



Ref.: 2021-01-D-51-fr-3¹

Orig.: EN

Programme de Chimie S6-S7

Approuvé par le Comité pédagogique mixte lors de sa réunion en ligne des 11 et 12 février 2021

Entrée en vigueur le 1^{er} septembre 2021 pour la S6
le 1^{er} septembre 2022 pour la S7

1^{ère} session du Baccalauréat en juin 2023

Année scolaire	S6	S7	exam
2020/2021	ancien programme	ancien programme	ancien programme, NMS
2021/2022	nouveau programme	ancien programme	ancien programme, NMS
2022/2023	nouveau programme	nouveau programme	nouveau programme, NMS

1 Mise à jour de la fiche d'évaluation orale (oral record sheet) : le CIS a approuvé par la voie de la Procédure écrite n°2022/60 le document "European Schools' Criteria for the Assessment of the Baccalaureate Oral Exams – Applicable as from European Baccalaureate session 2023" (Ref. 2022-09-D-46-en), le 5 décembre 2022 avec une entrée en vigueur immédiate.

Table of contents

1.	Objectifs généraux.....	3
2.	Principes didactiques.....	4
3.	Objectifs d'apprentissage	5
3.1.	Compétences	5
4.	Contenu.....	6
4.1.	Rubriques	6
4.2.	Contenu.....	8
	Thème 6.1 : Structure électronique de l'atome et tableau périodique.....	9
	Thème 6.2 : Liaisons chimiques	12
	Thème 6.3 : États et cohésion de la matière	15
	Thème 6.4 : Thermodynamique.....	18
	Thème 6.5 : Cinétique chimique.....	21
	Thème 6.6 : Concepts généraux en chimie organique	25
	Thème 7.1 : Équilibres.....	30
	Thème 7.2 : Acides et bases	33
	Thème 7.3 : Électrochimie.....	38
	Thème 7.4 : Chimie organique	42
5.	Evaluation.....	48
5.1.	Descripteurs de niveaux atteints – Chimie.....	50
6.	Annexes.....	52
6.1.	Written examination.....	52
6.2.	Oral examination	54
6.3.	Liste des 11 expériences minimum obligatoires	55
6.4.	Sample Bacalaureate examination paper	56
6.5.	Matrice exemple d'examen du Baccalauréat	68
6.6.	Sample Bacalaureate marking scheme	69
6.7.	Critères d'évaluation orale	78
6.8.	Fiche d'évaluation orale.....	79

1. Objectifs généraux

Les Ecoles européennes poursuivent une double mission : assurer une formation de base grâce à l'enseignement d'un certain nombre de matières, encourager le développement personnel des élèves dans un contexte culturel élargi. La formation de base porte sur l'acquisition de compétences (savoirs, aptitudes et attitudes) dans une série de domaines. Quant à l'épanouissement personnel, il se réalise dans toute une série de contextes d'ordre intellectuel, moral, social et culturel. Il suppose, de la part des élèves, la conscience des comportements appropriés, la compréhension de leur cadre de vie et la construction de leur identité personnelle.

La réalisation de ces deux objectifs s'appuie sur une sensibilisation grandissante aux richesses de la culture européenne. La conscience et l'expérience d'une existence européenne partagée devraient amener les élèves à respecter davantage les traditions de chaque pays et région d'Europe tout en développant et en préservant leur identité nationale propre.

Les élèves des Ecoles Européennes sont de futurs citoyens de l'Europe et du monde. Comme tels, ils ont besoin d'un éventail de compétences clés pour être capables de relever les défis d'un monde en mutation rapide. En 2006, le Conseil de l'Europe et le Parlement européen ont approuvé le Cadre européen des compétences clés pour l'éducation et la formation tout au long de la vie. Il identifie huit compétences clés dont tous les individus ont besoin pour leur accomplissement personnel et l'exercice d'une citoyenneté active, pour leur intégration dans la société et pour leur travail :

1. Les compétences en lecture et en écriture ;
2. Les compétences en langues ;
3. La compétence mathématique et les compétences en sciences, technologies et ingénierie ;
4. La compétence numérique ;
5. Les compétences personnelles et sociales, et la compétence « apprendre à apprendre » ;
6. Les compétences citoyennes ;
7. Les compétences entrepreneuriales ;
8. Les compétences relatives à la sensibilité et à l'expression culturelles.

Les programmes de matière des Ecoles européennes cherchent à développer chez les élèves toutes ces compétences clés.

2. Principes didactiques

Les principes didactiques des Ecoles européennes sont formulés dans les Normes pédagogiques des Ecoles européennes (réf. 2012-09-D-11-fr-4). Pour ce qui est de l'enseignement en lui-même, les Normes pédagogiques stipulent que l'enseignant :

- Fait preuve de créativité et utilise à bon escient ses compétences pédagogiques pour stimuler et motiver les élèves ;
- Dispense des leçons bien structurées ;
- Optimise les temps d'enseignement ;
- Varie les approches d'apprentissage, et les adapte en fonction du contenu à enseigner et intègre les nouvelles technologies ;
- Favorise l'implication de l'élève dans son apprentissage ;
- Possède une bonne maîtrise des programmes et contenus d'enseignement, notamment de leurs dimensions nationale et européenne.

Les huit compétences pour la chimie sont la connaissance, la compréhension, l'application, l'analyse, l'expérimentation, les compétences numériques, la communication et le travail d'équipe.

Pour enseigner les compétences en chimie conformément aux Normes pédagogiques des Ecoles européennes, une approche de l'enseignement et de l'apprentissage fondée sur la recherche d'information est fortement recommandée en S6-S7. Les objectifs d'apprentissage énumérés dans ce programme, et tout particulièrement les compétences en matière d'expérimentation, les compétences numériques et les compétences en matière d'information, la communication et le travail d'équipe, ne peuvent être atteints sans mettre fortement l'accent sur les travaux pratiques.

3. Objectifs d'apprentissage

Apprendre ne consiste pas seulement à acquérir de nouvelles connaissances relatives au contenu. Lors de l'apprentissage à l'école, le contenu est utilisé pour faire acquérir aux élèves les compétences nécessaires pour se préparer à la vie en société et au travail. C'est pourquoi les objectifs d'apprentissage relatifs à la performance des élèves trouvent leur source dans : le Cadre européen des compétences clés pour l'éducation et la formation tout au long de la vie, décrit au point 1 ; les compétences scolaires, décrites au point 3.1 ; et les concepts transversaux (connexions interdisciplinaires), décrits au point 3.2. Nous espérons ainsi préparer les élèves à apprendre tout au long de leur vie.

3.1. Compétences

	Compétence	Concepts clés
1.	Connaissances	L'élève fait preuve d'une connaissance approfondie des faits
2.	Compréhension	L'élève fait preuve d'une maîtrise approfondie des concepts et principes scientifiques, et sait bien les exploiter
3.	Application	L'élève établit des liens entre les différentes parties du programme et applique les concepts à une grande variété de situations inconnues, et il fait des prédictions appropriées
4.	Analyse	L'élève est capable d'analyser et d'expliquer de façon détaillée et critique des données complexes
5.	Expérimentation	L'élève est à même de formuler des hypothèses et de planifier et mener des recherches en recourant à des techniques très diverses, et a conscience des questions d'éthique
6.	Compétences numériques et en matière d'information	L'élève est à même de trouver, régulièrement et de façon indépendante, des informations concernant des sujets scientifiques, en ligne et hors ligne, d'en évaluer la fiabilité, et d'utiliser de façon indépendante un logiciel approprié pour accomplir des tâches scientifiques
7.	Communication (orale et écrite)	L'élève est à même de communiquer de façon logique et concise en se servant de la terminologie scientifique adéquate, et fait preuve d'excellentes capacités de présentation
8.	Travail d'équipe	L'élève travaille bien en équipe

4. Contenu

4.1. Rubriques

Thème 6.1 : Structure électronique de l'atome et tableau périodique (10 %) *	
6.1. Structure électronique de l'atome et tableau périodique	Aspect historique
	Spectres d'émission d'un atome
	Introduction au modèle quantique
	Modèle orbital et configuration électronique
	Influence sur les propriétés atomiques
Thème 6.2 : Liaisons chimiques (20 %)	
6.2. Liaisons chimiques	Liaison covalente
	Electronégativité et liaison covalente polaire
	Orbitales moléculaires
	Liaison de coordination ou dative
	Liaison ionique
	Liaison métallique
Thème 6.3 : Etats et cohésion de la matière (10 %)	
6.3.1. Introduction	États de la matière
6.3.2. Interactions intermoléculaires d'attraction	Attractions intermoléculaires
	Un cas d'attraction intermoléculaire : la liaison d'hydrogène
	Influence sur les propriétés physiques
6.3.3. Gaz parfaits	Concepts basiques du comportement des gaz
	Lois des gaz parfaits
Thème 6.4: Thermodynamique (20%)	
6.4.1. Concepts généraux	La notion de système en thermodynamique
	Conversion et conservation de l'énergie
	Conditions standards
6.4.2. Enthalpie H	Définition de l'enthalpie d'un système (H)
	Variation d'enthalpie d'un système ΔH
6.4.3. Entropie S	Définition de l'entropie (S)
	Variation d'entropie ΔS
6.4.4. Energie de Gibbs	Spontanéité d'une réaction, ΔG
Thème 6.5: Cinétique chimique (20%)	
6.5.1. Evolution temporelle d'une réaction	Vitesse de réaction
	Suivi temporel des variations de concentrations
6.5.2. Théorie des collisions	Théorie des collisions et énergie d'activation
6.5.3 Mécanisme des réactions	Ordres de réaction
6.5.4. Facteurs influençant la vitesse de réaction	Facteurs cinétiques
	Catalyse
Thème 6.6. Concepts généraux de chimie organique (20%)	
6.6.1. Propriétés de certains hydrocarbures	Structures des alcanes et alcènes
	Nomenclature
	Propriétés physiques
	Propriétés chimiques
6.6.2. Isomérisation	Isomérisation de constitution
	Les stéréo-isomères
6.6.3. Composés aromatiques	Structure du benzène

*Proposition de répartition horaire

Thème 7.1: Équilibres (10%)	
7.1 Equilibres chimiques	Réactions réversibles
	Constante d'équilibre
	Sens de réaction
	Composition des systèmes à l'équilibre
	Principe de Le Chatelier
Thème 7.2 : Acides et bases (20%)	
7.2.1. Théorie de Brønsted-Lowry	Définition d'un acide et d'une base selon Brønsted-Lowry
	Couples acide/base
	Substances amphotères (les ampholytes)
	Dissociation ionique et produit ionique de l'eau
7.2.2. pH	Définition du pH et du pOH
7.2.3. Forces relatives des acides et bases	Acides et bases forts
	Constantes d'équilibres et taux d'ionisation
	Forces des acides et des bases
7.2.4. Solutions tampons	Composition et propriétés chimiques
7.2.5. Réactions acidobasiques	Titrages acidobasiques
Thème 7.3 : Electrochimie (30%)	
7.3.1. Réactions Redox	Prolégomènes de l'électrochimie (nombres d'oxydation)
	Couples Redox
	Équation bilan de la réaction redox
7.3.2. Piles	Constitution des piles
	Potentiel redox
	Forces des oxydants et réducteurs
	Prédiction des réactions
7.3.3. Electrolyses	Cellules électrolytiques
	Réactions de l'électrolyse
7.3.4. Titrages redox	Dosages redox
Thème 7.4 : Chimie organique (40%)	
7.4.1. Concepts fondamentaux et mécanismes en chimie organique	Notation avec flèches courbées
	Intermédiaires réactionnels
	Effets électroniques
	Effets stériques
	Agents nucléophiles et électrophiles
	Mécanismes des substitutions nucléophiles : S_N1/S_N2
7.4.2. Composés oxygénés	Mécanismes des éliminations : E_1/E_2
	Les alcools
	Aldéhydes et cétones
	Les acides carboxyliques
	Esters
	Polyesters
	Synthèse de l'aspirine
	Graisses et huiles, saturées et insaturées
Savons et détergents	
7.4.3. Composés azotés	Amines
	Amides
	Acides aminés
	Polymérisation




*Proposition de répartition horaire

4.2. Contenu










Le tableau ci-dessous contient le contenu du programme de chimie S4/5.












- Colonne 1: sous-thèmes
- Colonne 2: contenu
- Colonne 3: objectifs d'apprentissage, ceux-ci sont obligatoires
- Colonne 4: contextes clés, phénomènes et activités, voici des recommandations





Légende:

- Connaissances et compréhension ,
- Application ,
- Analyse et évaluation 









Thème 6.1 : Structure électronique de l'atome et tableau périodique










Sous-Thème S6.1	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contexte, phénomènes et activités clés
6.1.1 Structure électronique de l'atome et tableau périodique	Aspect historique	<p>Revoir le développement historique des modèles atomiques jusqu'au modèle de Bohr. </p> <p>Décrire les répartitions de masses et de charges dans un atome </p> <p>Différencier les isotopes sur la base du nombre de neutrons </p>	<p>Comprendre que les particules subatomiques ne peuvent être directement observées.</p> <p>Utiliser l'écriture ${}^X_Z A$ pour les différents isotopes, où A représente le nombre de nucléons (nombre de masse) et Z le nombre de protons (numéro atomique).</p>
	Spectres d'émission d'un atome	<p>Reconnaître les spectres d'émission continus et discontinus. </p> <p>Effectuer une expérience montrant que les éléments ont un spectre d'émission discontinu qui leur est propre. </p>	<p>Relation entre les spectres d'émission et d'absorption.</p> <p>Visualisation des spectres discontinus de lampes spectrales et de flammes (tests de flamme).</p> <p>Utilité des spectres d'émission en astronomie pour l'analyse de la lumière des étoiles.</p>
	Introduction au modèle quantique	<p>Comprendre la relation entre le modèle Bohr et les spectres d'émission discontinus. </p> <p>Définir la quantification de l'atome (niveaux d'énergie) </p> <p>Comparer l'observation pratique du spectre de l'hydrogène et les calculs des longueurs d'onde en utilisant la formule : $E_n = -\frac{13.6}{n^2} eV$ </p> $E_n = -\frac{R_H}{n^2},$ <p>Il est aussi possible d'utiliser directement la formule : ou bien : $E_n = -\frac{2.18 \times 10^{-18}}{n^2} J$</p> <p>Utiliser l'équation de Planck pour illustrer la relation entre l'énergie et la longueur d'onde ($E = h \cdot \nu$; $\nu = \frac{c}{\lambda}$) </p>	<p>Les calculs des longueurs d'onde sont appliqués aux transitions énergétiques d'atomes ou ion à un électron.</p> <p>Activité de simulation avec phet : https://phet.colorado.edu/en/search?q=emission+spectra</p> <p>Préciser que le modèle de Bohr se limite aux hydrogénoïdes.</p> <p>Relier les notions de couleur, de longueur d'onde, de fréquence et d'énergie des ondes du spectre visible.</p>









Sous-Thème S6.1	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contexte, phénomènes et activités clés
		<p>Définir les énergies d'ionisation (la première et les suivantes) </p> <p>Déduire des énergies d'ionisation les configurations électroniques d'éléments </p>	
	Modèle orbital et configuration électronique	<p>Comprendre que la vitesse (ou quantité de mouvement) et la position d'une particule ne peuvent être déterminées exactement et simultanément. </p> <p>Définir l'orbitale comme la région de l'espace où il y a une forte probabilité de trouver un électron. </p> <p>Comprendre que la localisation de l'électron est fondée sur l'idée de probabilité de présence. </p> <p>Définir les sous-couches <i>s</i>, <i>p</i>, <i>d</i>, <i>f</i>, chacune contenant un nombre fixe d'orbitales. </p> <p>Reconnaitre et dessiner les orbitales des sous-couches <i>s</i> et <i>p</i> (p_x, p_y et p_z) </p> <p>Appliquer la règle de Hund et le principe d'exclusion de Pauli à la distribution d'électrons dans les orbitales. </p> <p>Appliquer la règle de Klechkowski </p> <p>Relier le tableau périodique à la configuration électronique des atomes : reconnaitre les blocs <i>s</i>-, <i>p</i>- <i>d</i>- et <i>f</i>-. </p> <p>Interpréter l'évolution de l'énergie d'ionisation des éléments du tableau à l'aide des configurations électroniques. </p>	<p>Approche seulement qualitative du principe d'incertitude d'Heisenberg.</p> <p>Lister et comprendre la signification des nombres quantiques : <i>n</i>, <i>l</i>, <i>m</i> et <i>s</i>.</p> <p>Utiliser les nombres quantiques pour définir les orbitales des sous-couches : <i>s</i>, <i>p</i>, <i>d</i> et <i>f</i>.</p> <p>Illustrer expérimentalement la relation entre la configuration électronique et la réactivité (réactivité des halogènes par exemple)</p> <p>Analyser et discuter la configuration électronique d'exceptions telles que Cu et Cr.</p> <p>La règle de Klechkowski sera vue comme la méthode empirique de mise en application du principe d'Aufbau</p>

Sous-Thème S6.1	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contexte, phénomènes et activités clés
	Influence sur les propriétés atomiques	<p>Comprendre que la charge effective nucléaire est la différence entre le nombre de charge et la constante d'écrans due aux électrons : $Z^* = Z - \sigma$. </p> <p>Comprendre que toute propriété physique ou chimique d'un élément est basée sur la configuration électronique et la charge effective. </p> <p>Expliquer les variations horizontales et verticales (dans le tableau périodique) du rayon atomique ou ionique, de l'énergie d'ionisation, de l'affinité électronique et de l'électronégativité. </p> <p>Effectuer une expérience illustrant le lien entre la configuration électronique et la réactivité (halogénures en solution aqueuse) </p>	<p>Tendance au sein des métaux. Propriétés magnétiques des ions issus des métaux de transition.</p> <p>Comprendre que l'électronégativité n'est pas directement mesurable. Utiliser l'échelle de Pauli pour calculer la différence d'électronégativité entre les éléments.</p>







Thème 6.2 : Liaisons chimiques








Sous-thème S6.2	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contextes, phénomènes et activités clés
6.2.1 Liaisons chimiques	Liaison covalente	<p>Comprendre le concept général de liaison comme l'attraction électrostatique entre protons et électrons </p> <p>Décrire la liaison covalente comme un partage d'électrons entre des atomes, et utiliser la représentation de Lewis. </p> <p>Nommer les liaisons covalentes simples, doubles et triples quand deux, quatre et six électrons sont respectivement partagés. </p> <p>Expliquer que la longueur de liaison diminue et que l'énergie de liaison croît avec le nombre d'électrons partagés. </p> <p>Différencier les doublets liants des non-liants </p> <p>Appliquer le modèle de Lewis pour représenter les molécules et ions polyatomiques. </p> <p>Dessiner les différentes structures résonantes quand elles existent.</p> <p>Calculer la charge formelle de molécules polyatomiques simples quand plus d'une structure peut être dessinée. </p> <p>Comprendre que la structure la plus probable est celle qui minimise les charges formelles et où la (ou les) charge(s) négative(s) est (sont) sur l'atome le plus électronégatif. </p>	<p>Utiliser le diagramme relatant la variation d'énergie potentielle en fonction de la distance internucléaire.</p> <p>Représenter et interpréter les structures de résonance des molécules et/ou ions.</p> <p>Liste d'exemples non limitative : HCN, CO, CN⁻, NO₃⁻, CO₃²⁻, SO₄²⁻</p> <p>Lien entre résonance et stabilité des structures (charge(s) formelle(s))</p>




Sous-thème S6.2	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contextes, phénomènes et activités clés
		<p>Utiliser la théorie VSEPR pour prédire la forme de molécules et d'ions simples (avec et sans doublet(s) non liant(s)). </p> <p>Construire ces molécules à l'aide de modèles moléculaires : H₂O, CH₄, NH₃, CO₂, C₂H₄, HCHO. </p>	<p>Utiliser la notation AX_nE_m, limitée à AX₂; AX₃; AX₃E; AX₄; AX₃E; AX₂E₂.</p>
	<p>Electronégativité et liaison covalente polaire</p>	<p>Définir l'électronégativité comme la mesure de la force d'attraction d'un atome envers les électrons impliqués dans une liaison. </p> <p>Décrire les liaisons covalentes non polaires et polaires. </p> <p>Prédire le caractère polaire ou apolaire des molécules en fonction de la polarité des liaisons et de la géométrie des molécules. </p>	<p>Utiliser de la théorie VSEPR pour prédire la polarité des molécules.</p> <p>Démonstration de polarisation de l'eau avec une tige chargée et un jet d'eau. Comparer avec un liquide non-polaire comme l'hexane.</p>
	<p>Orbitales moléculaires</p>	<p>Décrire l'orbitale moléculaire comme une l'interpénétration d'orbitales atomiques. </p> <p>Expliquer les orbitales moléculaires de type sigma et pi eu égard au type de recouvrement. </p> <p>Expliquer la nécessité de l'hybridation (seulement <i>sp</i>, <i>sp</i>² et <i>sp</i>³) en étudiant les formes de molécules simples. </p> <p>Décrire la structure du benzène comme étant plane, cyclique, avec des électrons pi délocalisés et deux formes résonantes. </p>	<p>Schématiser le chevauchement orbital de molécules diatomiques homonucléaires (H₂, O₂, N₂...), et de molécules telles que H₂O, NH₃, CH₄, C₂H₄, C₂H₂ et C₆H₆.</p>

Sous-thème S6.2	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contextes, phénomènes et activités clés
		<p>Prévoir les formes et angles des molécules de : BF₃ (trigonale plane), CO₂ (linéaire), CH₄ (tétraédrique), NH₃ (pyramidale), H₂O (courbée), SF₆ (octaédrique), PF₅ (bipyramidale à base trigonale) </p>	
	Liaison covalente de coordination (ou liaison dative)	<p>Illustrer et définir la liaison covalente de coordination dans des structures comme par exemple H₃O⁺ ou NH₄⁺. </p> <p>Construire avec les modèles moléculaires : H₃O⁺ et NH₄⁺. </p>	<p>Réaction réversible du sulfate de cuivre (II) hydraté. [Ag(NH₃)₂]⁺, [Cu(NH₃)₄]²⁺ : lien avec le programme de S7. Fe(SCN)²⁺ : faux sang, bleu de Turnbull</p> <p>Expériences de formations de complexes.</p>
	Liaison ionique	<p>Définir les ions comme des particules chargées résultant d'un transfert d'électron(s). </p> <p>Décrire la liaison ionique comme l'attraction électrostatique entre les particules chargées. </p> <p>Décrire la formation du réseau cristallin. </p> <p>Effectuer des expériences de comparaison des solubilités et/ou de conductivités de composés ionique et polaire. </p>	<p>Utiliser l'échelle de Pauling pour identifier le type de liaisons.</p> <p>Faire le lien entre les propriétés des sels comme la conductivité, et leur structure.</p>
	Liaison métallique	<p>Définir la liaison métallique comme des cations dans une mer d'électrons (modèle de l'électron libre) </p>	<p>Faire le lien entre les propriétés telles que la malléabilité, la ductilité ou la conductivité des métaux, et le modèle de l'électron libre.</p>









Thème 6.3 : États et cohésion de la matière











Sous-thème S6.3	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contexte, phénomènes et activités clés
6.3.1 Introduction	États de la matière	<p>Décrire les propriétés des états de matière et interpréter les propriétés macroscopiques des états par leur arrangement particulaire et la vitesse de particules dans les solides, liquides et gaz (théorie cinétique des gaz). </p> <p>Expliquer que les composés sont liquides, solides ou gazeux de par l'existence d'interactions attractives et intermoléculaires. </p> <p>Expliquer que lors de changements d'états de type solide → liquide → gaz, l'énergie apportée permet de briser certaines attractions inter-particulaires. </p>	<p>Utiliser une simulation PhET pour illustrer le changement d'état de la matière lié à l'agitation microscopique : http://phet.colorado.edu/sims/html/states-of-matter/latest/states-of-matter_en.html</p> <p>Formes allotropiques du carbone (diamant, graphite, fullerène, graphène) et de SiO₂</p>
6.3.2 Forces intermoléculaires d'attraction	Attractions intermoléculaires	<p>Comprendre l'attraction entre particules comme une interaction électrostatique entre charges opposées. </p> <p>Décrire les différents types d'interactions :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Dipôle instantané-dipôle induit (London), - Dipôle-dipôle induit, - Dipôle-dipôle, - Ion-dipôle.  <p>Estimer l'ordre de grandeur des différentes interactions et les comparer avec la liaison covalente. </p>	<p>Utiliser la loi de Coulomb pour expliquer l'interaction électrostatique</p> <p>Simulation de la loi de Coulomb : https://phet.colorado.edu/en/simulation/coulombs-law</p>










Sous-thème S6.3	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contexte, phénomènes et activités clés
	Liaison d'hydrogène	<p>Expliquer la liaison l'hydrogène comme un cas extrême d'interaction dipôle-dipôle, où une molécule est de type H-Z (Z est O, N ou F) et l'autre molécule contient O, N ou F. </p> <p>Identifier la liaison d'hydrogène dans : H₂O, NH₃, des alcools, des sucres, des amines ou des amides. </p> <p>Dessiner une représentation schématique de la liaison hydrogène </p>	<p>Expliquer le comportement inattendu des températures d'ébullition de H₂O et NH₃</p> <p>Expériences illustrant la tension de surface.</p> <p>Expérience du jet d'eau.</p> <p>Rôle des liaisons H dans l'ADN.</p>
	Influence sur les propriétés physiques	<p>Associer les propriétés physiques aux interactions moléculaires. </p> <p>Prédire la solubilité d'un composé en fonction du type de solvant (polaire ou apolaire) </p>	<p>Effectuer des expériences de solubilité de différents composés dans l'eau et dans le cyclohexane.</p> <p>Mesurer les points d'ébullition de différentes substances.</p> <p>Expériences du glaçon d'eau dans l'eau liquide (flotte), et du cyclohexane solide dans le cyclohexane liquide (coule).</p>
6.3.3 Gaz parfaits	Concepts basiques du comportement des gaz	<p>Définir un gaz parfait comme un gaz sans interactions et dont les particules ont un volume négligeable par rapport au volume total du gaz. </p> <p>Expliquer qu'un gaz réel peut être considéré comme un gaz parfait dans les conditions usuelles comme par exemple aux conditions standards de température et de pression. </p>	<p>La notion de gaz parfait ne s'applique que lorsque la taille des particules est négligeable par rapport à la distance inter-particulaire, et que les collisions sont élastiques.</p>

Sous-thème S6.3	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contexte, phénomènes et activités clés
	Lois des gaz parfaits	<p data-bbox="745 236 1288 271">Utiliser l'équation des gaz parfaits : $PV = nRT$ </p> <p data-bbox="745 327 1243 383">Définir et utiliser le volume molaire.  </p>	<p data-bbox="1462 225 2036 359">Les expériences de Boyle's Mariotte ($PV =$ constante), Gay-Lussac ($P/T =$ constante), Charles ($V/T =$ constante) et Avogadro ($V/n =$ constante) permettent de relier les 4 variables d'un gaz : n, P, V et T.</p> <p data-bbox="1462 391 1951 494">Mesure du volume molaire. Lien entre densité et masse molaire d'un gaz. Calculs stœchiométriques liés aux réactions chimiques impliquant des gaz.</p>

Thème 6.4 : Thermodynamique












Sous-Thème S6.4	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contextes, phénomènes et activités clés
6.4.1 Concepts généraux	La notion de système thermodynamique	<p>Définir système et milieu extérieur </p> <p>Définir les systèmes ouverts, fermés et isolés. </p>	Energie et/ou matière peuvent gagnée/perdue par un système.
	Conversion et conservation de l'énergie	<p>Savoir que l'énergie peut être transférée et/ou convertie mais jamais créée ni détruite. </p> <p>Comprendre que l'énergie interne(U) d'un système isolé est conservée ($\Delta U=W+Q=0$). La chaleur (Q) est l'énergie transférée en raison de la différence de température. Le travail (W) implique un échange d'énergie résultant d'un mouvement. </p> <p>Lier le signe de l'énergie au fait qu'elle soit perdue ou gagnée par le système étudié (convention du banquier). </p> <p>Définir la capacité thermique massique et l'utiliser pour des calculs de chaleur.  </p>	<p>Premier principe de la thermodynamique</p> <p>ΔU, comme toute fonction d'état, ne dépend que des états initial et final.</p> <p>L'énergie gagnée par un système est comptée positivement. L'énergie perdue par un système est comptée négativement.</p> <p>Mesure d'énergie échangée grâce au calorimètre.</p>
	Conditions standards	<p>Définir les conditions standards :</p> <ul style="list-style-type: none"> . Pression de $1,00 \cdot 10^5$ Pa . Concentrations : $C=1\text{mol/L}$. Toutes les espèces sont dans leur état standard. <p>(Température de référence : 298,15 K) </p>	<p>La température n'est pas définie pour les conditions standards mais elle est habituellement fixée à $25^\circ\text{C} = 298,15\text{ K}$.</p> <p>Discuter de la stabilité et l'abondance d'allotropes (par exemple : carbone et diamant)</p>








Sous-Thème S6.4	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contextes, phénomènes et activités clés
6.4.2 L'enthalpie H	Définition de l'enthalpie d'un système (H)	Définir l'enthalpie comme l'énergie calorifique totale d'un système ($H = U + PV$) 	L'enthalpie est une fonction d'état.
	Variation d'enthalpie d'un système ΔH	<p>Enoncer que seule la variation d'enthalpie (ΔH) d'un système peut être mesurée. La variation d'enthalpie étant la chaleur échangée avec l'extérieur par un système à pression constante. </p> <p>Expliquer que ΔH ne dépend que des conditions initiale et finale (fonction d'état). </p> <p>Représenter et utiliser des diagrammes d'énergie pour déterminer si les réactifs ou produits sont plus stables, et pour savoir si les réactions sont endothermiques et exothermiques.  </p> <p>Effectuer une expérience de calorimétrie pour déterminer la variation d'enthalpie associée à une réaction, en utilisant la relation $\Delta H = Q = m \cdot C \cdot \Delta T$ </p> <p>Déterminer des variations d'enthalpie en fonction des changements de températures des réactions. </p> <p>Calculer des variations d'enthalpie en utilisant la loi de Hess </p> <p>Calculer des variations d'enthalpie de réactions à l'aide des valeurs d'enthalpies standards de formation. </p> <p>Calculer des variations d'enthalpie de réactions à l'aide des énergies de liaison. </p>	<p>Expériences de combustion, d'hydratation, de formation, de neutralisation... Considérer la capacité thermique du calorimètre. Un calorimètre n'est pas indispensable.</p> <p>Cycles de Born-Haber.</p> <p>L'enthalpie de liaison moyenne est l'énergie nécessaire pour rompre une mole d'une liaison dans une molécule gazeuse.</p>






Sous-Thème S6.4	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contextes, phénomènes et activités clés
		Comprendre que la formation de liaison libère de l'énergie et que la rupture de liaison nécessite de l'énergie. 	
6.4.3 Entropie S	Définition de l'entropie (S)	<p>Définir l'entropie comme étant la mesure du degré de désordre d'un système. </p> <p>Expliquer que l'entropie est une fonction d'état. </p> <p>Enoncer que l'entropie d'un système isolé ne peut jamais décroître. </p>	<p>Plus l'énergie d'un système peut être distribuée entre ses particules et plus grande est l'entropie.</p> <p>Deuxième principe de la thermodynamique</p>
	Variation d'entropie ΔS	<p>Prédire le signe de la variation d'entropie par comparaison du degré de désordre du système avant et après transformation (approche qualitative) </p> <p>Calculer des variations d'entropie de réactions en utilisant les valeurs standard de l'entropie (approche quantitative). </p>	<p>Changement de phases, changement de température.</p> <p>Le troisième principe de la thermodynamique « L'entropie d'un cristal parfait à 0 Kelvin est nulle. »</p>
6.4.4 Energie de Gibbs, G	Spontanéité d'une réaction, ΔG	<p>Définir la variation d'énergie de Gibbs comme étant : $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ </p> <p>Calculer le signe de la variation d'énergie de Gibbs ΔG pour déterminer la spontanéité d'une réaction. </p> <p>Evaluer la spontanéité d'une réaction sachant que ΔG doit être négative à T et P fixées. </p>	<p>Calculer la température à laquelle une réaction spécifique est spontanée.</p> <p>Démontrer l'influence du changement de température sur l'équilibre : $N_2O_4 = 2NO_2$ ou pour une réaction de précipitation.</p>

Thème 6.5 : Cinétique chimique








Sous-Thème S6.5	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte, phénomènes et activités clés
6.5.1 Evolution temporelle d'une réaction	Vitesse de réaction	<p>Expliquer la notion de vitesse de réaction notée v, comme la variation temporelle de concentration. Pour une réaction générale du type : $aA + bB + \dots \rightarrow pP + qQ + \dots$ La vitesse de réaction se définit comme étant :</p> $v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \dots = \frac{1}{p} \frac{d[P]}{dt} = \frac{1}{q} \frac{d[Q]}{dt} = \dots$ <p>Exprimer la relation entre concentration (de réactifs ou produits) et v (en $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$)</p> <p>Différencier, à l'aide d'un graphique, les vitesses initiale, moyenne et instantanée d'une réaction et déterminer leurs valeurs.</p> <p>Admettre que la vitesse de réaction varie avec le temps.</p>	<p>Utiliser des exemples de réactions lentes (expérience de coucher du soleil avec le thiosulfate et HCl...) et de réactions rapides (précipitations, bouteille bleue...).</p> <p>Calculs de vitesses de réaction à partir de la pente de la tangente à la courbe (concentration, volume ou masse en fonction du temps).</p>





Sous-Thème S6.5	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte, phénomènes et activités clés
	Suivi temporel des variations de concentrations	<p>Comprendre que les variations de concentrations dans une réaction peuvent être suivis indirectement via le suivi des variations de masse, de volume, de conductivité, de pH, d'absorbance... </p> <p>Utiliser des données de spectrophotométrie UV/visible pour :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Appliquer la définition de l'absorbance A  - Comprendre que A, propre à λ, est proportionnelle à la concentration.  - Dessiner et utiliser une courbe d'étalonnage en utilisant la loi Beer-Lambert : $A = \varepsilon \cdot c \cdot l$   <p>Exprimer la relation entre A et v. </p> <p>Calculer les vitesses initiale, moyenne et instantanée à l'aide des valeurs expérimentales de l'absorbance. </p>	<p>Suivi d'une réaction à l'aide d'un manomètre, d'un conductimètre, ou via la mesure de volumes ou de masses.</p> <p>Expériences de spectrophotométrie en UV ou visible</p> <p>Simulation : https://phet.colorado.edu/en/simulation/beers-law-lab.</p> <p>Les réactions impliquant I₂ ou KMnO₄ peuvent être suivies avec le spectrophotomètre.</p> <p>Le temps de demi-réaction peut être introduit.</p>
6.5.2 Théorie des collisions	Théorie des collisions et énergie d'activation	<p>Expliquer le concept d'énergie d'activation </p> <p>Utiliser le concept d'énergie d'activation et la théorie des collisions pour expliquer l'influence de facteurs cinétiques : température, concentrations, surface de réaction, pression. (Approche uniquement qualitative. L'équation d'Arrhenius est exclue)  </p> <p>Comprendre pourquoi la vitesse de réaction varie avec le temps </p>	<p>La distribution de Maxwell-Boltzmann peut être utilisée pour expliquer l'effet de la température sur le taux de réaction.</p> <p>Simulation : https://phet.colorado.edu/en/simulation/legacy/reactions-and-rates</p>











Sous-Thème S6.5	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte, phénomènes et activités clés
6.5.3 Mécanisme de réaction	Ordres de réaction	<p>Comprendre que le mécanisme de réaction est la somme d'étapes de réaction. </p> <p>Enoncer ce qu'est la molécularité d'une réaction (nombre de réactifs impliqués dans un état de transition). </p> <p>Reconnaître que la plupart des réactions sont bimoléculaires </p> <p>Comprendre le concept d'étape limitante comme l'étape la plus lente qui détermine la vitesse de réaction. </p> <p>Pour une réaction de type : $aA + bB + \dots \rightarrow \text{produits}$, exprimer la vitesse de réaction comme étant :</p> $v = k[A]^m[B]^n \dots$  <p>Interpréter les facteurs ayant une incidence sur l'efficacité de la collision : orientation et énergie </p>	<p>Chaque étape de la réaction est associée à un état de transition</p> <p>Détermination expérimentale de vitesses de réactions.</p> <p>La notion d'étape limitante permet d'interpréter l'ordre partiel nul pour certains réactifs.</p> <p>Les valeurs m, n... sont les ordres partiels par rapport à A, B... alors que l'ordre total de la réaction est (m+n+...)</p>
6.5.4 Facteurs influençant la vitesse de réaction	Facteurs cinétiques	<p>Effectuer des expériences (qualitatives) de mise en évidence de l'influence des facteurs cinétiques (température, concentration, pression et surface de réaction) sur la vitesse de réaction. </p>	<p>Recherche des facteurs qui augmentent ou diminuent la vitesse de réaction.</p> <p>Applications pratiques : réfrigérateur, cuisson à haute pression, stockage de l'eau de Javel...</p> <p>Expérience : réaction de l'horloge à l'iode</p>









Sous-Thème S6.5	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte, phénomènes et activités clés
	Catalyse	<p>Enoncer que le catalyseur augmente la vitesse de réaction sans être consommé pendant la réaction. </p> <p>Comprendre que les catalyseurs abaissent l'énergie d'activation de la réaction. </p> <p>Dessiner le diagramme énergétique avec et sans catalyseur.  </p> <p>Enoncer que le catalyseur oriente le mécanisme de réaction </p>	<p>Expériences :</p> <ul style="list-style-type: none"> Zn et acide sulfurique catalysé par le cuivre, Oxydation du tartrate de Na,K par H_2O_2, catalysée par un sel de cobalt, Décomposition de H_2O_2 avec MnO_2, Fe_2O_3, PbO_2 Enzymes peroxidase (dans le foie et les pommes de terre) <p>Réactions enzymatiques.</p> <p>Catalyses hétérogènes et homogènes.</p>






Thème 6.6 : Concepts généraux en chimie organique

Sous-Thème S6.5	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte, phénomènes et activités clés
6.6.1 Propriétés de certains hydrocarbures	Structure des alcanes et alcènes	<p>Rappeler les définitions et nomenclatures IUPAC des alcanes, alcènes et de leurs isomères. </p> <p>Utiliser les formules développées, semi-développées et topologiques pour représenter les molécules linéaires et ramifiées des alcanes et alcènes. </p>	<p>Utiliser les modèles moléculaires</p> <p>Distinction éventuelle entre formules brute, empirique et moléculaire.</p>
	Nomenclature	<p>Nommer et reconnaître les groupes fonctionnels des alcools (groupe hydroxyle), esters, aldéhydes et cétones (groupe carbonyle), acides carboxyliques (groupe carboxyle), amines et amides.  </p> <p>Nommer et dessiner (développées, semi-développées et topologiques) les molécules de C₁ à C₁₀ pour chaque famille organique (alcanes, alcènes, arènes, alcools et phénols, aldéhydes et cétones, acides carboxyliques, esters, amines primaires uniquement, amides et acides aminés).  </p> <p>Utiliser la représentation tridimensionnelle pour représenter les positions des atomes ou groupements autour de l'atome de carbone. </p>	<p>Ne pas tolérer l'écriture de formules développées sans mentionner les liaisons avec l'atome d'hydrogène (-H)</p>







Sous-Thème S6.5	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte, phénomènes et activités clés
	Propriétés physiques	<p>Discuter l'influence de la longueur de la chaîne, de la structure de la chaîne, du groupe fonctionnel sur les températures d'ébullition et la solubilité dans l'eau et les solvants apolaires. </p> <p>Prédire et discuter les différences de températures d'ébullition entre : </p> <ul style="list-style-type: none"> - Alcools et alcanes - Alcools et aldéhydes/cétones - Alcools et acides carboxyliques 	<p>Démonstration d'une distillation fractionnée.</p> <p>Variation des températures d'ébullition au sein d'une même famille organique.</p>
	Propriétés physiques	<p>Discuter l'influence de la longueur de la chaîne, de la structure de la chaîne, du groupe fonctionnel sur les températures d'ébullition et la solubilité dans l'eau et les solvants apolaires. </p> <p>Prédire et discuter les différences de températures d'ébullition entre : </p> <ul style="list-style-type: none"> - Alcools et alcanes - Alcools et aldéhydes/cétones - Alcools et acides carboxyliques 	<p>Démonstration d'une distillation fractionnée.</p> <p>Variation des températures d'ébullition au sein d'une même famille organique.</p>








Sous-Thème S6.5	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte, phénomènes et activités clés
	Propriétés chimiques	<p>Ecrire l'équation bilan équilibrée de la combustion complète d'un hydrocarbure. </p> <p>Écrire l'équation bilan équilibrée de l'halogénéation ou l'hydrogénation d'un alcène. </p> <p>Expliquer et comparer les propriétés acides des alcools, phénols et acides carboxyliques.  </p> <p>Expliquer les propriétés de basiques des amines et amides.  </p> <p>Comprendre la moindre basicité des amides par rapport aux amines, en raison de la présence de la fonction carbonyle (délocalisation du doublet de l'azote). </p> <p>Comprendre que le site le plus basique d'un amide n'est pas l'azote mais l'oxygène, et que les liaisons N–H des amides sont beaucoup plus acides que les liaisons N–H des amines. </p>	<p>Addition et substitution de radicaux libres</p> <p>Expériences usant des indicateurs acido-basiques</p>
6.6.2 Isomérisation	Isomérisation de constitution	<p>Décrire les isomères de constitution comme des composés pour lesquels les atomes sont liés dans des ordres différents. </p> <p>Différencier les isomères de chaîne, de position, et de fonction </p>	




Sous-Thème S6.5	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte, phénomènes et activités clés
	Stéréoisomérisation	<p>Décrire les stéréo-isomères comme des composés pour lesquels les atomes sont liés dans le même ordre, mais ont des positions différentes dans l'espace. </p> <p>Définir et dessiner des isomères Z/E pour des acènes simples </p> <p>Définir la chiralité et reconnaitre le carbone asymétrique dans des molécules chirales. </p> <p>Décrire l'effet d'une molécule chirale sur la lumière polarisée.</p> <p>Schématiser un polarimètre.  </p> <p>Définir et dessiner des énantiomères avec un carbone asymétrique en utilisant la représentation tridimensionnelle.  </p> <p>Faire l'expérience montrant la rotation du plan de polarisation de la lumière avec une solution de glucose. </p>	<p>Utiliser les modèles moléculaires</p> <p>Diastéréoisomères exclus.</p> <p>Noter que la plupart des énantiomères ont les mêmes propriétés physiques et chimiques. Toutefois, moult molécules biologiques sont chirales et la différence d'effets de deux énantiomères sur un même système biologique peut être énorme.</p>

Sous-Thème S6.5	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte, phénomènes et activités clés
6.6.3. Composés aromatiques	Structure du benzène	<p>Expliquer la structure et la stabilité du benzène à l'aide du concept d'hybridation (longueurs égales, délocalisation des électrons pi, substitutions favorisées par rapport aux additions, un seul isomère pour les benzènes 1,2-disubstitués)  </p> <p>Dessiner la molécule de benzène (notamment Kekulé) </p> <p>Reconnaître et dessiner les dérivés du benzène que sont l'aniline, le phénol et le toluène. </p> <p>Appliquer l'annotation de flèches courbées pour décrire les structures de résonance sur le noyau aromatique et les mécanismes des réactions de substitution </p>	<p>Halogénéation du benzène et nitration de toluène</p> <p>Appliquer l'annotation de flèches courbées pour décrire les mécanismes des réactions de substitution formant le nitrobenzène et le bromobenzène.</p>










Thème 7.1 : Équilibres

Sous-Thème S7.1	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contexte et activités clés
7.1.1 Équilibres chimiques	Réactions réversibles	<p>Comprendre que toutes les réactions chimiques sont réversibles. </p> <p>Définir l'équilibre comme un système dynamique dans lequel les concentrations de réactifs et de produits ne changent au cours du temps. </p> <p>Reconnaître que l'équilibre n'est atteint que dans les systèmes fermés. </p> <p>Expliquer qu'à l'équilibre, les vitesses de réactions dans les deux sens sont égales. </p> <p>Utiliser la double flèche d'équilibre : \rightleftharpoons pour indiquer la réversibilité d'une réaction chimique. </p> <p>Comprendre que lorsque l'équilibre est atteint, les concentrations ne changent plus. La constante d'équilibre est un nombre qui, à une température donnée, dépend du ratio entre les concentrations en produits et en réactifs. </p>	<p>Réaction de O₂ et H₂ pour former de l'eau.</p> <p>On peut introduire expérimentalement la notion d'équilibre à l'aide des réactions suivantes : $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ ou $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$</p> <p>Revoir la définition du système fermé vue en S6</p> <p>Effectuer une expérience illustrant un équilibre (concentrations stables) et comprendre que l'équilibre peut être atteint aussi en partant des produits.</p> <p>Modélisation utilisant des pièces de monnaie : <i>J. Chem. Educ.</i> 2006 , 83 , 148A</p> <p>Le symbole de l'équilibre ne doit être utilisé que pour les réactions dont la réaction inverse est significative.</p> <p>A l'équilibre les vitesses étant égales, on a $V_1 = V_{-1}$ puis $K = k_1 / k_{-1}$</p> <p>Lorsque la valeur de K est donnée, la température à laquelle la réaction est effectuée doit être indiquée.</p>










Sous-Thème S7.1	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contexte et activités clés
	Constante d'équilibre	<p>Comprendre que pour une réaction du type $aA + bB + \dots \rightleftharpoons pP + qQ + \dots$, l'expression de la constante d'équilibre est (loi de l'action de masse) : $K_c = \frac{[P]_{eq}^p [Q]_{eq}^q \dots}{[A]_{eq}^a [B]_{eq}^b \dots}$ </p> <p>Comprendre que la valeur de la constante d'équilibre permet de déterminer le sens de la réaction prédominante (gauche vers droite ou inverse) et qu'elle dépend de la température. </p> <p>Reconnaître que K_c n'a pas d'unités, est associé à une réaction, et que seul un changement de température peut le modifier. </p> <p>Déduire que la constante d'équilibre d'une réaction qui est la somme de deux réactions ou plus, est égale au produit des constantes d'équilibre de chaque réaction. </p> <p>Énoncer la loi de l'action de masse pour les réactions impliquant des solides purs et des liquides. </p>	<p>Seule la constante d'équilibre K_c (associée aux concentrations) est abordée.</p> <p>La constante d'équilibre dépend du sens d'écriture ($A \rightleftharpoons B$ ou $B \rightleftharpoons A$)</p> <p>La notion d'activité est exclue. Cela dit, dans les conditions habituellement appliquées l'activité des espèces peut être approximée à la concentration, donc la valeur K peut être calculée comme donnée et n'a pas d'unités.</p> <p>Relation entre ΔG et K (approche qualitative). Le système atteint l'équilibre lorsque ΔG atteint son minimum.</p> <p>Produit ionique de l'eau $2H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$, $K=[H_3O^+][OH^-]$ Les activités des solides et liquides purs sont égales à 1.</p>
	Sens de la réaction	<p>Comprendre le quotient de réaction comme le rapport, hors équilibre, suivant :</p> $Q = \frac{[R]^r [S]^s \dots}{[A]^a [B]^b \dots}$ <p>pour la réaction: : $aA + bB + \dots \rightleftharpoons rR + sS + \dots$ </p> <p>Déduire que </p> <ul style="list-style-type: none"> • Si $Q=K$: le système est à l'équilibre • Si $Q<K$: la réaction se fera en favorisant les produits • Si $Q>K$: la réaction se fera en favorisant les réactifs 	<p>Le quotient Q est calculé pour des concentrations hors équilibre. La position du système d'équilibre dépend de la concentration, de la pression et de la température.</p>












Sous-Thème S7.1	Contenu	Objectifs d'apprentissage (et limitations)	Contexte et activités clés
	Composition des systèmes à l'équilibre	Calculer des concentrations ou la constante K d'un équilibre à l'aide d'un tableau d'avancement. 	
	Principe Le Chatelier	<p>Enoncer que lorsqu'un système à l'équilibre est perturbé, le système évolue vers un nouvel état d'équilibre de manière à contrecarrer l'effet de la perturbation. </p> <p>Prédire le changement d'équilibre lorsque : </p> <ul style="list-style-type: none"> - la concentration de réactifs ou de produits varie - la température change pour les réactions endothermiques et exothermiques - pas d'effet sur l'équilibre en cas d'ajout d'un catalyseur 	Simulation : http://www.chem.uiuc.edu/chem103/equilibrium/iron.htm







Thème 7.2 : Acides et bases

Sous-thème 7.2	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
7.2.1 Acides et bases selon Brønsted-Lowry	Définition d'un acide et d'une base selon Brønsted-Lowry	<p>Définir un acide comme une espèce chimique susceptible de donner un ou plusieurs proton(s) ; et une base comme une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs proton(s) </p> $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{A}^-_{(\text{aq})}$ $\text{B}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{BH}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$ <p>Identifier une réaction acidobasique en cas transfert de proton entre un acide et une base. </p> <p>Reconnaître qu'un polyacide peut libérer plusieurs protons H^+ </p>	<p>L'écriture de l'état de la matière peut être utile dans l'écriture des équations bilans, mais n'est pas exigible.</p> <p>Les étudiants sont censés savoir que le proton en solution peut être noté $\text{H}^+(\text{aq})$ ou $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.</p>
	Couples acidobasiques	<p>Écrire des couples acide/base comme : </p> $\text{HA}_{(\text{aq})}/\text{A}^-_{(\text{aq})} \text{ ou } \text{BH}^+_{(\text{aq})}/\text{B}_{(\text{aq})}$	Illustrations expérimentales de couples acidobasiques
	Ampholytes ou substances amphotères	<p>Définir et identifier une substance amphotère comme une substance qui peut se comporter comme un acide ou comme une base. </p> <p>Illustrer les propriétés des ampholytes grâce à deux équations bilans incluant l'eau comme réactif. Prendre par exemple l'ion hydrogénocarbonate ou l'hydrogénophosphate. </p>	Le mot ampholyte est un substantif et « amphotère » est un adjectif. On parle ainsi d'un ampholyte ou d'une espèce amphotère.
	Dissociation ionique de l'eau et produit ionique de l'eau	<p>Écrire la dissociation de l'eau en ions : </p> $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ <p>Définir le produit ionique de l'eau K_e et son $\text{p}K_e$ </p> <p>Énoncer que le produit ionique de l'eau, comme tout équilibre, dépend de la température. </p>	













Sous-thème 7.2	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
7.2.2 Le pH	Définitions du pH et du pOH	<p>Utiliser le pH d'une solution aqueuse comme :</p> $\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+], \text{ et } \text{pOH} = -\text{Log} [\text{OH}^-]$ <p>Expliquer que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$</p>	<p>Sensibiliser les étudiants au fait qu'il s'agit d'une échelle logarithmique.</p> <p>Même si la plupart des solutions ont un pH compris entre 0 et 14, ce dernier n'admet en réalité guère de limites.</p>
7.2.3 Force des acides et des bases	Acides et bases forts	<p>Définir un acide fort et un acide faible en fonction de leur taux de dissociation en solution aqueuse (utiliser la flèche simple pour acides et bases forts et l'équilibre pour les acides et bases faibles).</p> <p>Idem pour les bases.</p>	<p>Mesures de pH et de conductances d'une même solution acide ou basique à différentes concentrations pour différencier acides forts et faibles, puis bases fortes et faibles.</p>
	Constantes d'acidité et de basicité des acides et bases faibles	<p>Comprendre les définitions des constantes d'acidité ou de basicité, soient K_a et K_b, des acides et bases faibles.</p> <p>Utiliser la relation entre K_a, K_b et K_e.</p> <p>Commenter le fait qu'au sein d'un couple, un acide est d'autant plus fort que sa base conjuguée est faible, et vice versa.</p>	<p>Détermination de la constante d'acidité de l'acide éthanoïque.</p> <p>Noter que le K_a et $\text{p}K_a$ d'une base font référence à l'acide conjugué de la base.</p>
Force des acides et des bases	<p>Classer les acides (ou les bases) en utilisant leur valeur de K_a ou $\text{p}K_a$ (ou K_b et $\text{p}K_b$).</p> <p>Classer la force des acides et des bases en comparant leurs vitesses de réaction à même concentration.</p> <p>Expliquer qu'un polyacide a différents K_a, associés à chaque dissociation. Et Comprendre que : $K_{a1} \gg K_{a2} \gg K_{a3} \gg \dots$</p> <p>Calculer le pH des solutions d'acides forts et de bases fortes.</p> <p>Calculer le pH de solutions d'acides monoprotiques faibles et de bases faibles à l'aide notamment de :</p> <p>K_a et C_a, ou à l'aide de C_b et K_b.</p>	<p>Mesures du pH de différents acides, à mêmes concentrations à l'aide d'un pH-mètre.</p> <p>Voir animation: https://phet.colorado.edu/fr/simulation/acid-base-solutions</p> <p>Parce que les valeurs des différents K_a sont très différentes, les calculs des polyacides sont généralement simplifiés en négligeant les H_3O^+ générés à partir des dissociations ultérieures.</p> <p>Eviter l'utilisation systématique de la formule $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / [\text{HA}] = x^2 / C_a$, qui donne trop souvent des résultats faux lorsque l'approximation qu'elle suppose n'est ni comprise ni vérifiée.</p> <p>$\text{pH} = \text{p}K_a + \text{Log} ([\text{A}^-] / [\text{AH}])$</p>	












Sous-thème 7.2	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
		<p>Déterminer l'équilibre d'une réaction acidobasique au regard des valeurs du K_a ou du pK_a des espèces en présence.</p> <p>Comparer le pH et le pK_a pour trouver les espèces prédominantes à différentes valeurs de pH. </p> <p>Calculer le K_a d'un couple à partir de son pK_a (idem pour K_b et pK_b) </p>	<p>Diagramme sur l'équilibre acide/base : https://www.researchgate.net/publication/282868314_pH-pC-diagrams</p> <p>Exemple : $\text{CCl}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CCl}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$</p> <p>Rappeler que pour une réaction qui est la somme de plusieurs réactions, on a $K=K_1.K_2$</p>
7.2.4. Solutions tampons	Composition et propriétés	<p>Ecrire les équations des réactions entre un acide et : un métal, un oxyde métallique, un hydroxyde métallique, des hydrogénocarbonates ou des carbonates. </p> <p>Définir une solution tampon comme une solution dont le pH est inchangé en cas d'ajout d'une faible quantité d'acide fort ou de base forte. </p> <p>Ecrire l'équation de la réaction entre une solution tampon et un acide ou une base. </p> <p>Décrire trois méthodes pour préparer une solution tampon. </p> <p>Préparer une solution tampon </p> <p>Calculer le pH d'une solution tampon, ainsi que les concentrations des espèces en présence </p> <p>Etablir qu'une solution tampon est efficace si son pH est compris dans l'intervalle $pK_a \pm 1$. </p>	<p>Des réactions de neutralisations exothermiques produisent des sels et de l'eau.</p> <p>Applications en biologie humaine (sang, urine, liquide intracellulaire...)</p> <p>Utiliser les solutions tampons pour calibrer le pH-mètre.</p> <p>Préparation d'un tampon notamment à partir :</p> <ul style="list-style-type: none"> • D'un acide faible et de sa base conjuguée • D'un mélange d'acide faible / base forte • D'un mélange base faible/ acide fort <p>Utilisation de la formule de Henderson-Hasselbalch :</p> $pH = pK_a + \log_{10} \frac{[\text{conjugate base}]}{[\text{acid}]}$ <p>ou de la loi d'action de masses.</p> <p>Noter la formule de Henderson-Hasselbalch est basée sur deux approximations :</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Tous les ions A- proviennent du sel 2. Toutes les molécules AH du tampon ne sont pas dissociées.













Sous-thème 7.2	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
		<p>Conséquemment, comprendre que le pH d'un tampon dépend du K_a (ou K_b) et du ratio $[Base]/[Acide]$ </p> <p>Enoncer qu'un tampon n'est efficace qu'à un pH d'une valeur de l'ordre de $pK_a \pm 1$. </p>	
7.2.5 Dosages acidobasiques	Titration des acides et des bases	<p>Définir un dosage comme la détermination de la concentration inconnue d'une solution à l'aide d'une autre solution de concentration connue. </p> <p>Schématiser la réaction de dosage </p> <p>Écrire l'équation de la réaction de dosage </p> <p>Effectuer au moins une des titrations suivantes :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Acide fort/ base forte - Acide faible / base forte - Base faible / Acide fort <p>En utilisant un pH mètre et un indicateur coloré. </p> <p>Esquisser le profil de la courbe de titration pour les trois titrations énumérées ci-dessus </p> <p>Tracer des courbes $pH=f(V)$ à partir des données expérimentales recueillies en classe.</p> <p>Déterminer graphiquement le pH à l'équivalence, le pH à la demi-équivalence et le pH initial. </p> <p>Calculer la concentration d'un acide ou d'une base à l'aide de la courbe de dosage. </p> <p>Prédire et expliquer le pH à l'équivalence pour les trois types de dosage mentionnés ci-dessus.  </p>	<p>Dosage de HCO_3^- dans une eau minérale, d'un déboucheur d'évier, du vinaigre, de l'acide lactique...</p> <p>Utilisation de l'ordinateur, du tracé à la main ou de GeoGebra pour tracer des courbes de dosage.</p> <p>Simulation : https://chemdemos.uoregon.edu/Topics/Acids-and-Bases</p>











Sous-thème 7.2	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
		<p>Calculer le pH à l'équivalence. Et comprendre la différence avec le pH de fin de dosage. </p> <p>Définir un indicateur comme un couple acidobasique dont les formes neutre (HIn) et ionique (In⁻) ont des couleurs différentes.</p> <p>Comprendre le lien entre les couleurs de l'indicateur et son pKa. </p> <p>Comprendre que l'indicateur coloré est utilisé pour déterminer visuellement l'équivalence grâce au changement de couleur. </p> <p>Enoncer le choix de l'indicateur en fonction du pH à l'équivalence. </p> <p>Identifier la zone tampon dans les dosages du type acide faible/base forte et base faible/acide fort. </p> <p>Enoncer la relation entre le pH au point de demi-équivalence et le pKa de l'acide faible. </p>	<p>L'indicateur est choisi de manière à ce que sa couleur, en fin de dosage, corresponde au point d'équivalence.</p>

Thème 7.3 : Électrochimie









Sous-thème 7.3	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
7.3.1 Réactions Redox	Prolégomènes de l'électrochimie : les nombres d'oxydation	<p>Comprendre que l'électrochimie a pour objet les conversions d'énergies électrique et chimique. </p> <p>Définir un oxydant et un réducteur, une réaction redox, une oxydation et une réduction. </p> <p>Définir le nombre d'oxydation. </p> <p>Déterminer le nombre d'oxydation pour des atomes, ions et molécules simples ; et pour des molécules et ions polyatomiques. </p> <p>Différencier les réactions redox à l'aide des nombres d'oxydation. </p>	Expériences redox incluant des métaux (Zn, Cu, Mg...)
	Couple Redox	<p>Définir un couple redox </p> <p>Écrire des couples redox en utilisant la notation Ox/Red </p>	
	Équation bilans de réactions redox	<p>Écrire la demi-équation redox équilibrée d'une oxydation et d'une réduction (en milieu acide ou basique) </p> <ul style="list-style-type: none"> Oxydation : $\text{Red} \rightleftharpoons \text{Ox} + n\text{e}^-$ Réduction : $\text{Ox} + n\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Red}$ <p>Identifier la réduction et l'oxydation, l'oxydant et le réducteur lors d'une réaction redox.  </p> <p>Écrire l'équation globale équilibrée d'une réaction redox (en milieu acide ou basique) en utilisant à la fois la méthode des demi-équations et celle des nombres d'oxydation.  </p>	<p>Éviter le signe égal pour la demi-équation, utiliser plutôt les flèches d'équilibre</p> <p>Synthèse de l'eau de Javel</p> <p>Application aux expériences de différenciation des aldéhydes et cétones (Réactifs de Tollens et liqueur de Fehling)</p>
















Sous-thème 7.3	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
		Équilibrer l'équation bilan générale si le nombre d'électrons échangés pour chaque $\frac{1}{2}$ équation redox n'est pas le même. 	
7.3.2 Piles	Etude des piles	<p>Définir la pile comme un dispositif basé sur une réaction chimique spontanée capable de produire de l'électricité. </p> <p>Construire une pile (ou plusieurs associées) et mesurer sa tension à vide (ou fem). </p> <p>Dessiner le schéma d'une pile en mentionnant le flux d'électrons, la polarité des électrodes et le type d'électrode (anode ou cathode). </p> <p>Expliquer la fonction du pont salin et les mouvements des ions qui le composent. </p> <p>Écrire et identifier les équations bilans équilibrées des réactions qui se produisent aux électrodes (anode et cathode).  </p>	<p>Utiliser des métaux tels Zn, C, Al ou PB pour mesurer la tension et le courant de piles et batteries ainsi constituées..</p> <p>Notation standard : $\ominus \text{Zn} \text{Zn}^{2+} \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- \text{MnO}(\text{OH}) \text{MnO}_2 \text{C} \oplus$</p> <p>Simulation : https://pages.uoregon.edu/tgreenbo/voltaicCellEMF.html</p> <p>Appliquer la connaissance des piles à certains types de piles commerciales : piles sèches carbone-zinc, piles alcalines, piles au chlorure de zinc, piles au mercure, piles d'oxyde d'argent, piles au lithium, piles à combustibles...</p>
	Potentiel Redox standard	<p>Définir les conditions standards (10^5 Pa, 1 mol/dm^3, $25 \text{ °C}=298,15 \text{ K}$) </p> <p>Décrire l'électrode standard à hydrogène (ESH) et énoncer que par convention, son potentiel standard vaut $E^\circ=0,00\text{V}$ (référence standard). </p> <p>Définir le potentiel redox standard d'un couple comme la f.e.m. d'une pile constituée notamment de l'ESH. </p> <p>Utiliser les potentiels standards d'électrodes pour calculer des f.e.m. de piles :  $\text{f.e.m.} = \Delta E = E_{\text{cathode}}^\circ - E_{\text{anode}}^\circ$</p>	<p>Notion d'activité exclue</p> <p>Les élèves ne sont pas censés mémoriser le schéma de l'ESH mais doivent être capables de la reconnaître et d'expliquer son fonctionnement.</p> <p>Equation de Nernst exclue.</p> <p>Lien avec le fonctionnement du pH-mètre</p> <p>Déterminations expérimentales de potentiels standards de couples redox.</p>














Sous-thème 7.3	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
		<p>Justifier l'utilisation d'électrodes inertes dans des piles. </p> <p>Calculer la quantité de produit formé ou consommé, la quantité de courant générée et le temps de fonctionnement de la cellule en utilisant la loi de Faraday : $Q = I \cdot \Delta t = n(e^-) \cdot F$ </p>	
	Forces des oxydants et réducteurs	<p>Classer les oxydants et réducteurs en couples, sur une échelle de potentiels standards </p> <p>Enoncer qu'au sein d'un couple, l'oxydant est d'autant plus fort que son réducteur est faible, et vice versa. </p> <p>Classer les oxydants et réducteurs en fonction de leurs réactions. </p>	
	Prédiction des réactions	<p>Enoncer que la différence de potentiels standards est positive pour une réaction spontanée. </p> <p>Prédire si une réaction redox est spontanée ou pas en utilisant les valeurs des E°. </p>	Règle empirique du gamma
7.3.3 Electrolyse	Cellules électrolytiques	<p>Définir l'électrolyse comme un dispositif qui utilise l'énergie électrique pour générer des réactions non spontanées. </p> <p>Procéder à des expériences électrolyses en solutions aqueuses. </p> <p>Schématiser une électrolyse, en indiquant notamment la polarité, l'anode et la cathode.  </p> <p>Décrire et discuter le sens de déplacement des ions et des électrons dans la cellule électrolytique. </p>	<p>Électrolyse de l'eau, de l'iodure de zinc, sulfate de cuivre avec différents types d'électrodes...</p> <p>Le concept de surtension peut être introduit mais n'est pas requis.</p> <p>Applications industrielles : Electrolyse de NaCl fondu, extraction de l'aluminium, purification des métaux...</p>










Sous-thème 7.3	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
		<p>Ecrire les équations bilans équilibrées des réactions qui se produisent aux électrodes (anode et cathode). </p> <p>Prédire les produits de l'électrolyse. </p>	
	Stœchiométrie de l'électrolyse	<p>Calculer la tension théorique minimale nécessaire au fonctionnement de l'électrolyse. </p> <p>Expliquer le processus galvanoplastie. </p> <p>Calculer la quantité de produit formée ou consommée, l'intensité du courant utilisé ou le temps de fonctionnement de la cellule en utilisant la loi de Faraday. </p>	<p>Plaquage de cuivre sur du fer</p> <p>Appliquer la connaissance des cellules électrolytiques à certains types courants de piles (Batterie au Pb-acide, Ni-Cd, Ni-Cd, Ni-métal, Lithium ...)</p>
7.3.4. Titration Redox	Dosage redox	<p>Comprendre qu'un dosage redox est basé sur une réaction redox entre un titrant (de concentration connue) et un titré (de concentration inconnue) </p> <p>Écrire l'équation bilan d'un dosage redox </p> <p>Effectuer au moins un dosage direct et un dosage indirect. </p> <p>Effectuer des calculs en exploitant les données d'un dosage redox, afin de déterminer la pureté d'une substance, la qdm ou la concentration d'espèces chimiques étudiées. </p> <p>Enoncer le changement de couleur qui se produit au point d'équivalence lors de l'utilisation de MnO_4^- acidifié ou du diode en présence d'empois d'amidon. </p>	<p>Dosages de Fe^{2+} avec MnO_4^-; I_2 avec $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ à l'aide d'empois d'amidon ; de la vitamine C, de l'eau de Javel, de l'acide oxalique avec MnO_4^-, du O_2 dans l'eau...</p>










Thème 7.4 : Chimie organique














Sous-thème S7.4	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
S7.4. 1 Concepts fondamentaux et mécanismes en chimie organique	Notation avec des flèches de déplacement d'électrons	Utiliser des flèches pour montrer le mouvement des électrons dans les mécanismes réactionnels. 	
	Intermédiaires réactionnels	Expliquer la stabilité de l'intermédiaire réactionnel en fonction de la nature des atomes ou groupes d'atomes liés à l'atome de carbone. 	
	Effets électroniques	Expliquer en quoi les propriétés électroniques des atomes, ou des groupes d'atomes, permettent de prédire comme les réactifs organiques réagissent.  Décrire les deux facteurs qui influencent les propriétés électroniques des atomes : les effets inductif et mésomère.  Expliquer l'effet inductif en termes de différences d'électronégativité, entre atomes ou groupes d'atomes : effet attracteur ou donneur sur les électrons des liaisons de type sigma (halogènes, groupement alkyles, groupements hydroxyles...). 	Seul le carbocation sera envisagé.
	Mésomérie et effets stériques	Expliquer l'effet mésomère en termes de délocalisation des électrons π .  Comprendre que la taille des substituants influence la stabilité et la réactivité des ions et molécules.  	

Sous-thème S7.4	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
	Composés nucléophiles et électrophiles	<p>Enoncer que les composés nucléophiles sont des ions chargés négativement ou des molécules donnant une paire d'électrons pour former une liaison covalente. </p> <p>Enoncer que les espèces électrophiles sont des ions chargés positivement ou des molécules acceptant une paire d'électrons afin de former une liaison covalente. </p>	L'hyperconjugaison n'est pas envisagée.
	Mécanismes de réactions de substitution nucléophiles (SN ₁ ou SN ₂)	<p>Prédire et schématiser les mécanismes de substitution nucléophiles de type SN₁ ou SN₂ à l'aide de flèches de déplacement des électrons.  </p> <p>Expliquer les facteurs orientant les mécanismes SN₁ ou SN₂ comme l'encombrement stérique ou la stabilité du carbocation. </p> <p>Écrire l'équation bilan équilibrée d'une réaction de substitution. </p>	Les éliminations sont limitées à la déshydratation des alcools.
	Mécanismes de réactions d'éliminations (E ₁ et E ₂)	<p>Prédire et dessiner les mécanismes des réactions d'élimination de type E₁ et E₂ à l'aide de flèches de déplacement des électrons (que pour la déshydratation des alcools)  </p> <p>Expliquer les facteurs orientant les mécanismes E₁ ou E₂, comme l'encombrement stérique ou la stabilité du carbocation. </p> <p>Écrire l'équation bilan équilibrée d'une réaction d'élimination. </p>	
S7.4.2 Composés organiques oxygénés	Les alcools	<p>Définir et reconnaître les classes d'alcools.  </p> <p>Rappeler la nomenclature de C₁ à C₁₀, et les propriétés physiques. </p> <p>Savoir que les alcools subissent des réactions d'élimination et de substitution. </p> <p>Écrire l'équation bilan équilibrée de la déshydratation :  Intermoléculaire qui donne un étheroxyde (130°C - H₂SO₄) Intramoléculaire qui donne un alcène (170°C - Al₂O₃)</p>	Test de Lucas

Sous-thème S7.4	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
	Aldéhydes et cétones	<p>Rappeler nomenclature et propriétés physiques des aldéhydes et cétones. </p> <p>Expliquer l'oxydation <u>ménagée</u> des alcools primaires en aldéhydes, et l'oxydation des alcools secondaires en cétones. </p> <p>Écrire les équations bilans équilibrées des oxydations d'alcools primaires et secondaires. </p> <p>Expliquer que l'oxydation d'un alcool tertiaire ne se produit pas dans des conditions normales. </p> <p>Connaître les réactions avec les réactifs de Fehling et de Tollens. Écrire les équations bilans équilibrées des deux réactions en milieu basique, les demi-réactions redox étant données.  </p> <p>Décrire le mécanisme de l'addition nucléophile d'un ion cyanure sur un groupe carbonyle (en utilisant des flèches de déplacement électroniques). </p>	<p>Prérequis de S6.</p> <p>Déshydratation de l'éthanol dans un tube à essai, chaleur, coton, Al₂O₃ et caractérisation avec Br₂.</p> <p>Effectuer une expérience permettant de différencier un aldéhyde d'une cétone par oxydation</p>
	Acides carboxyliques	<p>Écrire l'équation bilan équilibrée d'oxydation des aldéhydes en acides carboxyliques. </p> <p>Rappeler nomenclature, de C₁ à C₁₀, et propriétés physiques des acides carboxyliques. </p> <p>Expliquer que les acides carboxyliques sont des acides faibles. Comparer les forces des acides carboxyliques en considérant leur K_a ou pK_a.  </p> <p>Discuter l'influence des effets inductifs/mésomères des substituants sur l'acidité relative des acides carboxyliques. </p> <p>Comprendre que le facteur clé l'acidité est la stabilité de la base conjuguée (ion carboxylate). </p>	Prérequis de S6

Sous-thème S7.4	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
	Esters	<p>Écrire l'équation bilan équilibrée de formation d'un ester à partir d'un acide carboxylique et d'un alcool. </p> <p>Effectuer la synthèse d'un ester. </p> <p>Discuter l'influence des paramètres expérimentaux sur le rendement de l'ester (en se référant au principe de Le Chatelier). </p>	Synthèses expérimentales : chauffage à reflux puis séparation ; ou distillation directe de l'ester formé (méthanoate d'éthyle)
	Polyesters	<p>Décrire la formation de polyesters par condensation de diols et d'acide dicarboxyliques. </p> <p>Dessiner le motif, et écrire l'équation bilan de formation d'un polymère à partir de peu de monomères (trimère, tétramère...) </p>	Nombreuses utilisations : bouteilles, fibres, films...
	Synthèse de l'aspirine	<p>Écrire l'équation bilan équilibrée de la synthèse de l'aspirine, étant donnée la formule structurale de l'acide salicylique. </p>	Effectuer la synthèse de l'aspirine. Comparaison des puretés de aspirines synthétisée et commerciale (point de fusion, dosage...).
	Graisses et huiles saturées et insaturées	<p>Énoncer que les graisses et huiles sont des triesters d'acides gras et de propane-1,2,3-triol (glycérol). </p> <p>Différencier les acides gras saturés et insaturés à partir de leurs formules. </p> <p>Expliquer la différence de températures de fusion des graisses et des huiles en fonction de leur degré de saturation/ d'insaturation. </p>	Impact environnemental de l'huile de palme. Effets sur la santé des acides gras (cis et trans), ou des acides gras saturés et insaturés.

Sous-thème S7.4	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
	Savons et détergents	<p>Écrire l'équation bilan équilibrée d'une réaction de saponification. </p> <p>Décrire le caractère surfactant des savons et des détergents permettant aux molécules de pénétrer et de mouiller certains matériaux. </p> <p>Expliquer les propriétés détergentes des savons eu égard à leur structure chimique (pôle hydrophile et queue hydrophobe). </p>	<p>Effectuer la synthèse d'un savon.</p> <p>Propriétés détergentes d'un savon dans différentes conditions.</p>
7.4.3 Composés azotés	Amines	<p>Rappeler que les amines, tout comme l'ammoniaque, sont basiques en raison du doublet non-liant de l'atome d'azote. </p> <p>Classer les trois classes d'amines. </p> <p>Nommer les amines primaires jusqu'à C₆. </p> <p>Comprendre que la basicité des amines dépend de ses substituants (effets inductif et/ou mésomère) </p> <p>Comparer l'influence des substituants sur la basicité des amines primaires, secondaires et aromatiques. Considérer les effets inductifs et mésomères pour expliquer les différences de valeurs de K_b (et pK_b). </p>	<p>Effets stériques des amines tertiaires rend leur classement plus ardu.</p> <p>Parmi tous les noms acceptés par l'IUPAC, la préférence est accordée aux noms systématiques où le suffixe : <i>-amine</i> est ajouté au nom de l'alcane : méthamine, éthanamine</p> <p>Comparer les basicités de l'ammoniaque, des amines primaires, secondaires et aromatiques.</p>
	Amides	<p>Identifier les certains amides grâce à la présence du groupement : -CO-NH-.</p> <p>Rappeler que les amides sont beaucoup moins basiques que les amines en raison du groupe -C=O adjacent (effets -I et -M) qui délocalise le doublet non-liant de l'azote. </p>	

Sous-thème S7.4	Contenu	Objectifs d'apprentissage	Contexte et activités clés
	Acides aminés	<p>Identifier et nommer le groupement fonctionnel -CO-NH- des acides α-aminés (ou 2-amino-acide) </p> <p>Nomenclature des acides aminés simples jusqu'à C₆. </p> <p>Écrire l'équation bilan de réaction d'un acide aminé avec de l'eau, des acides ou des bases pour illustrer leur caractère amphotère. </p> <p>Expliquer la formation des zwitterions. </p> <p>Expliquer les propriétés physiques des acides aminés (solubilité dans des solvants polaires et apolaires, et température de fusion). </p> <p>Définir le point isoélectrique d'un acide aminé comme le pH auquel l'acide aminé est électriquement neutre. </p> <p>Comparer le pH et point isoélectrique afin de déterminer les espèces dominantes. </p> <p>Identifier la chiralité des acides aminés. </p> <p>Dessiner les énantiomères d'un acide aminé avec la représentation tridimensionnelle.  </p>	Importance des acides aminés essentiels.
	Polymères	<p>Écrire l'équation bilan de condensation d'acides aminés en polypeptides (limité à trois acides aminés) </p> <p>Identifier le motif dans un polypeptide. </p> <p>Identifier la liaison peptidique dans un polypeptide. </p>	

5. Evaluation

Pour chaque niveau, il existe des descripteurs de niveaux atteints, qui sont énumérés dans le tableau ci-dessous et expliqués pour chaque compétence. Ils donnent une idée du niveau que les élèves doivent atteindre. Ils donnent également une idée du type d'évaluation qui peut être faite. Les élèves doivent être évalués de manières très diverses tout au long de l'année, afin d'obtenir une vue d'ensemble des acquis, points forts et points d'attention de chaque élève.

L'évaluation est sommative lorsqu'elle sert à évaluer l'apprentissage des élèves à la fin du processus pédagogique ou d'une période d'apprentissage. Ses buts sont de synthétiser les acquis des élèves et de déterminer si, et dans quelle mesure, les élèves ont pu démontrer la compréhension de cet apprentissage. L'évaluation sommative évalue l'apprentissage de l'élève au moyen de longs tests écrits en S4 ou, plus tard, en S5. L'examen de chimie de S5 doit toujours être complètement harmonisé entre les sections linguistiques.

L'évaluation est formative lorsque des procédures formelles ou informelles servent à recueillir des éléments qui démontrent l'apprentissage au cours du processus d'apprentissage et à adapter l'enseignement en vue de répondre aux besoins des élèves. Ce processus permet aux enseignants et aux élèves de recueillir des informations sur les progrès accomplis par les élèves et de suggérer des modifications de l'approche de l'instruction adoptée par l'enseignant et de l'approche de l'apprentissage adoptée par les élèves.

L'évaluation formative a lieu au cours de presque toutes les leçons de l'année scolaire et devrait comprendre les éléments suivants :

- Des rapports de laboratoire ;
- Des présentations ;
- Des tests portant sur le contenu de la matière ;
- Des tests portant sur les compétences pratiques ;
- L'autoévaluation et l'évaluation par les pairs.

Les compétences se traduisent dans le tableau par un ensemble de verbes qui donnent une idée du type d'évaluation que l'on peut utiliser pour évaluer chaque objectif. Ces verbes sont utilisés et mis en gras dans le tableau des objectifs d'apprentissage, de sorte qu'il y a un lien direct entre les compétences et les objectifs d'apprentissage.

L'évaluation de la connaissance du contenu peut se faire par des questions écrites auxquelles l'élève doit répondre. Cela peut se faire en partie par des questions à choix multiples, mais les compétences comme l'élaboration d'explications et l'argumentation ainsi que les compétences clés comme la communication et la compétence mathématique nécessitent des questions ouvertes ou d'autres moyens d'évaluation. Un devoir pour lequel les élèves doivent utiliser leurs connaissances factuelles afin de rédiger un article ou de concevoir une affiche sur un sujet (plus vaste) peut aussi servir

à juger de leur capacité d'analyser les données de façon critique, d'utiliser des concepts dans des situations inhabituelles et de communiquer de façon logique et concise sur le sujet en question.

Les élèves doivent être capables de faire des recherches (expériences). L'évaluation devrait comprendre un exercice de recherche (ouverte) d'information. L'évaluation de la conception et de la recherche peut être combinée avec d'autres sujets d'évaluation. La compétence numérique peut être évaluée par un travail avec des feuilles de calcul, la collecte d'informations sur Internet, la mesure de données à l'aide de programmes et de matériel de mesure, la modélisation de la théorie sur ordinateur et la comparaison des résultats d'un modèle avec des données mesurées. Combiner donc cette évaluation avec d'autres évaluations lorsque cette compétence est nécessaire.

Pour toutes les évaluations, l'échelle de notation des Ecoles européennes doit être utilisée, conformément aux « *Lignes directrices pour l'utilisation du système de notation des Ecoles européennes* » (réf. 2017-05-D-29-fr-8).

5.1. Descripteurs de niveaux atteints – Chimie

	A (9,0-10 – Excellent)	B (8,0-8,9 – Très bon)	C (7,0-7,9 – Bon)	D (6,0-6,9 – Satisfaisant)	E (5,0-5,9 – Suffisant)	F (3,0-4,9 – Insuffisant/Échec)	FX (0-2,9 – Très Insuffisant /Échec)
Connaissances et Compréhension	Démontre une connaissance exhaustive des faits ; une maîtrise approfondie et une utilisation correcte des concepts et principes scientifiques	Démontre une connaissance complète des faits ; possède une bonne maîtrise et utilisation des concepts et principes scientifiques	Démontre une connaissance générale des faits ; possède une bonne compréhension des concepts et principes scientifiques.	Possède un niveau correct de connaissance des faits et des définitions ; comprend les concepts et principes scientifiques simples	Est capable de se rappeler des principaux noms, faits et définitions ; comprend des concepts et principes scientifiques simples	Démontre une faible aptitude à se souvenir des faits ; comprend de manière limitée des concepts et principes scientifiques.	Très faible aptitude à se souvenir des faits ; montre une très faible compréhension des principes et concepts scientifiques.
Application	Relie les différentes parties du programme, met en application les concepts afin de résoudre une grande variété de problèmes non préparés et propose des hypothèses appropriées.	Relie certaines parties du programme et met en application les concepts et principes lors de problèmes non préparés.	Est capable d'utiliser ses connaissances pour résoudre des problèmes non préparés.	Est capable d'utiliser ses connaissances lors de problèmes déjà rencontrés.	Est capable de résoudre des problèmes de base ou habituels.	/	/
Analyse et esprit critique	Analyse de données complexes de façon détaillée et critique afin de les expliquer.	Analyse et explique des données compliquées de manière correcte.	Analyse et explique des données simples.	Analyse et explique de manière rudimentaire des données simples.	Démontre certaines capacités à suivre des consignes pour utiliser des données.	Incapable d'utiliser des données sans une aide considérable.	Ne sait pas utiliser les données de manière adéquate.

Travail expérimental et utilisation des technologies	Formule des hypothèses, planifie et mène des expériences en utilisant une grande variété de techniques tout en étant attentif aux règles de sécurité et à l'éthique.	Planifie et mène des expériences en utilisant les techniques appropriées tout en étant attentif aux règles de sécurité et à l'éthique.	Sait suivre un protocole écrit en toute sécurité et peut rapporter des observations en utilisant des techniques différentes.	Sait suivre un protocole écrit sans difficulté et rapporte des observations.	Sait suivre un protocole écrit sans difficulté et rapporte des observations simples.	A des difficultés pour respecter des consignes sans supervision.	Ne peut pas suivre un protocole écrit en toute sécurité.
Communication (écrite et orale) incluant l'utilisation des ICT	Communique de manière logique et concise en utilisant la terminologie adéquate. Excelle dans la présentation de ses travaux.	Communique de manière claire en utilisant le vocabulaire scientifique adapté. Présente très bien ses travaux.	Communique clairement la plupart du temps en utilisant le vocabulaire scientifique adapté. Présente bien ses travaux.	Utilise un vocabulaire scientifique de base et la rédaction a une structure assez satisfaisante. Présente ses travaux de manière satisfaisante.	Utilise un vocabulaire scientifique de base bien que la rédaction puisse manquer de structure ou de clarté. Présente de manière acceptable ses travaux.	Rédige de manière insuffisante ou incomplète en utilisant un vocabulaire scientifique pauvre. Présente ses travaux de manière insuffisante.	Ne sait pratiquement pas communiquer des informations scientifiques à l'écrit ou oralement.
Participation et travail avec les autres	Prend des initiatives lors du travail en groupe. Excellente contribution dans tous les aspects de la matière.	Possède un esprit d'équipe constructif. Très bonne contribution dans tous les aspects de la matière.	Possède un bon esprit d'équipe. Bonne participation dans tous les aspects de la matière.	Participe de manière satisfaisante au travail d'équipe. Participation dans la plupart des aspects de la matière.	Peut travailler en équipe. Participation partielle à la matière.	Nécessite une assistance lors d'un travail d'équipe. Faible participation.	Ne travaille pas en équipe. Aucune participation.

6. Annexes

6.1. Written examination

Contents of the exam

The European Baccalaureate chemistry exam is a summative assessment of the three competencies Knowledge and Comprehension, Application and Analysis and Evaluation. The other competencies should be evaluated by class work, specifically performing and reporting on experiments.

The exam consists of four questions. Questions A1 and A2 concern inorganic chemistry. Questions B1 and B2 concern organic chemistry. Each question covers each of the three competencies in approximately an equal amount.

The exam questions are based on the S7 chemistry syllabus. Knowledge of the S6 syllabus is assumed. To achieve the highest grades students will be asked to apply knowledge from the syllabus in situations not specifically named in the syllabus.

Matrice général d'examen écrit de chimie

Question	Compétence	Pondération en %	Pondération en points
Question A1, chimie inorganique	Connaissances et Compréhension	±25%	5-8
	Application	±50%	10-15
	Analyse et esprit critique	±25%	5-8
	Total A1		25
Question A2, chimie inorganique	Connaissances et Compréhension	±25%	5-8
	Application	±50%	10-15
	Analyse et esprit critique	±25%	5-8
	Total A2		25
Question B1, chimie organique	Connaissances et Compréhension	±25%	5-8
	Application	±50%	10-15
	Analyse et esprit critique	±25%	5-8
	Total B1		25
Question B1, chimie organique	Connaissances et Compréhension	±25%	5-8
	Application	±50%	10-15
	Analyse et esprit critique	±25%	5-8
	Total B2		25
Total examen			100

Criteria for written exam questions

- The chemistry exam question should be in the exam template.
- The chemistry exam question should have a context, a story linking the chemistry to a real life situation.
- The chemistry exam question should cover a broad range of the syllabus.
- The chemistry exam question should have good clear reproducible diagrams.
- The chemistry exam question should cover each of the three competencies Knowledge and Comprehension, Application and Analysis and Evaluation in the ratio 25 :50 :25.

- In the chemistry exam questions should be divided into sub (a, b, c etc.) and sub-sub (i, ii, iii etc.) questions.
- In the chemistry exam marking scheme each sub-sub question (i, ii, iii etc.) is allocated to one of the three competencies Knowledge and Comprehension, **Application and Analysis** and **Evaluation**. If more than one point is given these can be distributed over more than one competence.
- The chemistry exam marking scheme should contain only whole marks.
- The chemistry exam question should be produced in all the vehicular languages (English, French and German) for which the school has a language section.

6.2. Oral examination

Structure and lay-out

The question should be clear and attractive in structure and lay-out. The information given should be relevant. The structure of the question should be helpful to the student, not confusing. An arrangement of sub-questions increasing in difficulty gives the students confidence and helps them to answer successfully.

Content

The questions should be based on chemistry material such as an experiment, results of an experiment, data, graphs, chemical phenomenon, chemical formulas and so on. Avoid writing a long text. An oral exam question should not be the same as a written exam question! An oral exam is a discussion. The oral exam question is the starting point for the discussion.

Syllabus

The question must be in accordance with the learning objectives of the syllabus. The exam should cover both inorganic and organic aspects of the S7 chemistry syllabus. Knowledge of the S6 syllabus can be assumed.

Competencies

The question should cover the three competencies ‘knowledge and comprehension’, ‘application’ and ‘analysis and evaluation’ as described in the attainment descriptors.

Grammar

The questions should not start with “why” or “how” and so on and should not end with a question mark. It is better to give clear instructions such as “name”, “describe”, “explain” or “discuss”. If a calculation is required it should be asked for explicitly.

Time

It must be possible for the student to answer the questions within the given time (20 minutes).

Grading

The oral exams will be graded by applying the following four attainment descriptors.

Attainment descriptor *	Percentage of the final mark
Knowledge & Comprehension	25%
Application	25%
Analysis & evaluation	25%
Communication	25%

*for further description see the attainment descriptors in chapter 5.1

6.3. Liste des 11 expériences minimum obligatoires

Numéro d'expérience	Référence de sujet	Titre de l'expérience
1	6.1.1	Expérience montrant que les éléments ont un spectre d'émission discontinu. (H ₂ , Na, Hg).
2	6.2	Comparaison de la solubilité et de la conductivité, des composés ioniques et covalents.
3	6.4.2	Mesure de variation d'enthalpie d'une réaction (en utilisant notamment $\Delta H_{rxn} = Q = m.c.\Delta T$).
4	6.5.4	Etude des facteurs cinétiques : Influence de la température, de la concentration (pression) et de la surface de réaction sur la vitesse d'une réaction (approche qualitative).
5	6.6.2	Expérience avec une solution de glucose montrant la rotation du plan de polarisation de la lumière polarisée plane.
6	7.2.4	Préparation d'un tampon et tests sur ladite solution.
7	7.2.5	Effectuer au moins un dosage à l'aide d'un pH mètre et d'un indicateur coloré parmi les suivants : Acide fort/ base forte Acide faible/base forte Acide fort / base faible
8	7.3.2	Mesurer la différence potentielle générée par certaines piles et batteries simples.
9	7.3.3	Expérience d'électrolyse
10	7.3.4	Titration Redox : Effectuer au moins un dosage en retour.
11	7.4.2	Synthèse d'un ester

6.4. Sample Baccaalaureate examination paper

DATE: 2 June 2020

DURATION OF EXAMINATION:

3 hours (180 minutes)

PERMITTED EQUIPMENT:

Calculator: TI-Nspire in 'Press-to-Test' mode

INSTRUCTIONS:

- Answer both A questions and both B questions
- Use a different page for each of the four questions
- **All relative atomic mass values are given in the periodic table of the elements provided. These values are the same as the molar mass values in g mol^{-1} .**

Question A1

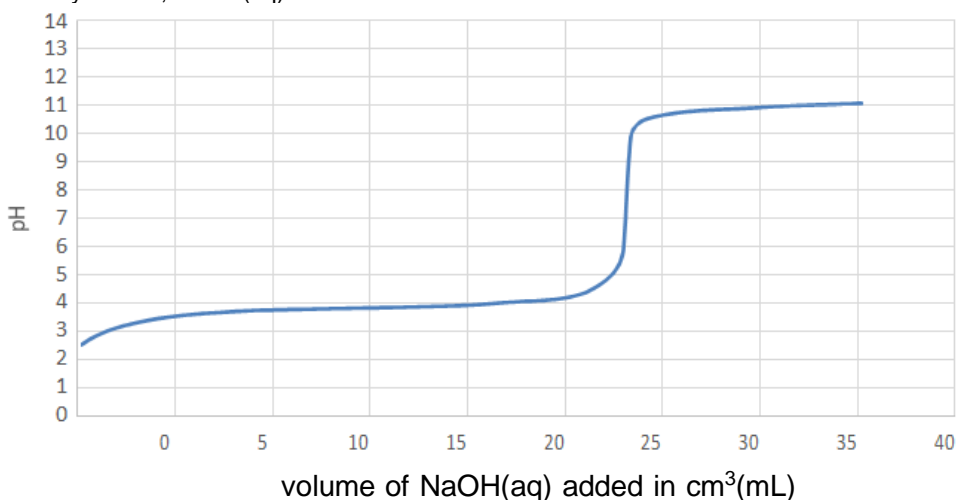
	Page 1/3	Marks
<p>a) Lactic acid, C₃H₆O₃, is a monoprotic “Brønsted acid”. When exercising, lactic acid can be produced in the muscles.</p> <p>If a concentration of $3.00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ (mol L^{-1}) is reached in one’s blood, the muscles can hurt and cramp. It is suggested that drinking a lot of water helps to reduce the high concentration of lactic acid in the body.</p> <p>Given: K_a for lactic acid</p> <ol style="list-style-type: none"> i. Define the term “Brønsted acid”. ii. Give the formula of the conjugate base of the lactic acid molecule. iii. Write the equation for the reaction of lactic acid with water. iv. Write the expression for the acid ionisation constant, K_a, of a generic acid AH. <p>After intense training an athlete’s blood was analysed. The lactic acid mass concentration was $1.85 \times 10^{-1} \text{ g dm}^{-3}$ (g L^{-1}).</p> <ol style="list-style-type: none"> v. Justify by calculation that the athlete drank enough water to avoid cramps caused by lactic acid. <p>More concentrated aqueous solutions of lactic acid are used in a research project.</p> <ol style="list-style-type: none"> vi. State the mathematical formula used to calculate the [H⁺] of a weak acid. vii. Calculate the pH of a solution of lactic acid with an initial concentration of $1.00 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$ (mol L^{-1}) at 25°C. <p>Given: K_a(C₃H₆O₃(aq)) = 1.38×10^{-4} at 25°C</p>	<p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>2 marks</p> <p>1 mark</p> <p>2 marks</p>	

Question A1

Page 2/3

Marks

- b) The molar concentration of lactic acid in a sample of volume 25.0 cm^3 (mL) was determined using titration with a $5.00 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ (mol L^{-1}) aqueous solution of sodium hydroxide, NaOH(aq).



- i. Write the equation for this titration reaction. 1 mark
- ii. State two features of the titration curve of a weak acid. 1 mark
- iii. Using the titration curve above, find the pH value at the equivalence point for this titration. 1 mark
- iv. Show by calculation, using the equivalence point, that the initial molar concentration of the lactic acid was approximately $5.6 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ (mol L^{-1}). 2 marks
- v. Show by calculation and with reference to the initial pH value of the lactic acid sample from the titration curve, that lactic acid is not a strong acid. 3 marks
- vi. Determine the pK_a of lactic acid from the titration curve. Justify your answer using the K_a expression. 2 marks
- vii. Define what is the pH range of colour change of an indicator. 1 mark
- viii. Justify why phenolphthalein is the most suitable indicator for this titration. 2 marks

Indicator	pH range of colour
Crystal violet	0.0 – 1.8
Methyl orange	3.1 – 4.4
Phenolphthalein	8.2 – 10.0

Question A1

Page 3/3

Marks

c) Human blood normally has a pH value of 7.4 at 37 °C. This value is kept constant by a buffer solution which contains, amongst other species, carbonic acid, $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$, and the hydrogen carbonate ion, $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$.

i. Explain how this buffer system works. Include in your answer two relevant equations.

3 marks

ii. Assuming that carbonic acid is a monoprotic acid, calculate the ratio: $\frac{[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]}{[\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})]}$
at pH = 7.4 at 37 °C.

2 marks

Given: $\text{p}K_a(\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})) = 6.1$ at 37 °C

Question A2

	Page 1/2	Marks
<p>a) An electrochemical cell was constructed using the couples:</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; margin-left: 40px;"> <div style="text-align: center;"> $I_2(aq), / I^-(aq)$ $Fe^{3+}(aq), / Fe^{2+}(aq)$ </div> <div style="text-align: center;"> $E^\circ = + 0.54 V$ $E^\circ = + 0.77 V$ </div> </div> <p style="margin-left: 40px;">i. Write the oxidation half equation.</p> <p style="margin-left: 40px;">ii. Write the reduction half equation.</p> <p style="margin-left: 40px;">iii. Write the overall balanced equation when the cell is operating.</p> <p style="margin-left: 40px;">iv. Calculate the emf that the cell would generate under standard conditions.</p> <p style="margin-left: 40px;">v. Draw a clearly labeled diagram of the electrochemical cell. Indicate on your diagram the polarity of the electrodes, the direction of electron flow and of ion flow.</p> <p style="margin-left: 40px;">vi. List what are 'standard conditions' as described in part (iv) above.</p>	<p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>1 mark</p> <p>4 marks</p> <p>2 marks</p>	
<p>b) Sodium nitrite, $NaNO_2$, and sodium nitrate, $NaNO_3$, are used to preserve meat.</p> <p>In order to determine the quantity of sodium nitrite in a preservative, 5.00 g of the preservative were dissolved in water and the resulting solution reacted with a $3.00 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$ solution of acidified potassium dichromate, $K_2Cr_2O_7$.</p> <p>During the reaction, the $Cr_2O_7^{2-}(aq)$ ions are converted into $Cr^{3+}(aq)$ ions while the $NO_2^-(aq)$ ions are converted into $NO_3^-(aq)$ ions.</p> <p>10.8 cm^3 of the $K_2Cr_2O_7$ solution are required to react with all the sodium nitrite present in the sample.</p> <p style="margin-left: 40px;">i. Write the half-equations for the reduction and oxidation processes.</p> <p style="margin-left: 40px;">ii. Write the overall balanced equation for the reaction.</p> <p style="margin-left: 40px;">iii. Show that the amount, in moles, of nitrite ions present in the initial solution equals ...</p>	<p>2 marks</p> <p>2 marks</p> <p>3 marks</p>	

Question A2

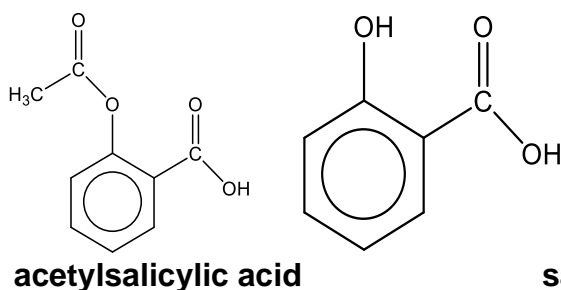
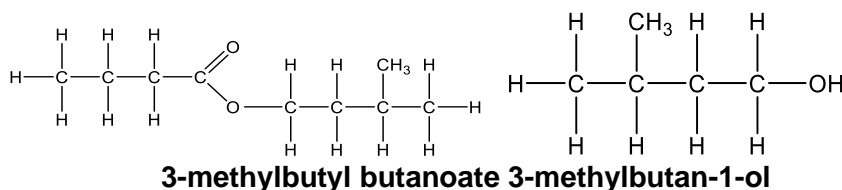
	Page 2/2	Marks								
<p>c) Given the following standard electrode potentials at 25°C:</p> <table style="margin-left: 20px; border: none;"> <tr> <td style="padding-right: 20px;">$K^+(aq) / K(s)$</td> <td>$E^\circ = - 2.92 \text{ V}$</td> </tr> <tr> <td>$H_2O(aq) / H_2(g),$</td> <td>$E^\circ = - 0.41 \text{ V}$</td> </tr> <tr> <td>$O_2(g), / H_2O(aq)$</td> <td>$E^\circ = + 0.81 \text{ V}$</td> </tr> <tr> <td>$Br_2(aq) / Br^-(aq)$</td> <td>$E^\circ = + 1.07 \text{ V}$</td> </tr> </table>	$K^+(aq) / K(s)$	$E^\circ = - 2.92 \text{ V}$	$H_2O(aq) / H_2(g),$	$E^\circ = - 0.41 \text{ V}$	$O_2(g), / H_2O(aq)$	$E^\circ = + 0.81 \text{ V}$	$Br_2(aq) / Br^-(aq)$	$E^\circ = + 1.07 \text{ V}$		
$K^+(aq) / K(s)$	$E^\circ = - 2.92 \text{ V}$									
$H_2O(aq) / H_2(g),$	$E^\circ = - 0.41 \text{ V}$									
$O_2(g), / H_2O(aq)$	$E^\circ = + 0.81 \text{ V}$									
$Br_2(aq) / Br^-(aq)$	$E^\circ = + 1.07 \text{ V}$									
<p>i. Write the chemical equations for the reactions occurring at the positive and negative electrode during the electrolysis of molten potassium bromide.</p>		2 marks								
<p>ii. In an experiment, a current of 3.00 A was passed through molten potassium bromide for 30 minutes. Calculate the mass of product formed at the positive electrode. Given: Faraday constant, $F = 9.65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$</p>		3 marks								
<p>iii. State what species you would expect to be formed at each electrode during the electrolysis of an aqueous solution of potassium bromide. Justify your answer by referring to the electrode potentials given.</p>		3 marks								

Question B1

Page 1/2

Marks

Eucalyptus oil and aspirin are often used to treat the symptoms of the common cold. Eucalyptus oil has anti-bacterial properties and contains a number of esters, one of which is 3-methylbutyl butanoate. This ester is formed from 3-methylbutan-1-ol and butanoic acid. Aspirin has anti-inflammatory properties and contains the active ingredient acetylsalicylic acid which can be formed from salicylic acid. The structural formulas of 3-methylbutyl butanoate, 3-methylbutan-1-ol, acetyl salicylic acid and salicylic acid are given below:



a) A student mixes 3-methylbutyl butanoate with water in the laboratory and observes the formation of two layers.

i. Explain the observation.

1 mark

ii. Write the equation for the formation of 3-methylbutyl butanoate using structural formulas.

2 marks

iii. State and explain the effect of replacing concentrated sulfuric acid with dilute sulfuric acid in the reaction.

2 marks

iv. Describe the role of the sulfuric acid in the esterification reaction.

1 mark

v. Identify the compound which provides the oxygen labeled X on structure 1.

1 mark

vi. Explain one piece of experimental evidence for this mechanism.

2 marks

b) 3-methylbutan-1-ol is a primary alcohol.

i. Draw and name the structural formula of a secondary alcohol and tertiary alcohol which are isomers of this primary alcohol.

4 marks

ii. Identify the type of reaction which can be used to distinguish between the secondary and tertiary isomers in **b) i**. Justify your response.

2 marks

Question B1

Page 2/2

Marks

iii. Give the balanced equation for the reaction in **b) ii**.

2 marks

In the eucalyptus plant 3-methylbutan-1-ol can be converted to 3-methylbutanoic acid.

iv. Give the structural formula of 3-methylbutanoic acid.

1 mark

The pK_a value of butanoic acid is 4.82 and that of 3-methylbutanoic acid is 5.01.

v. Explain the difference in these pK_a values and why this difference is relatively small.

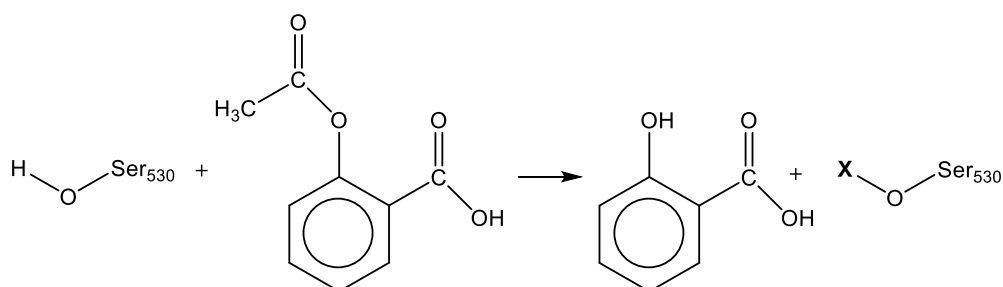
2 marks

Salicylic acid has a pK_a value of 2.97.

vi. With reference to the structure of salicylic acid, explain, why the pK_a is much lower than that of butanoic acid and 3-methylbutanoic acid.

2 marks

c) Aspirin helps to prevent inflammation by reacting with the amino acid serine, HO-Ser₅₃₀, which is part of a particular protein, as shown below (the number 530 refers to the position of serine in the protein):



i. Give the structural formula of the reaction product using $\text{O}-\text{Ser}_{530}$.

1 mark

In the laboratory salicylic acid can be formed from the hydrolysis of acetylsalicylic acid.

ii. Write the equation for the reaction using structural formulas.

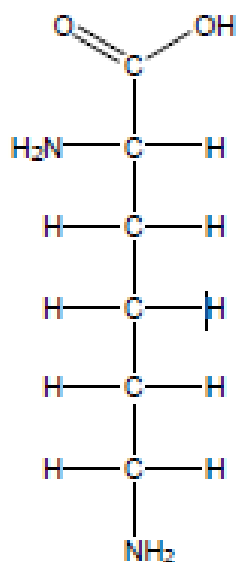
2 marks

Question B2

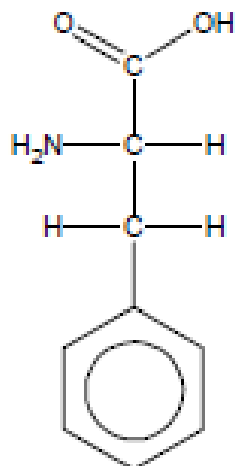
Page 1/4

Marks

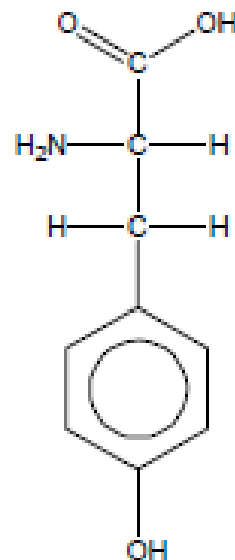
- a) Lysine and phenylalanine are essential amino acids for humans. Glutamic acid and serine can be formed by human cell metabolism. Tyrosine can be enzymatically formed from phenylalanine. Glycine can be formed from serine. The structural formulas of the six amino acids are given below:



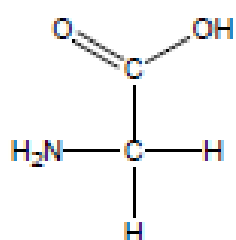
lysine



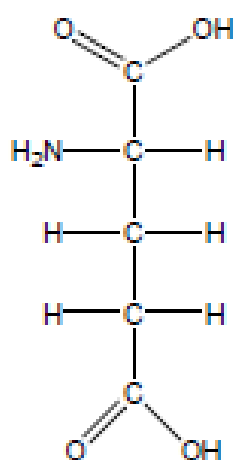
phenylalanine



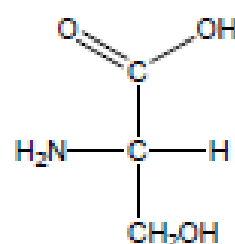
tyrosine



glycine



glutamic acid



serine

- i. Explain, which of the two amino acids lysine or phenylalanine you would expect to be the most water-soluble. 2 marks
- ii. Copy the structural formula of tyrosine and circle all hydrogen atoms which could react with water in an acid-base-reaction. 2 marks
- iii. Define the term isoelectric point of an amino acid. 1 mark

Question B2

Page 2/4

Marks

- iv. Give the structural formula of the predominant species of glycine at the isoelectric point.

1 mark

The isoelectric point for serine is 5.68 at 25 °C.

- v. Give the structural formula of the predominant species of serine in an aqueous solution with a pH = 3.0.

1 mark

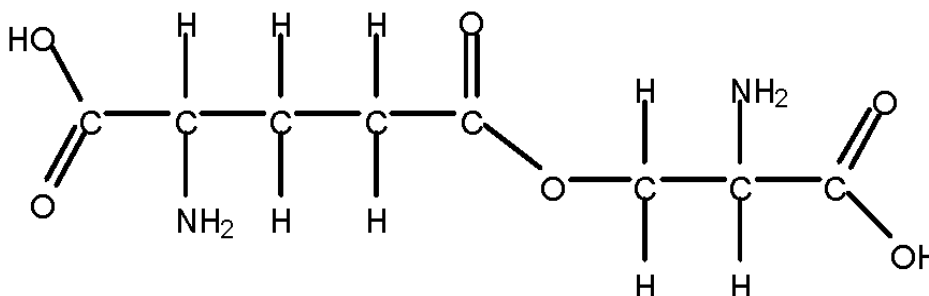
Consider the following table:

Compound	Molar mass in g mol⁻¹	Melting point in °C
Serine	105	246
Hexan-1-ol	102	-45

- vi. Explain the significant difference in the melting points of the two given compounds.

2 marks

Compound M can be formed when two of the amino acids given in question a) react with one another. The structural formula is:



- vii. Name the functional group linking the two amino acids.
- viii. Identify the two amino acids which reacted to form compound M.

1 mark

2 marks

Glycine and phenylalanine can react with one another to form two different dipeptides.

- ix. Give the structural formulas of both dipeptides.

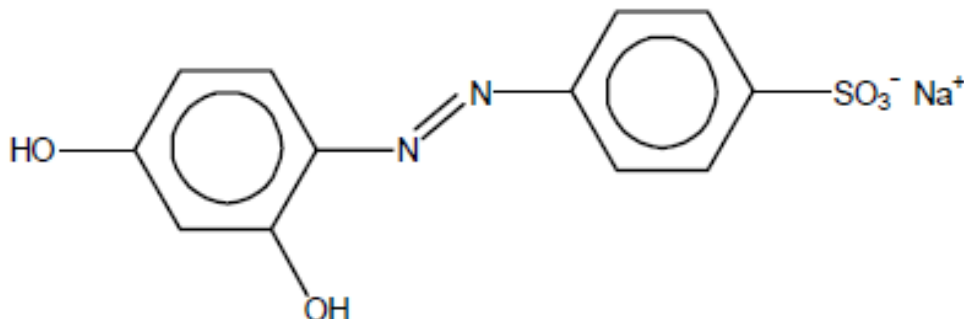
2 marks

Question B2

Page 3/4

Marks

- b) During the last decades, several substances used as food dyes have been banned in Europe. The structural formula of one formerly used as a yellow dye is shown below:

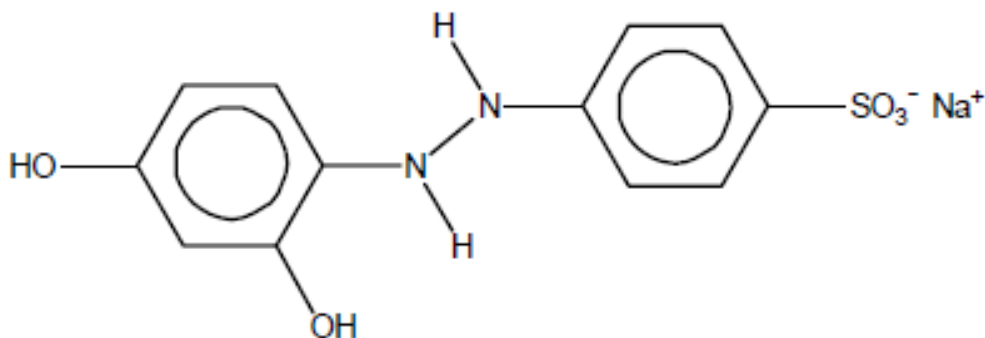


- i. Name the functional group linking the two aromatic rings.
- ii. Explain why this compound is coloured.

1 mark

2 marks

The dye above is hydrogenated under appropriate conditions. The structural formula of the product obtained is shown below:

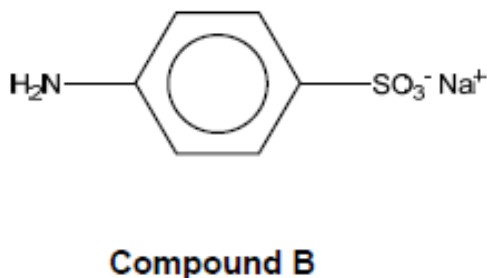
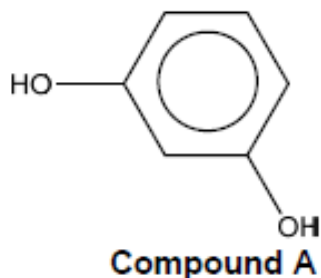


- iii. Give the common name of a long chain composed of amino acids.
- iv. Explain, whether the compound obtained can be used as a dye or not.

1 mark

1 mark

The yellow dye is produced from two aromatic Compounds A and B:



- v. Calculate the minimum mass of **Compound A** required to produce 1.00×10^2 g of the dye.

3 marks

Given: Molar masses in g mol^{-1} : Compound A: 110, Compound B: 195

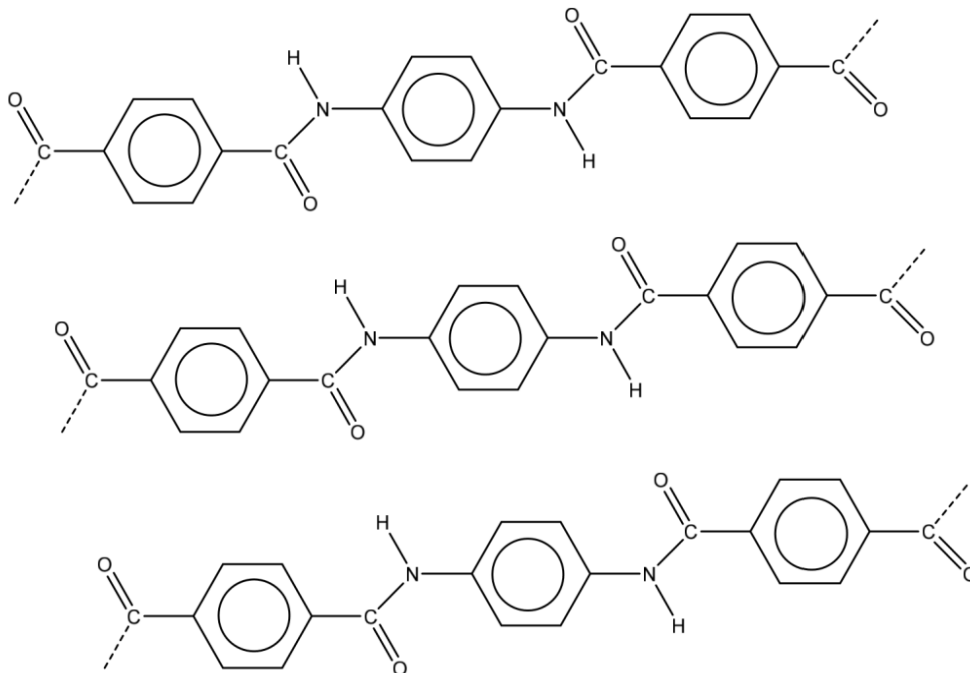
Question B2

Page 4/4

Marks

- c) Kevlar, Poly(p-phenylene terephthalamide) is a very strong material used, for example, in puncture resistant tyres and bullet proof clothing. It is produced in a polycondensation reaction. The secondary product is hydrogen chloride, HCl.

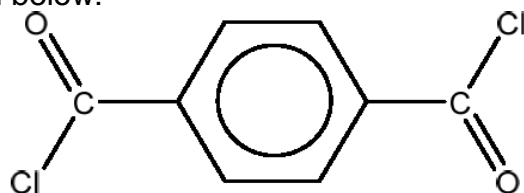
Kevlar structure:



- i. By referring to the structure given above, explain the strength of **Kevlar** fibres.

2 marks

The structural formula of one of the two monomers used to produce **Kevlar** is shown below:



- ii. Name the bond found between the two monomers in **Kevlar**.

1 mark

6.5. Matrice exemple d'examen du Baccalauréat

Question	Compétence	Pondération en %	Pondération en points
Question A1, chimie inorganique	Connaissances et Compréhension	28%	7
	Application	52%	13
	Analyse et esprit critique	20%	5
	Total A1		25
Question A2, chimie inorganique	Connaissances et Compréhension	24%	6
	Application	52%	13
	Analyse et esprit critique	24%	6
	Total A2		25
Question B1, chimie organique	Connaissances et Compréhension	24%	6
	Application	48%	12
	Analyse et esprit critique	28%	7
	Total B1		25
Question B1, chimie organique	Connaissances et Compréhension	24%	6
	Application	52%	13
	Analyse et esprit critique	24%	6
	Total B2		25
Total examen			100

6.6. Sample Baccaalaureate marking scheme

DATE: 2 June 2020




ANSWERS AND MARK SCHEME




The following are the suggested answers together with the mark scheme for the correction of the papers. The answers are not necessarily 'model' answers. Where a candidate has given a correct alternative answer or used a different correct method to arrive at an answer full credit should be given.




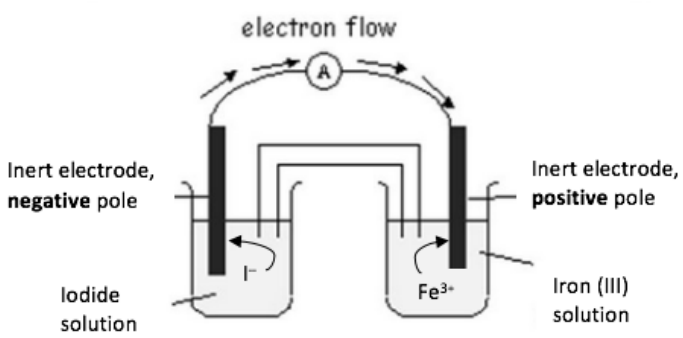
The use of state symbols (i.e. (aq), (s), (l) and (g)) in the answers is optional. Accept either H^+ or H_3O^+ for a proton in water.




Numerical answers have been given to three significant figures.




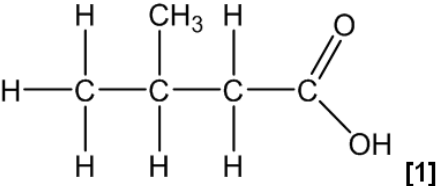
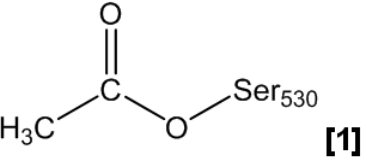
A suggested breakdown showing the minimum needed for each marking point has been given.




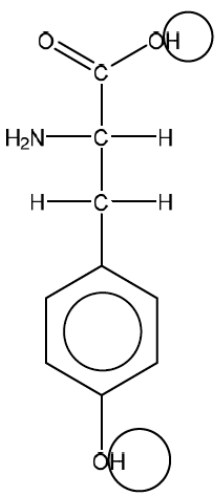
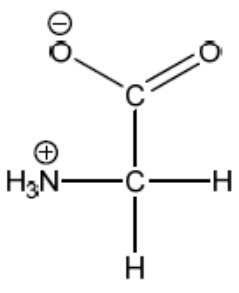
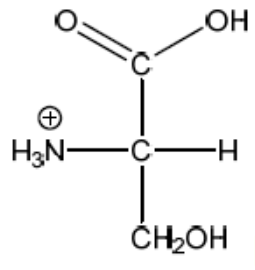
Question A1			COMPETENCES		
Page 1/2		Marks			
a)	i. Proton donor [1]	1 mark	1		
	ii. $C_3H_5O_3^- (aq)$ [1]	1 mark		1	
	iii. $C_3H_6O_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_3H_5O_3^- (aq) + H_3O^+(aq)$ [1]	1 mark		1	
	iv. $K_a(HX(aq)) = [X^- (aq)] \times [H_3O^+(aq)] / [HX(aq)]$ [1]	1 mark	1		
	v. $M(C_3H_6O_3) = 90.1 \text{ g mol}^{-1}$ [1] $[C_3H_6O_3(aq)] = 1.85 \times 10^{-1} / 90.1 = 2.05 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} (\text{mol L}^{-1})$ [1] $([C_3H_6O_3(aq)] < 3.00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} (\text{mol L}^{-1})$ so the athlete drank enough water.) () not required	2 marks			2
	vi. $[H_3O^+(aq)] = (C_a K_a)^{1/2}$	1 mark	1		
	vii. $([C_3H_5O_3^- (aq)] = [H_3O^+(aq)]$ weak acid: $[C_3H_6O_3(aq)] = 1.00 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3} (\text{mol L}^{-1})$) $[H_3O^+(aq)]^2 = K_a(C_3H_6O_3(aq)) \times [C_3H_6O_3(aq)]$ $[H_3O^+(aq)] = (1.38 \times 10^{-4} \times 1.00 \times 10^{-1})^{1/2}$ [1] $= 3.71 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} (\text{mol L}^{-1})$ $pH = 2.43$ [1] () not required	2 marks		2	
b)	i. $C_3H_6O_3(aq) + OH^- (aq) \rightarrow C_3H_5O_3^- (aq) + H_2O(l)$ [1]	1 mark		1	
	ii. presence of a buffer zone and pH at equivalence higher than 7	1 mark	1		
	iii. $pH = 8.0$ [1] (accept pH between 7.5 and 8.5)	1 mark		1	
	iv. $n(OH^- (aq)) = ([OH^- (aq)] \times V(OH^- (aq)))$ $= 5.00 \times 10^{-2} \times 28 \times 10^{-3}$ $= 1.4 \times 10^{-3} \text{ mol} = n(C_3H_6O_3(aq))$ [1] $[C_3H_6O_3(aq)] = (n(C_3H_6O_3(aq)) / (C_3H_6O_3(aq)))$ $= 1.4 \times 10^{-3} / 25 \times 10^{-3}$ [1] $= 5.6 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3} (\text{mol L}^{-1})$ (given) () not required	2 marks		2	
	v. If $C_3H_6O_3(aq)$ was a strong acid then the initial pH would be $pH = -\log(5.6 \times 10^{-2}) = 1.3$ [1], but according to the graph, the initial value is $pH = 2.6 > 1.3$ [1]	2 marks			2




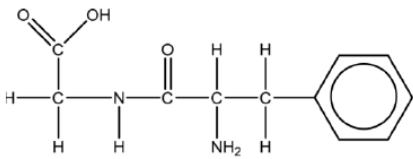
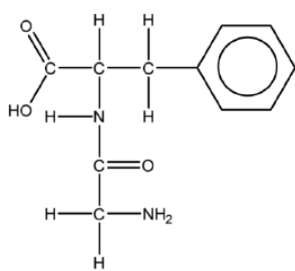
Question A1			COMPETENCES		
	Page 2/2	Marks			
vi.	$K_a(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})) = \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-(\text{aq})] \times [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]}{[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})]}$ <p>(answer to question a) v.) (so $\text{pH} = \text{p}K_a(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})) + \log\left(\frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-(\text{aq})]}{[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})]}\right)$) At the half equivalence point of the titration curve the $\text{pH} = 3.9 \pm 0.2$ and $[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})] = [\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-(\text{aq})]$ [1] so $\text{pH} = \text{p}K_a(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq}))$ (or $K_a(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})) = [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]$) [1] () not required</p>	2 marks		1	1
vii.	Accurate definition	1 mark	1		
viii.	The pH range of colour change of phenolphthalein is on the steepest part of the titration curve [1] (or, accept also: ... includes the pH at equivalence), so phenolphthalein is the most suitable indicator. [1]	2 marks	1	1	
c)					
i.	If the concentration of $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ increases, the following reaction will take place: $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ If the concentration of $\text{OH}^-(\text{aq})$ increases, the following reaction will take place: $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ Equations [1] + [1], explanation [1]	2 marks	1	1	
ii.	$\text{pH} = \text{p}K_a(\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})) + \log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]}{[\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})]}\right)$ [1] so $\frac{[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]}{[\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})]} = 10^{\text{pH} - \text{p}K_a(\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}))}$ $= 10^{7.4 - 6.1} = 20$ [1]	2 marks		2	

Question A2			COMPETENCES		
	Page 1/2	Marks			
a)	i. $2I^{-}(aq) \rightarrow I_2(aq) + 2e^{-}$ ii. $Fe^{3+}(aq) + e^{-} \rightarrow Fe^{2+}(aq)$ iii. $2I^{-}(aq) + 2Fe^{3+}(aq) \rightarrow I_2(aq) + 2Fe^{2+}(aq)$ iv. E.m.f. = +0.77 – 0.54 = +0.23V v. <div style="text-align: center;">  </div> <p>[Assign 1 mark Knowledge and Comprehension for the blank diagram, 1 mark Application for polarity of electrodes, 1 mark Application for direction of electrons, 1 mark Application for ion flow]</p>	1 mark 1 mark 1 mark 1 mark 4 marks	1 1 1 1 1	1 1 1 1 3	
	vi. Concentration solutions of 1 mol dm ⁻³ [1] , pressure of 1 atm (not required here), 25 °C. [1]	2 marks	2		
b)	i. Oxidation: $NO_2^{-}(aq) + H_2O(l) \rightarrow NO_3^{-}(aq) + 2H^{+}(aq) + 2e^{-}$ [1] Reduction: $Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^{+}(aq) + 6e^{-} \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$ [1]	2 marks		2	
	ii. $Cr_2O_7^{2-}(aq) + 3NO_2^{-}(aq) + 8H^{+}(aq) \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 3NO_3^{-}(aq) + 4H_2O(l)$ [2]	2 marks		2	
	iii. Mol $Cr_2O_7^{2-}$: $0.0108 \text{ dm}^{-3} \times 3.00 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3} = 3.24 \times 10^{-3} \text{ mol}$ [1] Mol NO_2^{-} : $3.24 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 3 = 9.72 \times 10^{-3} \text{ mol}$ [1 mark Analysis/Evaluation, 1 mark Application]	3 marks		2	1

Question A2			COMPETENCES		
	Page 2/2	Marks			
c)	i. $K^+(l) + e^- \rightarrow K(l)$ [1 mark AE]	1 mark			1
	$2Br^-(l) \rightarrow Br_2(l) + 2e^-$ [1]	1 mark			1
	ii. At the positive electrode, formation of Bromine. $n_e = \frac{I \times t}{F} \quad [1]$ $n_e = \frac{3.00A \times 1800s}{9.65 \times 10^4 mol^{-1}} = 5.56 \times 10^{-2} mol e^- \quad [1]$ <p>Mass of Br₂: $5.56 \times 10^{-2} \times \frac{1}{2} \times 159.8 = 4.47 g$ [1]</p>	3 marks	1	2	
iii. You would expect the formation of O ₂ (g) at the anode, and the formation of H ₂ (g) at the cathode. [1] <p>The couple H₂O/H₂ has a less negative E_{red} than the K⁺/K couple therefore it would be preferred. [1]</p> <p>The oxidation of water to O₂(g) would be preferred over the oxidation of bromide ion as the couple Br₂/Br⁻ has a more positive E_{red} than the O₂/H₂O couple. [1]</p>	3 marks			3	

Question B1			COMPETENCES		
	Page 2/2	Marks			
iv.	 <p style="text-align: right;">[1]</p>	1 mark		1	
v.	<p>The positive inductive effect of the methyl group in 3-methylbutanoic acid increases the electron density on the carboxyl group thus increasing the attraction of the proton. [1] Therefore 3-methylbutanoic acid is a weaker acid compared to butanoic acid.</p> <p>However, the difference is relatively small because the methyl group is not close to the carboxyl group. [1]</p>	2 marks			2
vi.	<p>The delocalization of the pi electrons of the phenyl group (mesomeric effect) [1] decreases the electron density on the carboxyl group thus decreasing the attraction of the proton. [1]</p>	2 marks			2
c) i.	 <p style="text-align: right;">[1]</p>	1 mark		1	
ii.	<p style="text-align: center;">Salicylic acid [1] Ethanoic acid [1]</p>	2 marks		2	

Question B2			COMPETENCES		
	Page 1/2	Marks			
a) i.	Lysine is the most water soluble as it does not contain a hydrophobic benzene ring [1] and it also contains an extra polar amino group [1].	2 marks			2
ii.	 <p>[1] + [1]</p>	2 marks		2	
iii.	The isoelectric point is the pH of an aqueous solution at which the amino acid has a neutral charge [1]	1 mark	1		
iv.	 <p>[1]</p>	1 mark		1	
v.	 <p>[1]</p>	1 mark		1	
vi.	Serine: Strong ionic bonds (between the zwitterions) [1]. Hexan-1-ol: Weaker hydrogen bonds (and Van der Waal's forces) [1]. () <i>not required</i>	2 marks			2
vii.	Ester linkage [1]	1 mark	1		
viii.	Glutamic acid [1] and Serine [1]	2 marks		2	

Question B2			COMPETENCES			
		Page 2/2	Marks			
ix.	 	[1] [1]	2 marks		2	
b)	<p>i. Azo group. [1]</p> <p>ii. The molecule contains extensive conjugation or delocalisation of electrons across the double bonds and the two benzene rings, [1], which makes the absorption of light in the visible region possible. [1]</p> <p>iii. Protein</p> <p>iv. No, the hydrogenated molecule can't be used as a dye because the delocalisation is not extended enough anymore. [1] (the double bond between the two nitrogen atoms is now a single bond.) () <i>not required</i></p> <p>v. (The calculation involves the calculation of the amount of dye, which is identical to the amount of A required:) $M(\text{dye}) = M(\text{A}) + M(\text{B}) + M(\text{N}) - 3 M(\text{H})$ $= 110 + 195 + 14.0 - 3.03 = 316 \text{ g mol}^{-1}$ [1] $n(\text{dye}) = n(\text{A}) = \frac{m(\text{dye})}{M(\text{dye})} = \frac{100}{316} = 0.316 \text{ mol} = 3.16 \times 10^{-1} \text{ mol}$ [1] (From this amount, the mass of A can be calculated:) $m(\text{A}) = n(\text{A}) \times M(\text{A}) = 0.316 \times 110 = 34.8 \text{ g}$ [1] () <i>not required</i></p>	1 mark 2 marks 1 mark 1 mark 3 marks	1 1 1 1 3	1 1 1 1 3		
c)	<p>i. The Poly(p-phenylene terephthalamide)-molecule contains hydrogen bonding between the chains [1]. Long chain molecules stiffened due to conjugation through benzene rings and amide links. [1] Any correct explanation including the Phenyl group is to be accepted.</p> <p>ii. Peptide bond [1]</p>		2 marks 1 mark			2 1

6.7. Critères d'évaluation orale

Note	Critères d'évaluation des examens oraux du Baccalauréat - CHIMIE
A (9.0-10 - Excellent)	Excellent niveau de précision et d'exactitude du rendu scientifique and excellente capacité à dégager les notions essentielles. Excellente compréhension des questions and excellent compréhension et réaction à des questions intermédiaires. Excellente capacité d'intégrer les domaines abordés dans un contexte scientifique plus général. Excellente structuration des réponses, précision du langage et qualité de la terminologie scientifique utilisée.
B (8.0-8.9 – Très bon)	Très bon niveau de précision et d'exactitude du rendu scientifique and très bonne capacité à dégager les notions essentielles. Très bonne compréhension des questions and très bon compréhension et réaction à des questions intermédiaires. Très bonne capacité d'intégrer les domaines abordés dans un contexte scientifique plus général. Très bonne structuration des réponses, précision du langage et qualité de la terminologie scientifique utilisée.
C (7.0-7.9 – Bon)	Bon niveau de précision et d'exactitude du rendu scientifique and bonne capacité à dégager les notions essentielles. Bonne compréhension des questions and bon compréhension et réaction à des questions intermédiaires. Bonne capacité d'intégrer les domaines abordés dans un contexte scientifique plus général. Bonne structuration des réponses, précision du langage et qualité de la terminologie scientifique utilisée.
D (6.0-6.9 – Satisfaisant)	Satisfaisant niveau de précision et d'exactitude du rendu scientifique and satisfaisant capacité à dégager les notions essentielles. Satisfaisant compréhension des questions and satisfaisant compréhension et réaction à des questions intermédiaires. Satisfaisant capacité d'intégrer les domaines abordés dans un contexte scientifique plus général. Satisfaisant structuration des réponses, précision du langage et qualité de la terminologie scientifique utilisée.
E (5.0-5.9 – Suffisant)	Suffisant niveau de précision et d'exactitude du rendu scientifique and suffisant capacité à dégager les notions essentielles. Suffisant compréhension des questions and suffisant compréhension et réaction à des questions intermédiaires. Suffisant capacité d'intégrer les domaines abordés dans un contexte scientifique plus général. Suffisant structuration des réponses, précision du langage et qualité de la terminologie scientifique utilisée.
F (3.0-4.9 – Insuffisant/Échec)	Insuffisant niveau de précision et d'exactitude du rendu scientifique and insuffisant capacité à dégager les notions essentielles. Insuffisant compréhension des questions and insuffisant compréhension et réaction à des questions intermédiaires. Insuffisant capacité d'intégrer les domaines abordés dans un contexte scientifique plus général. Insuffisant structuration des réponses, précision du langage et qualité de la terminologie scientifique utilisée.
FX (0-2.9 – Très Insuffisant/Échec)	Très insuffisant niveau de précision et d'exactitude du rendu scientifique and très insuffisant capacité à dégager les notions essentielles. Très insuffisant compréhension des questions and très insuffisant compréhension et réaction à des questions intermédiaires. Très insuffisant capacité d'intégrer les domaines abordés dans un contexte scientifique plus général. Très insuffisant structuration des réponses, précision du langage et qualité de la terminologie scientifique utilisée.

6.8. Fiche d'évaluation orale

CHIMIE

Oral Assessment record sheet – Fiche d'évaluation orale – Mündliche Bewertungsbogen

École européenne de

Student/Élève/Schüler: Class/Classe/Klasse: Examiner/Examinateur/Examinator:

A. ÉVALUATION DU CONTENU (80% de la note)	A. BEWERTUNG DES INHALTES (80% der Note)	A. ASSESSMENT OF CONTENT (80% of the final mark)	Marks – Punkte – Points
1. Compréhension des questions. 2. Capacité à dégager les notions essentielles. 3. Structuration des réponses. 4. Précision et exactitude du rendu 5. Capacité d'intégrer les domaines abordés dans un contexte scientifique plus général.	1. Verständnis der Fragen. 2. Fähigkeit, die wichtigen Punkte herauszustellen. 3. Strukturierung der Antworten. 4. Korrektheit und Genauigkeit der fachlichen Präsentation. 5. Fähigkeit, erörterte Themenbereiche in einen größeren wissenschaftlichen Zusammenhang zu stellen.	1. Understanding of the questions. 2. Ability to extract the essential ideas. 3. Structuring of the answers given. 4. Detail and precision of the scientific content. 5. Appreciation of the importance of the material in an overall scientific framework.	/8
B. ÉVALUATION EN MATIÈRE DE PRÉSENTATION (20% de la note)	B. BEWERTUNG DER PRÄSENTATION (20% der Note)	B. ASSESSMENT OF PRESENTATION (20% of the mark)	Marks – Points – Punkte
1. Qualité de la terminologie scientifique utilisée 2. Compréhension et réaction à des questions intermédiaires	1. Qualität der gebrauchten Fachsprache 2. Verständnis von und Reaktion auf Zwischenfragen	1. Appropriate use of scientific terminology 2. Understanding of and response to additional questions	
3. Précision du langage	3. Sprachniveau	3. Use of language	/2
			Final mark: Note finale: Gesamtnote: <div style="text-align: right;">/10</div>

Date/Date/Datum: Nome et Signature / Name and Signature / Name und Unterschrift: