énergie cinétique minimale :

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

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

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 :

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

$$\text{pour } [\text{HI}_n] > 10[\text{I}_n^-] \Rightarrow \frac{[\text{I}_n^-]}{[\text{HI}_n]} < \frac{1}{10}$$

$$\Leftrightarrow \log \frac{[\text{I}_n^-]}{[\text{HI}_n]} < -1$$

$$\Rightarrow \text{pH} < \text{p}K_a - 1$$

$$\text{pour } [\text{I}_n^-] > 10[\text{HI}_n] \Rightarrow \frac{[\text{I}_n^-]}{[\text{HI}_n]} > 10$$

$$\Leftrightarrow \log \frac{[\text{I}_n^-]}{[\text{HI}_n]} > 1$$

$$\Rightarrow \text{pH} > \text{p}K_a + 1$$

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

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

 $\text{p}K_a - 1 = 5 - 1 = 4$; $\text{p}K_a + 1 = 5 + 1 = 6$ d'où $4 < \text{pH} < 6$ **19.2.****19.2.1.** Expression des concentrations molaires des ions Na^+ et Cl^- :

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V_A + V_B} = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$$

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

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

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

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

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

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

19.2.3. Valeur de V_{B_1} de V_B au début du virage :Au début du virage $\text{pH} = 4$.

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

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

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

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

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 :

$$n_A = n_B \Leftrightarrow C'_A V_A = C_B V_{B_1}$$

$$\Rightarrow C'_A = \frac{C_B V_{B_1}}{V_A}$$

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

19.3.2. Évolution de la précision :

$$\% = \frac{(C_A - C'_A)}{C_A} \times 100$$

$$= \frac{(10^{-2} - 9,8 \times 10^{-3})}{10^{-2}} \times 100 = 2$$

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 :

$$C'_A = \frac{C_B V_{B_2}}{V_A} = \frac{10^{-2} \times 10}{10}$$

$$= 10^{-2} \text{ molL}^{-1} = C_A$$

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

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

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 :

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

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 ;

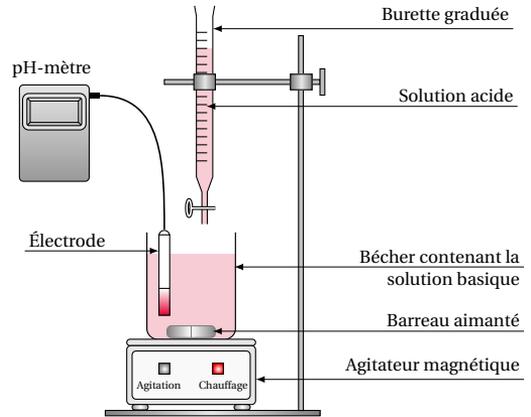
Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, puis agiter.

20.1.3. Précautions à prendre lors de la préparation : porter une blouse, porter les gants, porter les lunettes, in-

roduire 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.

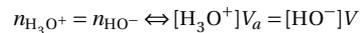
20.2.3. Cet ajout d'eau distillée n'influence pas sur le résultat du dosage car, la quantité de matière de base à doser n'est pas modifiée.

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 :



or l'acide sulfurique un diacide

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2C_a \Rightarrow C_a V_a = C' V$$

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

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

Le produit commercial étant dilué 50 fois, on a :

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

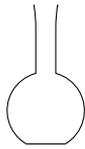
$$C = 12 \text{ molL}^{-1}$$

1.2.6 Solution – Baccalauréat 2017

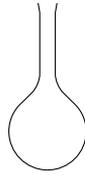
La solution de ce sujet peut être gratuitement téléchargée sur :

www.simo.education

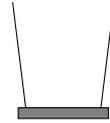
La verrerie de chimie



Ballon à fond plat



Ballon à fond rond



Verre à pied



Tube à essai



Éprouvette à pied graduée



Erlenmeyer



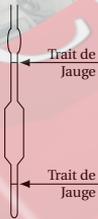
Pissette (en plastique)



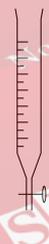
Cristalliseur



Becher



Pipette à deux traits



Burette graduée



Fiole jaugée

Trait de Jauge

Trait de Jauge

Trait de Jauge