

06/2017

Programme

LFA / DFG

Chimie

Séries S / SBC / SMP

Seconde, Première et Terminale

Travail validé par le ministère de la formation et de la culture du Land de la Sarre, le ministère de la culture de la jeunesse et du sport du Land du Bade-Wurtemberg et le ministère de l'Éducation nationale de la République française

TABLE DE MATIERE

Préface	3
I. Remarques préliminaires	3
II. Idées directrices pour l'acquisition des compétences	3
Compétences disciplinaires	4
Compétences méthodologiques.....	4
Compétence de communication	5
Compétence d'évaluation.....	5
Compétence sociale et personnelle.....	5
III. Opérateurs et verbes d'action	6
Classe de Seconde S	7
A. Chimie organique	7
I. Généralités sur la chimie organique et famille de composés organiques.....	7
B. Le principe donneur-accepteur	10
I. Solutions aqueuses, conductimétrie et dosages par étalonnage	
II. Donneurs- accepteurs d'électrons ; oxydants, réducteurs et titrages suivis par colorimétrie	10
III. Donneurs-accepteurs d'ions hydrogène : acides, bases et titrages suivis par pHmétrie.....	11
Classes de Première et de Terminale SBC/SMP	12
A. Matière et particules	12
I. Modèles de l'atome et tableau périodique des éléments	12
II. Modèles des liaisons chimiques et des interactions entre atomes.....	13
B. Description de transformations chimiques	15
I. Thermodynamique des réactions chimiques.....	15
II. Cinétique des réactions chimiques	16
III. Réaction chimique et équilibre chimique d'un système.....	17
C. Principes donneur-accepteur	18
I. Réaction acido-basique selon Brønsted et titrages acide-base	18
II. Réactions d'oxydoréduction, piles et électrolyseurs.....	21
D. Chimie organique	23
I. Familles de composés en chimie organique.....	23
II. Méthodes spectroscopiques	26

PREFACE

I. Remarques préliminaires

Le programme de chimie est le résultat d'une coopération des enseignants des trois lycées franco-allemands et des représentants des inspections de la France, du Bade-Wurtemberg et de la Sarre. Il se compose de contenus issus des divers programmes et se fixe pour objectif de proposer aux élèves français et allemands une formation de base en chimie tout en respectant l'esprit des traditions d'apprentissage de la France et des deux Länder concernés.

Les contenus prévus dans ces programmes permettent au professeur de choisir d'accorder le nombre de séances nécessaire pour faire acquérir et approfondir des notions difficiles, diversifier les approches méthodologiques et entraîner à la pratique du langage scientifique.

L'intégration complète, dans une même classe, des élèves français et allemands exige de mettre l'accent davantage sur le travail linguistique que dans le cadre d'une classe ne comportant que des élèves dont la langue d'enseignement est la langue maternelle.

Le programme est présenté en deux colonnes. Dans la colonne « **compétences et contenus** » sont décrits les contenus d'enseignement ainsi que les compétences présentés dans leur contexte scientifique. Les termes écrits en italique et entre parenthèses représentent une acquisition obligatoire des compétences. Ce qui est obligatoire seulement en SBC est marqué par « {seulement en SBC} ». Tous les autres compétences et contenus sont obligatoires en SBC et en SMP.

La colonne de droite « **remarques** » donne des indications concrètes pour la mise en pratique en cours. Selon le modèle d'un « curriculum spiralaire » basé sur une approche pluridisciplinaire et transversale, des liens avec d'autres chapitres du programme de chimie sont évoqués. Les limites, quant à l'approfondissement scientifique sont également indiquées en gras et en italique.

II. Idées directrices pour l'acquisition des compétences

L'enseignement de chimie dans les classes de 2^{nde}, de 1^{ère} et de Terminale aide à construire une culture scientifique fondée sur des connaissances dans le domaine de la chimie et des autres disciplines scientifiques. Il tient compte des différentes dimensions de l'apprentissage : les contenus scientifiques, les méthodes, la communication, mais aussi la personnalité de l'élève.

L'élève est amené d'une part à développer ses compétences, à expliquer, à argumenter, à justifier et à prendre part à un débat, d'autre part à analyser, à faire des propositions, à prendre des décisions et à agir de façon appropriée.

L'enseignement de chimie développe les compétences à évaluer dans le cadre des connaissances et des méthodes étudiées en chimie ainsi que dans le cadre des implications sociales de ces connaissances. Cela suppose que l'on analyse et que l'on comprenne des phénomènes chimiques sous différentes perspectives. Par ailleurs, la chimie recourt à des savoirs, des lois et des méthodes provenant d'autres disciplines scientifiques.

En développant différentes compétences, l'enseignement de la chimie dans les classes du secondaire prépare l'élève aux études supérieures scientifiques : il introduit aux problématiques, et aux méthodes scientifiques qui sont mises en perspective avec une réflexion épistémologique. Cela exige une réflexion transdisciplinaire. La modélisation d'un phénomène, l'approche d'un problème aux différents niveaux de l'organisation de la matière et l'étude de structures chimiques complexes favorisent la capacité à l'abstraction, au changement d'échelles et à la pensée logique.

L'enseignement de la chimie dans les classes de lycée doit encourager les élèves à organiser et réguler leurs apprentissages de manière à pouvoir appliquer les connaissances et les méthodes fondamentales avec une autonomie progressivement de plus en plus grande. Il contribue ainsi à donner de bonnes bases pour la formation scientifique et la poursuite d'études supérieures (fonction propédeutique).

Les compétences à acquérir sont catégorisées en compétences liées au contenu (connaissances disciplinaires) et en compétences liées au processus d'apprentissage (méthodes aidant à l'acquisition de connaissances, à leur communication et à leur évaluation).

Compétences disciplinaires

Les élèves connaissent et savent appliquer les principes fondamentaux suivants afin d'analyser et d'expliquer des phénomènes chimiques observés.

Les **concepts de base** développés par la suite favorisent la compréhension et aident à structurer les faits traités en cours.

Concepts de base¹:

- **Constitution de la matière**
- **Relations structure-propriété**
- **Réactions chimiques**
- **Donneur-accepteur**
- **Energie**
- **Equilibre d'un système chimique**

Les élèves ont recours aux „concepts de base“ pour décrire et de structurer les contenus scientifiques de la discipline.

Ces concepts de base constituent pour les élèves des points d'appui pour une construction et structuration des connaissances selon une perspective scientifique, cela à travers leur expérience personnelle. Ils favorisent l'établissement de liens verticaux des savoirs acquis.

Par ailleurs, ils favorisent pour l'établissement de liens horizontaux entre les différents savoirs en mettant à la disposition des élèves des modèles explicatifs transférables aussi dans les autres disciplines scientifiques.

Les concepts de base, tels que celui de l'énergie, se trouvent également dans l'enseignement d'autres disciplines comme la biologie et la physique ainsi que dans différentes manifestations de la vie quotidienne et dans d'autres contextes².

Compétences méthodologiques

Les élèves abordent les phénomènes et les problématiques du domaine de la chimie. Ainsi, ils développent leurs capacités à résoudre les problèmes posés à l'aide d'expériences et d'autres méthodes spécifiques à la discipline et à les expliquer à l'aide de modèles.

Les élèves sont capables de :

- reconnaître, observer et décrire des phénomènes chimiques ; poser des questions et formuler des hypothèses afin de résoudre un problème scientifique,
- vérifier des hypothèses par voie expérimentale et exploiter les résultats en vue de répondre à une question posée,
- rechercher et exploiter des sources d'information pour obtenir des données chimiques,
- rédiger un compte-rendu scientifique explicitant les expériences menées et les résultats obtenus,
- nommer les appareils de laboratoire et les utiliser correctement,
- proposer, réaliser et exploiter des expériences simples de façon autonome et en respectant les consignes de sécurité et les aspects environnementaux,
- utiliser des modèles dans l'acquisition des connaissances et préciser leurs limites.

¹ Adaptée http://www.kmk.org/fileadmin/veroeffentlichungen_beschluesse/2004/2004_12_16-Bildungsstandards-Chemie.pdf

² http://www.kmk.org/fileadmin/veroeffentlichungen_beschluesse/2004/2004_12_16-Bildungsstandards-Chemie.pdf

Compétence de communication

Les élèves exploitent et analysent des documents scientifiques afin d'en extraire des informations, puis ils les présentent et en débattent. Ils présentent des phénomènes du domaine de la chimie à l'aide de techniques et de moyens de présentation adaptés. Les élèves sont capables de/d' :

Rechercher, structurer et traiter des informations liées à la chimie

- faire des recherches en utilisant diverses sources d'informations concernant des phénomènes chimiques et en extraire les informations pertinentes,
- convertir en d'autres formes de présentation des informations tirées de textes, de modèles, de diagrammes, de tableaux ou de représentations symboliques (représentations des entités chimiques (atomes, molécules, ions), écriture des équations chimiques, etc.),
- représenter des informations sous forme de tableaux, de diagrammes et de textes et les convertir d'une représentation symbolique en une autre,
- décrire le déroulement et le résultat de leur recherche et de leur travail d'exploitation ultérieur.

Transmettre des informations

- décrire, illustrer et expliquer des phénomènes chimiques avec des modèles et des représentations et utilisant un langage spécialisé,
- argumenter de façon correcte, logique et scientifique,
- mettre en relation les phénomènes du quotidien et les phénomènes chimiques et traduire le langage courant en langage scientifique.

Echanger des informations

- analyser avec esprit critique, structurer et présenter des informations de manière adaptée à l'auditoire,
- présenter les méthodes et les résultats d'observations, d'études et d'expériences sous forme appropriée et les utiliser pour argumenter,
- illustrer, à l'aide d'exemples, l'importance des connaissances en chimie et des industries chimiques pour un développement durable.

Compétence d'évaluation

Les élèves identifient des phénomènes chimiques dans des contextes scolaires et extrascolaires. Les connaissances chimiques leur permettent d'observer et d'analyser ces phénomènes en adoptant différents points de vue. Les élèves sont capables de/d' :

- reconnaître des phénomènes chimiques dans des situations de la vie quotidienne et établir des liens avec d'autres disciplines d'enseignement,
- évaluer l'efficacité de stratégies pour résoudre un problème,
- estimer l'exactitude de propos scientifiques et évaluer la pertinence d'informations présentées par les médias,
- établir des liens entre des situations personnelles ou de société et des découvertes et connaissances du domaine de la chimie, les discuter et les analyser de différents points de vue,
- évaluer les conséquences de comportements individuels sous l'angle de la durabilité,
- analyser et comparer les arguments pour et contre en prenant une optique écologique et économique,
- utiliser leurs connaissances afin d'évaluer des risques et des mesures de sécurité.

Compétence sociale et personnelle

Performance, fiabilité, responsabilité, autonomie, tolérance et capacité de travailler en équipe sont des dimensions des compétences personnelle et sociale. Les élèves sont capables de/d' :

- organiser leur apprentissage individuellement ou en équipe,
- mettre en œuvre, en autonomie, des stratégies d'apprentissage et des méthodes de travail adaptées à la situation, réfléchir sur les approches choisies et en évaluer les résultats,
- planifier et structurer une tâche en équipe, évaluer et représenter les résultats en équipe, évaluer leur propre comportement personnel pendant le travail collaboratif, ainsi que celui d'autres personnes coopérants dans l'équipe.

III. Opérateurs et verbes d'action

Les 17 « opérateurs » de la Conférence des ministres de l'Éducation des Länder (Kultusminister Konferenz, février 2013) retenus ici par les ministères de l'éducation du Bade-Wurtemberg et de la Sarre pour la chimie sont traduits à titre informatif et se distinguent des 29 opérateurs retenus pour la physique. Il convient de se reporter à la version allemande du tableau. Les opérateurs sont les verbes d'action à utiliser dans la formulation des consignes permettant à l'élève de comprendre la tâche qu'il doit effectuer et le niveau de complexité qui est attendu dans sa réponse. Ils correspondent plus ou moins à un des trois niveaux d'exigence I, II ou III de la KMK : I. Restitution et mobilisation de connaissances, récapitulation et description d'un phénomène, réutilisation de techniques/de savoir-faire appris en classe ; II. Analyse d'un problème et son explication, application de savoir et de savoir-faire à une problématique similaire, justification avec recours à une loi ou à une règle ; III. Transfert de savoir et de savoir-faire vers une problématique nouvelle et complexe, conception en autonomie d'une stratégie pour résoudre un problème, capacité d'évaluation de la démarche choisie en adoptant différentes perspectives. En regard de ces opérateurs, voir en annexe le tableau fourni par l'inspection générale de physique-chimie sur les « verbes d'action » qui n'a pas vocation à être modélisant mais atteste du fait que la préoccupation de rationalisation de la KMK est partagée par le MEN.

Opérateur	Description des capacités attendues
analyser	pour une problématique donnée, mettre en évidence des éléments ou des propriétés importants et préciser leurs interactions
appliquer	utiliser une relation ou une méthode connue pour étudier une situation nouvelle
exploiter	mettre en relation et interpréter des données, des résultats isolés ou d'autres éléments, puis le cas échéant en déduire une règle générale et en tirer des conséquences
justifier	expliquer des faits par des règles, des lois ou des relations de causalité
calculer	calculer des résultats à partir de valeurs de grandeurs
décrire	rendre compte de faits ou de processus de manière structurée et en ayant recours à un langage scientifique adapté
juger, évaluer	émettre un jugement autonome quant à des données en utilisant des connaissances, des méthodes et des critères disciplinaires
discuter	confronter et analyser des arguments et en déduire une conclusion
expliquer	rendre compréhensibles des phénomènes et des relations et les expliquer par des lois et règles générales
clarifier	illustrer et expliquer des éléments principaux d'un fait / objet / processus à l'aide d'exemples ou d'informations complémentaires
formuler	énoncer un résultat à partir de la description d'un fait ou d'un processus au moyen d'un texte ou d'une succession de symboles (ex. équation d'une réaction)
structurer, ordonner	catégoriser et hiérarchiser des concepts, objets, etc. à partir de certaines de leurs caractéristiques
nommer, indiquer	citer sans explications des éléments, faits, concepts ou données.
projeter	pour un problème donné, proposer un dispositif expérimental et en rédiger un protocole
schématiser	représenter de façon synthétique et précise des faits, des objets, des structures ou des résultats
comparer	trouver et représenter des similitudes et des différences de faits, structures et processus
dessiner	réaliser une représentation exacte de structures données ou observées

CLASSE DE SECONDE S

A. CHIMIE ORGANIQUE

I. Généralités sur la chimie organique et famille de composés organiques

Après une phase de rappel des notions fondamentales étudiées en collège les élèves prennent progressivement connaissance des caractéristiques, des réactions et des modèles de la chimie organique et appliquent ces connaissances. L'acquisition du vocabulaire et du langage spécifique à la chimie joue un rôle important dans la formation dispensée.

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
1 Développement de la chimie organique (1) définir la chimie organique : chimie des composés de carbone (2) identifier les familles de composés organiques suivantes par leurs groupes fonctionnels : <i>alcools, aldéhydes, cétones, acides carboxyliques, esters, amines, acides aminés, amides</i>	Historique avec la synthèse de l'urée (Wöhler) Lien avec le cours de biologie Expériences possibles : - Analyse/détection qualitative de C (carbone) et de H (hydrogène) dans des composés organiques par combustion
2 Alcanes (1) expliquer les termes suivants (<i>paraffines et hydrocarbures saturés</i>) (2) justifier la structure tétraédrique sur l'exemple du méthane (3) utiliser le modèle « VSEPR » et l'appliquer aux molécules des alcanes (4) citer les noms des premiers dix alcanes linéaires (n-alcanes) (5) écrire la formule générique d'un alcane/la série homologue des alcanes (6) déduire la formule brute et la formule développée d'un alcane ramifié à partir du nom donné à la molécule selon la nomenclature IUPAC (7) nommer les alcanes ramifiés selon les règles IUPAC (8) définir l'isomérisation de constitution (9) justifier les valeurs des grandeurs et les propriétés suivantes à l'aide de la structure des molécules : densité, température d'ébullition, solubilité, hydrophilie ou hydrophobie (10) rendre compte des interactions entre molécules par l'existence de force de type « van der Waals » (11) modéliser la combustion des alcanes à l'aide d'équations chimiques et évaluer quantitativement les émissions de dioxyde de carbone	→ non exigible : méthode de préparation du méthane ou d'autres alcanes Utilisation de modèles moléculaires ou de logiciels de représentations moléculaires
3 Cycloalcanes (1) justifier la formule brute et développée générale d'un cycloalcane à partir de l'exemple de cyclohexane	

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
7 Alcools (1) décrire la production d'éthanol par fermentation et la modéliser par une équation de réaction (2) décrire les propriétés et l'utilisation de l'éthanol (3) dessiner la formule développée de la molécule d'éthanol (groupe fonctionnel <i>hydroxyle</i>) (4) nommer les dix premiers alcools de la série homologue des alcools et les caractériser par des formules brutes et développées (5) écrire la formule générique de la série homologue des alcools (6) classer, identifier la position et le nombre des groupes hydroxyle dans une formule développée ou semi-développée (7) attribuer les qualificatifs de « primaire », « secondaire » et « tertiaire » ainsi que « monohydroxylique » et « polyhydroxylique » (« monovalent/polyvalent ») à différents alcools à partir de leur nom ou de leur formule développée (8) nommer de façon systématique (<i>IUPAC</i>) les molécules d'alcools à chaîne courte	Expériences possibles : – Fermentation de jus de fruit, détection de dioxyde de carbone et d'une substance combustible/inflammable – Réaction d'un alcool primaire et secondaire avec l'oxyde de cuivre Débat : risque sanitaire et impact social de la consommation d'alcool Facultatif Expériences adaptées à d'autres types de composés organiques : aldéhydes, cétones, acides carboxyliques

B. LE PRINCIPE DONNEUR-ACCEPTEUR

Les élèves apprennent à utiliser les dosages par étalonnage et les titrages comme moyens de déterminer expérimentalement la quantité/la concentration d'une espèce chimique, proposent et réalisent des expériences afin de déterminer les concentrations de solutés. Le lien avec la vie quotidienne permet de contextualiser les études et de donner du sens aux notions étudiées. .

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
1 Solutions aqueuses, conductimétrie et dosages par étalonnage (1) relier la notion de conductivité à la présence d'ions dissous en solution aqueuse (2) expliquer la méthode de la conductimétrie pour déterminer les concentrations de solutions (3) représenter graphiquement l'évolution de la conductivité en fonction de différents facteurs, décrire et justifier leurs allures (4) tracer des courbes d'étalonnage et les utiliser pour déterminer les concentrations de solutions (5) proposer une méthode expérimentale pour déterminer une concentration en utilisant la conductimétrie	Expérience possible : - Dosage du chlorure de sodium dans des ampoules de sérum physiologique
2 Donneurs accepteurs d'électrons ; oxydants, réducteurs et titrages suivis par colorimétrie (1) définir les notions suivantes (<i>oxydation, réduction, oxydant, réducteur, couple oxydant-réducteur</i>) (2) définir les réactions d'oxydo-réduction comme des réactions faisant intervenir un transfert d'électrons (3) écrire des demi-équations rédox (<i>oxydation, réduction</i>) et en déduire des équations de réaction d'oxydo-réduction (4) justifier l'oxydation et la réduction à partir de ressources appropriées (5) expliquer qualitativement l'évolution des quantités de matière des espèces (titrées et titrantes) lors d'un titrage (6) déterminer le point équivalent lors d'un titrage colorimétrique et déterminer des quantités et concentrations d'espèces en solution.	Les couples oxydant-réducteur sont fournis Les nombres d'oxydation sont utilisés Expérience possible - Titration du diiode par du thiosulfate de sodium : solution de concentration connue pour comprendre le principe du titrage, puis solutions de la vie quotidienne (teinture d'iode, Dakin ...)

3 Donneurs-accepteurs d'ions hydrogène : acides, bases et titrages suivis par pHmétrie (1) relier la présence et importance des ions <i>oxonium</i> et <i>hydroxyde</i> (H_3O^+ et OH^-) et le caractère acide, neutre et alcalin des solutions (2) attribuer le caractère acide, neutre, basique à une solution à l'aide de la valeur du pH (3) mettre en œuvre des méthodes expérimentales de détermination du pH (<i>indicateurs</i> et <i>pH-mètre</i>) (4) citer la définition de <i>Brønsted</i> pour les acides et les bases et appliquer cette définition sur des couples ou des équations de réaction acide-base (5) définir les réactions acide-base comme des réactions de transferts de protons et utiliser cette définition pour reconnaître une réaction acide-base (6) écrire des équations de réactions acide-base en solution aqueuse (7) expliquer le principe du titrage acide-base (<i>pour un acide fort, une base forte</i>) et décrire le dispositif expérimental de suivi pHmétrique (8) analyser les courbes de titrage, déterminer le point équivalent et conduire raisonnement et calcul permettant de déterminer des quantités/des concentrations	→ <i>le principe de fonctionnement de la sonde de pH est hors programme</i> Les couples acide-base correspondants sont indiqués. Deux manières d'écrire possibles d'écrire l'ion oxonium : $\text{H}^+_{(\text{aq.})}$ et H_3O^+ Expérience possible : - Titrage par suivi pH-métrique de solutions acides ou basiques de concentrations connues pour comprendre le principe du titrage puis titrage de solutions de concentrations inconnues (détartrant, déboucheur évier, vinaigre, ...) La méthode des tangentes peut être utilisée.
--	---

CLASSES DE PREMIERE ET DE TERMINALE SBC/SMP

A. MATIERE ET PARTICULES

I. Modèles de l'atome et tableau périodique des éléments

Les élèves développent des modèles pour représenter la constitution des atomes et testent leur pertinence et leurs limites.

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
1 Modèle noyau-cortège électronique de l'atome (1) connaître l'ordre de grandeur de la masse et la charge d'un proton, d'un neutron, d'un électron (2) décrire la constitution des atomes à l'aide du modèle <i>noyau-cortège électronique</i> (3) définir la notion d'isotope 2 Modèle quantique de l'atome (1) citer et nommer les nombres quantiques (2) utiliser les nombres quantiques pour décrire les orbitales comme des états des électrons (3) appliquer les différentes règles de remplissage afin de déterminer la configuration électronique d'un atome (<i>règle de Klechkowski, principe d'exclusion de Pauli, règle de Hund</i>) {seulement SBC} (4) expliquer la notion d'orbitale (1) (5) décrire les « formes » des orbitales „s“ et „p“ 5 Tableau périodique des éléments (1) justifier la disposition des éléments dans le tableau périodique des éléments (2) citer et justifier les propriétés des corps simples de groupes principaux et expliquer les variations de propriétés dans une période et dans une colonne donnée (3) déduire les propriétés métalliques ou d'un non-métalliques d'un corps simple de la structure de l'atome ou de la position dans le tableau périodique (4) dégager, dans le tableau périodique des éléments, des tendances qualitatives : rayon des atomes/des ions, électronégativité et énergie d'ionisation	– Modèle <i>noyau-nuage électronique</i> – Modèle des niveaux énergétiques de l'enveloppe électronique ➔ Le modèle de Bohr n'est pas utilisé – Nombre quantique principal : n – Nombre quantique secondaire : l – Nombre quantique magnétique/tertiaire : m - Nombre quantique de spin : s L'élément est un concept ; Les propriétés étudiées dans le tableau se réfèrent aux atomes, ions ou corps simples relatifs aux éléments Réactivité pour les éléments d'une même colonne

II. Modèles des liaisons chimiques et des interactions entre atomes

À partir du modèle de l'atome, les élèves développent des notions de la liaison chimique et en déduisent des propriétés des substances/molécules.

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
1 Modèle de la liaison ionique (1) expliquer la liaison ionique par l'attraction électrostatique entre cations et anions (2) définir la notion de l'énergie réticulaire (3) décrire et expliquer de manière qualitative les liens entre charge ionique, rayon ionique et énergie réticulaire (4) prévoir des propriétés de sels à partir de leur énergie réticulaire (<i>température de fusion et d'ébullition, dureté</i>) 2 Modèle de la liaison covalente (1) expliquer, à l'aide d'exemples simples, comment s'établit une liaison covalente (mise en commun de paires d'électrons) (2) définir et interpréter la notion de l'énergie d'une liaison ; citer et justifier la règle de l'octet (3) écrire les formules de Lewis de différentes molécules (4) interpréter la formation des liaisons dans les ions H_3O^+ , NH_4^+ 3 Electronégativité et polarité des liaisons (1) définir la notion d'électronégativité (2) rendre compte de la polarité ou de la non polarité de liaisons à partir des données des électronégativités des atomes engagés (3) modéliser les liaisons polaires par des dipôles électriques (4) relier électronégativité, polarité d'une liaison et énergie de liaison 4 Structure spatiale des molécules (1) décrire et justifier la structure géométrique de molécules par la méthode VSEPR (<i>C dans CH_4, N dans NH_3, O dans H_2O</i>) (2) expliquer l'écart de la valeur d'un angle par rapport à l'angle prévu par la méthode VSEPR dans une structure tétraédrique (NH_3 et H_2O) (3) déduire le caractère polaire et non polaire de molécules de type AB_2 et AB_3 à partir de la polarité des liaisons et de la géométrie moléculaire	Proposition d'expérience : – Croissance de cristaux (alun $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, NaCl , CuSO_4 , ...) → Pas de calcul de l'énergie réticulaire La loi Coulomb peut être utilisée sous sa forme simple (F proportionnelle à $q_1 \cdot q_2 \cdot r^{-2}$) Proposition d'activités : – Manipulation de modèles moléculaires ou logiciels de représentations moléculaires Exemples de molécules : H_2SO_4 , H_2SO_3 , HClO_4 , HClO_3 → Les exceptions à la règle de l'octet ne sont pas traitées → Pas de calculs Exemples de molécules : CO_2 , NH_3 , H_2O , PH_3 , BCl_3

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
5 Modèle des Orbitales moléculaires {seulement SBC} (1) décrire la formation des orbitales moléculaires à partir des orbitales atomiques (2) décrire les liaisons σ et les liaisons π et leurs caractéristiques (<i>symétrie, rotation autour des axes de liaisons</i>) 6 Forces intermoléculaires (1) décrire les forces de Van-der-Waals et les liaisons hydrogène comme des forces d'attraction entre molécules (2) rendre compte de températures d'ébullition et de solubilités par l'existence de forces intermoléculaires (3) comparer les propriétés des espèces chimiques correspondant à des molécules polaires et non polaires 7 Dissolution dans l'eau (1) décrire le modèle en trois étapes de dissolution d'un sel dans l'eau (<i>dissociation, solvation et dispersion</i>) (2) relier l'énergie de dissolution aux différentes étapes de la dissolution	Les liaisons hydrogènes sont à mettre en évidence, dans un premier temps, sur de petites molécules. Il est possible d'aborder la structure de molécules d'importance biologique, par exemple : – la structure secondaire et tertiaire des protéines (hémoglobine) – la double hélice de l'ADN

B. DESCRIPTION DES REACTIONS CHIMIQUES

I. Thermodynamique des réactions chimiques

Les élèves mesurent et calculent des grandeurs thermodynamiques. Ils prévoient ainsi les effets produits lors de transformations chimiques et le sens de réactions chimiques.

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
1 Enthalpie {seulement SBC} (1) nommer les différentes formes d'énergie lors d'une réaction chimique (2) proposer une méthode pour déterminer l'enthalpie de réaction (3) déterminer Q, la quantité d'énergie thermique transférée, à partir de la relation $Q = c \cdot m \cdot \Delta T$ (4) déterminer expérimentalement la capacité thermique C_K d'un calorimètre (« Méthode de l'équivalent en eau ») et l'enthalpie d'une réaction (5) définir les notions d'enthalpie standard ($\Delta_r H^\circ$) et d'enthalpie standard de formation ($\Delta_f H^\circ_m$) (6) appliquer la loi de Hess (7) calculer des enthalpies de réaction à partir des enthalpies de formation des réactifs et des produits (<i>conditions normales de température et de pression</i>) (8) calculer des variations d'enthalpie lors des transformations physiques (<i>enthalpie de fusion, enthalpie d'ébullition, enthalpie de sublimation</i>) 2 Prévisions sur le déroulement d'une réaction {seulement SBC} (1) expliquer qualitativement le concept de l'entropie (2) estimer, de façon qualitative, les variations d'entropie (<i>états de la matière, dissolutions/solutions, réactions avec formation de substances gazeuses, nombres de particules</i>) (3) calculer l'entropie standard de réaction ($\Delta_r S^\circ$) à partir des entropies molaires standard (S°_m) (4) calculer l'enthalpie libre de réaction standard ($\Delta_r G^\circ$) à l'aide de l'équation de Gibbs-Helmholtz $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \cdot \Delta_r S^\circ$ (5) prévoir le caractère favorisé ou défavorisé de l'évolution d'un système chimique à partir du signe de l'enthalpie libre standard de réaction.	Énergie chimique, chaleur, travail des forces de pression, lumière, énergie électrique Expérience proposée : – Combustion de carbone dans un calorimètre → La formule pour déterminer C_K ne doit pas être établie. Elle sera donnée dans les exercices. → La notion d'énergie interne n'est pas traitée en classe. Définition : l'enthalpie d'un corps simple sous des conditions normales de température et de pression (25°C, 1000 hPa) est égal à 0 Expériences proposées : – Déterminer l'enthalpie de réaction d'un acide par une base (et vice versa) – Déterminer l'enthalpie de formation du sulfure de fer (FeS) → Les calculs d'enthalpies pour les réactions ioniques ne sont pas demandés Entropie ; mesure qualitative pour : – Evaluer le « désordre » d'un système – Estimer la probabilité d'un état → Sans traitement/calcul thermodynamique Les entropies molaires standard (25°C, 1000hPa) se trouvent dans la littérature pour de nombreuses espèces chimiques.

II. Cinétique des réactions chimiques

Les élèves transfèrent le concept de vitesse, étudié en physique, aux réactions chimiques. Ils proposent et réalisent des expériences pour mesurer la vitesse d'une réaction.

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
1 Vitesse de réaction (1) donner des exemples de réactions lentes et rapides (2) définir et écrire l'expression de la vitesse de réaction (3) A partir de données concernant l'évolution des concentrations molaires en fonction du temps - tracer un graphe représentant l'évolution des concentrations et justifier l'allure de la courbe - déterminer graphiquement la vitesse instantanée et le temps de demi-réaction (4) décrire et justifier l'évolution de la vitesse de réaction 2 Facteurs influençant la vitesse de réaction (1) citer et justifier les facteurs influençant la vitesse de réaction (<i>concentration des réactifs, degré de dispersion/surface, température, catalyseur</i>) (2) expliquer les facteurs influençant la vitesse de réaction à l'aide de modèles appropriés (<i>théorie des collisions, courbe de distribution de Maxwell-Boltzmann, profil réactionnel montrant l'évolution du niveau d'énergie lors du passage des réactifs aux produits</i>) (3) comparer et justifier l'allure de différentes courbes d'évolution temporelle de concentrations de réactifs ou de produits (4) représenter et interpréter des profils réactionnels (diagrammes d'énergie) d'une réaction chimique avec et sans catalyseur (<i>évolution de l'énergie d'activation de la réaction</i>) (5) décrire, à l'aide d'exemples, le principe de la catalyse homogène et de la catalyse hétérogène	Expériences proposées : - Explosion de poussière de farine - Réaction de magnésium avec une solution de phénolphthaléine (lent) - La même réaction avec du calcium (rapide) - Réaction d'une solution acide de permanganate avec de l'acide oxalique (lent) et avec une solution de sulfite (rapide) ➔ Les calculs de l'ordre de réaction, de la constante de la vitesse et du temps de demi-réaction ne sont pas demandés Expérience possible: - Décomposition de solutions de thiosulfates de différentes concentrations dans une solution acide ➔ Étude seulement qualitative ➔ Pressions partielles hors programme pour un système à l'état gazeux ➔ Courbe de distribution de Boltzmann sans développement mathématique ➔ Représentation qualitative sans définition de l'abscisse (sans dimension) pour les profils réactionnels Expérience proposée : - Enflammer de l'hydrogène sortant d'une buse à l'aide d'une flamme ou d'un fil de platine froid ➔ Calculs basés sur la loi Arrhenius non exigés Recherche dans la littérature : - Pot catalytique, économie d'énergie par l'utilisation d'un catalyseur - Catalyse enzymatique

III. Réaction chimique et équilibre chimique d'un système

Les élèves découvrent que toutes les transformations chimiques ne sont pas totales et que le système peut atteindre un état d'équilibre dans lequel coexistent des réactifs et des produits. Ils trouvent et justifient des facteurs qui influencent l'évolution de l'équilibre d'un système et le sens de déplacement d'une réaction chimique.

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
1 Équilibre chimique (1) donner des exemples de transformations non totales, les modéliser par deux réactions se produisant simultanément en sens inverse l'une de l'autre et écrire leurs équations chimiques (2) décrire l'équilibre chimique d'un système comme un équilibre dynamique 2 Loi d'action de masse (1) utiliser, à l'équilibre, la relation de la loi d'action de masse (2) déterminer l'état d'équilibre d'un système à l'aide de la constante de l'équilibre K (3) établir la relation existant entre $\Delta_r G^\circ$ et K (<i>conditions standard</i>) $\Delta_r G^\circ = -RT \cdot \ln K \quad \text{\textit{\{seulement SBC\}}}$ (4) calculer : - la constante d'équilibre K à partir des concentrations molaires à l'équilibre - les concentrations au point d'équilibre à partir des concentrations initiales et de la constante d'équilibre 3 Déplacements d'équilibre (1) formuler le « principe de Le Chatelier » (<i>principe de déplacement d'équilibre, loi de modération</i>) (2) montrer l'importance des déplacements d'équilibre pour des procédés industriels (3) décrire et justifier les facteurs qui modifient l'état d'équilibre d'un système réactionnel (<i>changement de température, de concentration, de pression</i>)	Expérience possible : Formation de l'acide carbonique par acidification de solution d'hydrogénocarbonate et dissolution de l'acide carbonique dans l'eau pour former des ions hydrogénocarbonate ➔ <i>On n'exigera pas de calculs de constantes d'équilibre à partir des pressions partielles en phase gazeuse</i> Des évolutions de concentrations à l'équilibre peuvent être calculées pour différentes valeurs de K ou de concentrations initiales. La dépendance de la constante K de la température doit être soulignée Procédé Haber Développements historiques de procédés chimiques au niveau technologique et industriel - Il sera montré qu'un catalyseur permet d'atteindre plus rapidement un état d'équilibre mais ne modifie pas cet état d'équilibre.

C. PRINCIPES DONNEUR-ACCEPTEUR

I. Réactions acido-basiques selon Brønsted et titrages acide-base

Les élèves approfondissent le principe donneur-accepteur de proton afin de reconnaître des réactions acido-basiques. Ils proposent et réalisent des expériences pour déterminer les concentrations de solutions.

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
1 Théorie acide-base selon Brønsted (1) décrire des réactions acido-basiques avec la théorie de Brønsted-Lowry et appliquer le principe de donneur-accepteur (2) définir, selon la théorie de Brønsted, et utiliser les notions suivantes : <i>acide, base, couple acide-base (conjuguée), ampholyte</i>	Expériences proposées : – Introduction d'ammoniac dans l'eau et mesure de l'acidité – Réaction de l'ammoniac avec le chlorure d'hydrogène Reconnaître H_3O^+ comme l'ion « oxonium » L'écriture $\text{H}^+_{(\text{aq.})}$ pour l'ion oxonium est tolérée dans les équations chimiques
2 Réactions acide-base et équilibres chimiques (1) savoir que les réactions acido-basiques peuvent conduire à des équilibres chimiques	
3 L'autoprotolyse de l'eau (1) appliquer la loi d'action de masse à l'autoprotolyse de l'eau (2) déduire le produit ionique de l'eau	
4 Le pH (1) donner l'expression reliant le pH et la concentration en ions oxonium (2) utiliser la valeur du pH d'une solution pour attribuer le caractère acide/basique d'une solution (3) estimer la concentration en ions oxonium et hydroxyde à partir de la valeur du pH d'une solution	Toutes les situations proposées permettront de négliger l'influence du taux de dissociation de l'eau Le lien entre pH et pOH peut être évoqué : $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (à 25°C : $K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2\text{L}^{-2}$) TP proposé : – Mesures de pH de produits chimiques ménagers
5 Constantes d'acidité K_A (1) exprimer, à l'équilibre, la constante d'acidité à partir de l'équation de protolyse d'un acide et de la loi d'action de masse (2) associer la constante d'acidité au comportement d'un acide ou d'une base dans l'eau (3) calculer la constante de $\text{p}K_A$ (couples <i>acide/base faibles donnés, concentration et pH</i>)	Expérience proposée : – Détermination, avec un pH-mètre, du pH de l'acide chlorhydrique et de l'acide acétique dilués à la même concentration. Confronter aux valeurs de pH calculées.
6 Forces des acides et des bases (1) classer les acides et leurs bases conjuguées par force croissante (et inversement) (2) analyser la force de couples acide-base conjugués (3) prévoir l'état d'équilibre d'un système acide-base à partir de la force des acides ou des bases (4) prévoir et justifier le caractère acide, basique ou neutre d'une solution saline	Les diagrammes de prédominance peuvent être utilisés. Ou : Préviation de la gamme de pH pour des solutions de sel

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
7 Calculs et mesures expérimentales de pH (1) calculer les valeurs des pH de solutions aqueuses diluées d'acides forts et de bases fortes (2) estimer, à partir de valeurs pH, les concentrations apportées d'acides forts et de bases fortes (3) déterminer la valeur du pH d'une solution de monoacide ou de monobase faible à partir des valeurs de leur K_A et concentration initiale (4) justifier les hypothèses simplificatrices effectuées lors des calculs de pH (5) indiquer différentes méthodes de détermination expérimentale de pH (indicateurs, pH-mètres) 8 Indicateurs colorés (1) décrire le principe de fonctionnement d'un indicateur coloré à l'aide de la théorie acide-base (2) définir, en première approximation, le domaine de virage comme l'intervalle $[pK_A-1; pK_A+1]$ (3) choisir les indicateurs adaptés pour une titration 9 Titrages acide-base suivis par pHmétrie (1) décrire la méthode expérimentale pour réaliser un tirage suivi par pH-métrie et la mettre en oeuvre (2) tracer l'allure de la courbe de titrage d'un acide fort (une basse forte) par une base forte (un acide fort) (3) tracer expérimentalement la courbe de titrages de monoacides et de monobases forts et faibles (4) interpréter l'allure de courbes de titrages (5) expliquer et utiliser les notions de • saut de pH" et de point d'équivalence • zone tampon et point de demi-équivalence » (6) calculs de la valeur du pH pour des points caractéristiques : {seulement SBC} ($V=0$, $VE/2$, VE et VF) (7) déterminer la concentration d'un acide/d'une base à partir des mesures expérimentales réalisées lors d'un titrage	→ Les calculs de pH de mélanges d'un acide fort et d'un acide faible ou de mélanges d'acides faibles sont hors programme. → Pas de calculs de pH pour les corps amphotères → Pas d'attendus concernant le principe de fonctionnement de l'électrode de pH Utiliser, pour le domaine de virage, la formule $pH = pK_A (H-In / In^-) \pm 1$ (H-In : forme acide de l'indicateur coloré et In^- forme basique) Exemples d'indicateurs colorés : bleu de bromothymol, thymolphtaléine, phénolphthaléine, hélianthine (méthylorange) Expériences proposées : - Titration de l'acide chlorhydrique avec de la soude suivi à l'aide d'un pH-mètre mais aussi titrage de toute autre solution du quotidien (détergent, déboucheur canalisation, vinaigre, aspirine,...)

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
10 Solutions tampon (1) définir une solution tampon (2) expliquer le principe de fonctionnement de systèmes tampon à l'aide du concept d'équilibre (3) calculer le pH d'une solution tampon avec l'équation Henderson-Hasselbalch {seulement SBC} $pH = pK_A + \log \frac{c(A^-)}{c(HA)}$ (4) donner des exemples de solutions tampon	Expérience proposée : Addition goutte à goutte d'un acide fort ou d'une base forte ou d'eau à : – une solution aqueuse du bleu de bromothymol (pH ≈ 7) – une solution tampon équimolaire de $\text{NaH}_2\text{PO}_4/\text{Na}_2\text{HPO}_4$ colorée du bleu de bromothymol (pH ≈ 7,1) Exemples possibles : – Solution tampon acide carbonique/ hydrogénocarbonate (sang) – Solution tampon dihydrogénophosphate/hydrogénophosphate – Évoquer des systèmes tampon pour les êtres vivants

II. Réactions d'oxydo-réduction, piles et électrolyseurs

Les élèves approfondissent la notion de donneur-accepteur d'électrons pour reconnaître les réactions oxydo-réduction. Ils proposent, réalisent et interprètent des expériences pour produire et stocker l'énergie électrique.

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
1 Oxydation – Réduction (1) présenter les réactions d'oxydoréduction comme des réactions faisant intervenir des transferts d'électrons (2) définir et utiliser les notions suivantes (<i>oxydation, réduction, oxydant, réducteur couple oxydant/réducteur</i>) (3) utiliser la notion de couple donneur-accepteur aux couples oxydant-réducteurs (4) écrire des équations d'oxydoréduction à partir de demi-équations électroniques et - déterminer les nombres d'oxydation - interpréter les variations des nombres d'oxydation	Au début : Rappels de la classe de 2 ^{nde} Expériences proposées: - Réaction du magnésium et de l'air avec formation d'oxyde de magnésium et de nitrure de magnésium - Brûler de la laine d'acier dans une atmosphère d'oxygène et de chlore
2 Piles électrochimiques (1) décrire la constitution d'une pile (2) décrire la pile Daniell et son principe de fonctionnement (3) utiliser l'écriture symbolique pour les piles électrochimiques (par exemple $Zn/Zn^{2+} // Cu^{2+}/Cu$ pour la pile Daniell) (4) citer les facteurs influençant la tension aux bornes de la pile et le courant (<i>taille des électrodes, éloignement des électrodes</i>) (5) attribuer les notions d'anode et de cathode aux électrodes de la pile Daniell	Expériences proposées : Constructions de différentes piles, avec des concentrations $c [mol \cdot L^{-1}]$ différentes dans les compartiments
3 Potentiels électrochimiques (1) expliquer la création d'une tension (différence de potentiel) entre les bornes à l'aide d'un modèle approprié (2) décrire la constitution et le fonctionnement d'une électrode standard à hydrogène (3) donner la valeur du potentiel d'une électrode standard à hydrogène (4) proposer et mettre en œuvre une démarche expérimentale pour mesurer les potentiels standard d'un système redox (5) prévoir l'existence possible ou non de réactions entre un oxydant et un réducteur à l'aide du tableau des potentiels standard (6) calculer des tensions à vide aux bornes des piles à l'aide des potentiels standard	Expériences proposées : Détermination des potentiels standard des systèmes redox : Cu/Cu^{2+} et Zn/Zn^{2+} Les calculs des potentiels d'électrodes avec la relation de Nernst ne sont pas exigibles. → Seules les conditions standard seront prises en compte

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
4 Piles de concentration {seulement SBC} (1) décrire le fonctionnement d'une pile de concentration (2) effectuer un raisonnement qualitatif à l'aide du principe de Le Chatelier pour expliquer le fonctionnement d'une pile de concentration 5 Electrolyseurs (1) définir l'électrolyse (2) attribuer les notions d'anode et de cathode aux électrodes d'une cuve d'électrolyse (3) décrire les réactions à l'anode et à la cathode lors de l'électrolyse de solutions aqueuses ioniques, basiques ou acides (4) déterminer la valeur de la tension minimale nécessaire pour l'électrolyse (5) citer et appliquer les lois de Faraday {seulement SBC} (6) calculer, à partir de l'intensité du courant électrique et d'une durée de fonctionnement : • les quantités de matières des produits formées durant l'électrolyse {seulement SBC} • les concentrations finales des espèces en solution {seulement SBC} 6 Applications pratiques (1) décrire le fonctionnement et les réactions primaires, au niveau des électrodes, d'une pile Leclanché {seulement SBC} (2) décrire le fonctionnement d'un accumulateur au plomb ; écrire les équations des réactions aux électrodes lors de sa charge et de sa décharge {seulement SBC} (3) décrire le dispositif et le principe de fonctionnement d'une pile à combustible hydrogène-oxygène 7 Piles locales et corrosion {seulement SBC} (1) définir la corrosion électrochimique (2) décrire l'effet d'une pile locale sur la corrosion (3) décrire des méthodes de protection contre la corrosion (<i>passivation, galvanisation, protection</i>)	Expériences possibles : – Electrolyse d'une solution de bromure de cuivre avec des électrodes en carbone ; identification des produits de l'électrolyse – Electrolyse d'une solution de sulfate de cuivre acidifiée à l'acide sulfurique avec des électrodes en cuivre ; étude du dépôt ou de la perte en cuivre sur les électrodes {seulement SBC} La constante de Faraday peut être déterminée expérimentalement La rouille du fer est exigible, mais sans équations chimiques

D. CHIMIE ORGANIQUE

I. Famille de composés en chimie organique

Les élèves approfondissent et complètent les notions sur les familles de composés organiques étudiées en classe de seconde. Ils prévoient, à partir de la structure des molécules, les caractéristiques physiques et la réactivité de composés organiques. (Les connaissances acquises en classe de seconde sont indispensables et ne seront pas revues.)

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
1 Alcools (1) nommer de façon systématique (IUPAC) des alcools à chaîne courte (2) attribuer les qualificatifs de primaire, secondaire et tertiaire ainsi que mono- et de polyols (un à plusieurs groupes hydroxyle) à un alcool donné (3) comparer et justifier les différences dans les températures d'ébullition des alcools linéaires et des alcanes linéaires de masse moléculaire similaire (4) expliquer la différence de solubilité dans l'eau d'alcools linéaires de chaînes de longueurs différentes (5) expliquer la solubilité dans l'eau d'alcools polyhydroxyliques (6) écrire l'équation chimique modélisant l'obtention de l'éthanol à partir de l'éthène (<i>éthylène</i>) et caractériser la réaction correspondante (<i>réaction d'addition</i>) (7) citer les produits obtenus lors de l'oxydation d'alcools primaires, secondaires et tertiaires et écrire les équations chimiques correspondantes (8) déterminer les nombres d'oxydation du carbone portant le groupe hydroxyle pour les alcools primaires, secondaires et tertiaires et les produits d'oxydation de ces alcools	Expériences possibles : – Réaction de l'oxyde de cuivre (chaud) avec des alcools primaires, secondaires et tertiaires – Réaction d'une solution de permanganate de potassium acidifiée à l'acide sulfurique avec des alcools primaires, secondaires et tertiaires
2 Aldéhydes (1) décrire les tests mis en oeuvre pour identifier des aldéhydes (2) écrire l'équation des réactions mises en oeuvre lors des tests à la liqueur de Fehling ou et le réactif de « Tollens » (3) écrire les formules développées des aldéhydes suivants et utiliser la nomenclature systématique (IUPAC) (<i>formaldéhyde, acétaldéhyde</i>)	Expériences possibles : – Réaction d'un aldéhyde avec la liqueur de Fehling – Réaction d'un aldéhyde avec une solution ammoniacale de nitrate d'argent (réaction de Tollens) Le test à la DNPH peut aussi être utilisé ➔ Pour les réactions de détection : équations simplifiées sans tenir compte de la formation des complexes
3 Cétones (1) citer et mettre en oeuvre des tests chimiques permettant de distinguer aldéhydes et cétones (2) utiliser la nomenclature systématique (IUPAC) pour nommer l'acétone	Expériences possibles : – Action d'un oxydant faible sur un cétone (par exemple : l'oxyde de cuivre) – Réaction avec le réactif de Schiff – Réaction avec le réactif de Fehling

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
4 Acides carboxyliques (1) représenter les formules développée et spatiale de molécule de l'acide acétique (2) nommer les premiers cinq représentants de la série homologue des acides carboxyliques (<i>IUPAC</i>) et donner leurs formules développées (3) représenter les formules développées, donner les noms systématiques (<i>IUPAC</i>) ainsi que les noms triviaux des acides carboxyliques substitués suivants (<i>acide éthanedioïque, acide propanedioïque, acide 2-hydroxypropanoïque, acide éthanoïque halogéné</i>) (4) écrire la formule générique d'un acide α-aminé (5) donner la structure et le nom de quelques acides α-aminés (<i>acide 2-aminoéthanoïque, acide 2-aminopropanoïque</i>) (6) justifier la solubilité d'acides carboxyliques en fonction de la structure des molécules associées (7) décrire et expliquer la réaction de protolyse d'un acide carboxylique - expliquer le caractère acide des acides carboxyliques - expliquer le caractère basique des sels dérivés des acides carboxyliques 5 Esters (1) écrire l'équation de la réaction d'estérification sur l'exemple de la réaction d'un acide carboxylique avec un alcool primaire (2) modéliser l'hydrolyse d'un ester (<i>hydrolyse, saponification</i>) à l'aide d'une équation chimique (3) nommer les esters de manière systématique (<i>IUPAC</i>) 6 Graisses et acides gras (1) représenter la structure moléculaire générique des graisses (triglycéride d'acides gras) (2) donner des exemples d'acides gras (<i>acide palmitique et stéarique</i>) (3) donner l'exemple d'un acide carboxylique insaturé (<i>acide oléique</i>) (4) écrire l'équation chimique de la saponification d'une graisse (triglycéride d'acides gras) en milieu fortement basique (5) justifier le terme de saponification (6) donner la structure d'un savon (7) expliquer le terme de « tensioactif » (8) décrire les propriétés tensioactives et l'effet nettoyant des savons	- Connaissance des noms triviaux de : - acide méthanoïque - acide éthanoïque - acide butanoïque - acide éthanedioïque - acide propanedioïque - acide 2-hydroxypropanoïque Expériences possibles : - Réaction du magnésium avec de l'acide éthanoïque - Détection de la basicité d'une solution de méthanoate de sodium - Comparaison des valeurs pH de solutions de l'acide chlorhydrique et de l'acide éthanoïque de la même concentration Expérience possible : - Réaction du propan-1-ol avec de l'acide éthanoïque et quelques gouttes d'acide sulfurique Expérience possible : - Fabrication d'un savon Expérience possible : - Réaction de l'acide oléique (un volume dilué dans un volume de heptane) avec de l'eau de brome

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
7 Polycondensats (1) expliquer les notions de « monomère » et de « polymère » (2) décrire une expérience pour produire un polycondensat (3) expliquer le principe de polycondensation et l'appliquer à des exemples (4) associer les propriétés de polyesters et de polyamides à la structure des molécules (<i>thermoplastiques, thermodurcissables</i>) (5) donner des exemples de synthèses, propriétés et utilisations des plastiques (<i>PET, nylon</i>) (6) citer et analyser des exemples de recyclage de déchets plastiques (<i>thermique, mécanique, hydrolyse</i>) 8 Benzène et ses dérivés {seulement SBC} (1) représenter les formules brute et développée du benzène (2) expliquer la géométrie de la molécule du benzène et la structure des liaisons carbone-carbone (3) décrire les propriétés du benzène et son utilisation et évaluer les risques sanitaires (<i>rapport exposition-risque</i>) (4) illustrer la mésomérie et « l'énergie de stabilisation mésomérique » sur l'exemple du benzène (5) nommer et écrire les formules développées de dérivés simples du benzène (<i>toluol, o-, m-, p-xylol, benzaldéhyde, acide benzoïque, phénol</i>) <i>{seulement SBC}</i> (6) décrire la réaction du benzène avec du dibrome, établir l'équation chimique et caractériser la nature de la réaction (7) écrire et expliquer le mécanisme de la substitution électrophile aromatique à l'aide d'équations des actes élémentaires du mécanisme et de formules développées (8) justifier le type de réaction à partir de la structure de la molécule du benzène (9) rendre compte de l'alkylation du benzène par transfert du mécanisme de la substitution électrophile	Expériences possibles: – Synthèse d'acide polylactique – Réaction d'acide citrique avec de l'éthane-1,2-diol – Synthèse de nylon 6,10 → À l'école, l'utilisation de benzène dans le cadre de l'expérimentation n'est pas autorisée Expérience possible: – Réaction de dibrome avec du toluène en présence de chlorure d'aluminium comme catalyseur (milieu anhydre)

II. Méthodes spectroscopiques

Les élèves interprètent les spectres pour en extraire des informations sur la structure des molécules et pour déterminer la concentration d'espèces colorées en solution.

Compétences et contenus <i>Les élèves sont capables de/d'</i>	Remarques
1 Spectroscopie UV-visible (1) établir le lien entre couleur et longueur d'onde au maximum d'absorption de substances organiques ou inorganiques (2) écrire et utiliser la loi Lambert-Beer	Exemples possibles d'espèces chimiques : chlorophylle, vin rouge Expériences possibles : – Mesures de concentrations à l'aide de spectromètres (solution d'espèces colorées, fer dans un vin, cuivre II ou ion permanganate dans solutions antiseptiques, ...)
2 Spectroscopie IR (1) établir les relations entre fréquence, nombre d'onde et longueur d'onde (2) déterminer des groupes fonctionnels présents dans une molécule à l'aide de spectres IR et de tableaux de donnée de nombres d'onde caractéristiques de liaisons (3) identifier la présence de liaisons hydrogène grâce à des spectres IR	Rechercher des informations dans des tableaux
3 Spectroscopie de masse {seulement SBC} {facultatif, mais recommandé pour SMP} (1) expliquer le principe de la spectroscopie de masse de façon qualitative (2) déterminer des masses moléculaires à partir des spectres de masse	