

## Description détaillée du programme – MCNS

## Thème 12 – La structure atomique (3 heures)

## 12.1 La configuration électronique des atomes

3 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
12.1.1	Expliquer de quelle manière les données relatives aux énergies de première ionisation le long des périodes apportent la preuve de l'existence des niveaux principaux et des sous-niveaux d'énergie dans les atomes.	3	<b>TdC</b> : quelles méthodes de connaissance utilise-t-on pour interpréter une preuve indirecte ? Est-ce que nous croyons à leur existence ou en avons-nous la connaissance ?
12.1.2	Expliquer de quelle manière les données d'énergie d'ionisation successives sont en relation avec la configuration électronique d'un atome.	3	<b>Objectif global 7</b> : des tableurs, des bases de données et des logiciels de modélisation peuvent être utilisés ici.
12.1.3	Exprimer les énergies relatives des orbitales s, p, d et f dans un seul niveau d'énergie donné.	1	<b>Objectif global 7</b> : des simulations peuvent être utilisées ici.
12.1.4	Exprimer le nombre maximal d'orbitales dans un niveau d'énergie donné.	1	
12.1.5	Représenter la forme d'une orbitale s et celle des orbitales $p_x$ , $p_y$ et $p_z$ .	1	<b>TdC</b> : la défaillance des concepts classiques de position et de quantité de mouvement constitue un autre exemple des limitations de l'expérience quotidienne. Le besoin d'une représentation probabilistique à l'échelle atomique montre que la connaissance humaine est, en fin de compte, limitée.
12.1.6	Appliquer le principe de l'Aufbau, la règle de Hund et le principe d'exclusion de Pauli pour écrire les configurations électroniques des atomes et des ions jusqu'à $Z = 54$ .	2	Pour $Z = 23$ , la configuration électronique complète est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ et la configuration électronique abrégée est $[\text{Ar}]4s^2 3d^3$ ou $[\text{Ar}]3d^3 4s^2$ . Les exceptions à ce principe doivent être connues pour le chrome et le cuivre. Les élèves doivent être familiarisés avec la représentation du spin de l'électron dans une orbitale par une flèche dans un carré.

## Thème 13 – La périodicité (4 heures)

### 13.1 Les tendances dans la troisième période

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
13.1.1	Expliquer l'état physique (aux conditions standard) et la conductivité électrique (à l'état fondu) des chlorures et des oxydes des éléments de la troisième période en fonction de leurs liaisons et de leur structure.	3	Inclure les oxydes et les chlorures suivants : <ul style="list-style-type: none"> <li>• Oxydes : <math>\text{Na}_2\text{O}</math>, <math>\text{MgO}</math>, <math>\text{Al}_2\text{O}_3</math>, <math>\text{SiO}_2</math>, <math>\text{P}_4\text{O}_6</math> et <math>\text{P}_4\text{O}_{10}</math>, <math>\text{SO}_2</math> et <math>\text{SO}_3</math>, <math>\text{Cl}_2\text{O}</math> et <math>\text{Cl}_2\text{O}_7</math> ;</li> <li>• Chlorures : <math>\text{NaCl}</math>, <math>\text{MgCl}_2</math>, <math>\text{Al}_2\text{Cl}_6</math>, <math>\text{SiCl}_4</math>, <math>\text{PCl}_3</math> et <math>\text{PCl}_5</math>, et <math>\text{Cl}_2</math>.</li> </ul>
13.1.2	Décrire les réactions avec l'eau du chlore et des chlorures mentionnés à l'énoncé 13.1.1.	2	

### 13.2 Première rangée d'éléments du bloc d

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
13.2.1	Énumérer les propriétés caractéristiques des éléments de transition.	1	Les exemples proposés doivent inclure : états d'oxydation variables, formations d'ions complexes, existence de composés colorés et propriétés catalytiques.
13.2.2	Expliquer pourquoi Sc et Zn ne sont pas considérés comme des éléments de transition.	3	
13.2.3	Expliquer l'existence d'états d'oxydation variables des ions des éléments de transitions.	3	Les élèves doivent savoir que tous les éléments de transition peuvent présenter l'état d'oxydation +2. En outre, ils doivent être familiarisés avec les états d'oxydation des éléments suivants : Cr (+3, +6), Mn (+4, +7), Fe (+3) et Cu (+1).
13.2.4	Définir le terme <i>ligand</i> .	1	
13.2.5	Décrire et expliquer la formation de complexes d'éléments du bloc d.	3	Inclure $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ , $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ , $[\text{CuCl}_4]^{2-}$ et $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ . Seuls les ligands monodentates seront envisagés.
13.2.6	Expliquer pourquoi certains complexes des éléments du bloc d sont colorés.	3	Les élèves doivent seulement savoir que les sous-niveaux des orbitales d sont scindés en deux ensembles d'orbitales d'énergies différentes et que les transitions qui interviennent entre elles sont responsables de la couleur des complexes.

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
13.2.7	Exprimer des exemples d'action catalytique des éléments de transition et de leurs composés.	1	Les exemples proposés doivent inclure : <ul style="list-style-type: none"> <li>• <math>\text{MnO}_2</math> dans la décomposition du peroxyde d'hydrogène ;</li> <li>• <math>\text{V}_2\text{O}_5</math> dans le procédé de contact ;</li> <li>• Fe dans le procédé Haber et dans l'hème ;</li> <li>• Ni dans la conversion des alcènes en alcanes ;</li> <li>• Co dans la vitamine <math>\text{B}_{12}</math> ;</li> <li>• Pd et Pt dans les convertisseurs catalytiques.</li> </ul> Les mécanismes d'action ne seront pas évalués.
13.2.8	Résumer l'importance économique des catalyseurs dans le procédé de contact et le procédé Haber.	2	<b>Objectif global 8</b>

## Thème 14 – La liaison chimique (5 heures)

### 14.1 Formes des molécules et des ions

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
14.1.1	Prédire la forme et les angles de liaison pour des espèces renfermant des centres de cinq et six charges négatives sur la base de la <i>Théorie de la répulsion des paires d'électrons de valence</i> (modèle RPEV).	3	Les exemples proposés doivent inclure $\text{PCl}_5$ , $\text{SF}_6$ , $\text{XeF}_4$ et $\text{PF}_6^-$ . <b>Objectif global 7</b> : il existe des simulations interactives pour illustrer ce modèle.

### 14.2 L'hybridation

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
14.2.1	Décrire les liaisons $\sigma$ et $\pi$ .	2	Inclure les notions suivantes : <ul style="list-style-type: none"> <li>• les liaisons <math>\sigma</math>, résultant du recouvrement axial d'orbitales ;</li> <li>• les liaisons <math>\pi</math> résultent du recouvrement latéral des orbitales p parallèles ;</li> <li>• la formation d'une liaison double comportant une liaison <math>\sigma</math> et une liaison <math>\pi</math> ;</li> <li>• la formation d'une liaison triple comportant une liaison <math>\sigma</math> et deux liaisons <math>\pi</math>.</li> </ul>

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
14.2.2	Expliquer l'hybridation en termes de fusion d'orbitales atomiques pour former de nouvelles orbitales qui participeront à la liaison.	3	Les élèves doivent connaître l'hybridation $sp$ , $sp^2$ et $sp^3$ , ainsi que la forme et l'orientation de ces orbitales hybrides. <b>TdC</b> : l'hybridation est-elle un processus réel ou bien un système mathématique ?
14.2.3	Identifier et expliquer les relations entre la structure de Lewis, la géométrie moléculaire et le type d'hybridation ( $sp$ , $sp^2$ et $sp^3$ ).	3	Les élèves doivent envisager des exemples tirés de la chimie inorganique et de la chimie organique.

### 14.3 La délocalisation des électrons $\pi$

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
14.3.1	Décrire la délocalisation des électrons $\pi$ et expliquer comment elle permet de rendre compte de la structure de certaines substances.	3	Les exemples proposés doivent inclure $NO_3^-$ , $NO_2^-$ , $CO_3^{2-}$ , $O_3$ , $RCOO^-$ et le benzène. <b>TdC</b> : Kekulé prétendait que l'inspiration pour la structure cyclique du benzène lui était venue dans un rêve. Quel rôle les modes de la connaissance moins rationnels jouent-ils dans l'acquisition de la connaissance scientifique ? Qu'est-ce qui distingue une hypothèse scientifique d'une hypothèse non scientifique : son origine ou la manière dont elle est vérifiée ?

## Thème 15 – L'énergétique (8 heures)

### 15.1 Variation d'enthalpie standard de réaction

1 h 30

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
15.1.1	Définir et appliquer les termes <i>état standard</i> , <i>variation d'enthalpie standard de formation</i> ( $\Delta H_f^\ominus$ ) et <i>variation d'enthalpie standard de combustion</i> ( $\Delta H_c^\ominus$ ).	2	
15.1.2	Déterminer la variation d'enthalpie d'une réaction en recourant aux variations d'enthalpie standard de formation et de combustion.	3	

## 15.2 Le cycle de Born-Haber

2 h 30

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
15.2.1	Définir et appliquer les termes <i>enthalpie de réseau</i> et <i>affinité électronique</i> .	2	
15.2.2	Expliquer comment la taille relative et la charge des ions influent sur l'enthalpie de réseau de différents composés ioniques.	3	La valeur relative de l'enthalpie de réseau théorique augmente lorsque la charge ionique augmente et lorsque le rayon ionique diminue, en raison de l'augmentation des forces attractives.
15.2.3	Construire un cycle de Born-Haber pour les oxydes et les chlorures des groupes 1 et 2, et l'utiliser pour calculer une variation d'enthalpie.	3	
15.2.4	Discuter de la différence entre les valeurs théoriques et expérimentales relatives à l'enthalpie de réseau des composés ioniques en termes de leur caractère covalent.	3	Un écart significatif entre les deux valeurs traduit un caractère covalent.

## 15.3 L'entropie

1 h 30

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
15.3.1	Exprimer et expliquer les facteurs qui augmentent l'entropie d'un système.	3	
15.3.2	Prédire si la variation d'entropie ( $\Delta S$ ) pour une réaction ou un processus donnés est positive ou négative.	3	
15.3.3	Calculer la variation d'entropie standard pour une réaction ( $\Delta S^\ominus$ ) à partir des valeurs d'entropie absolue ( $S^\ominus$ ).	2	

## 15.4 La spontanéité d'une réaction

2 h 30

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
15.4.1	Prédire si une réaction ou un processus sera spontané à partir du signe de $\Delta G^\ominus$ .	3	

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
15.4.2	Calculer la variation $\Delta G^\ominus$ d'une réaction en utilisant l'équation $\Delta G^\ominus = \Delta H^\ominus - T\Delta S^\ominus$ et à partir des valeurs numériques des variations d'énergie libre standard de formation $\Delta G_f^\ominus$ .	2	
15.4.3	Prédire l'influence d'une variation de température sur la spontanéité d'une réaction, en utilisant l'entropie standard et les variations d'enthalpie et l'équation $\Delta G^\ominus = \Delta H^\ominus - T\Delta S^\ominus$	3	

## Thème 16 – La cinétique chimique (6 heures)

### 16.1 Expression de la vitesse

3 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
16.1.1	Distinguer les termes <i>constante de vitesse</i> , <i>ordre global de réaction</i> et <i>ordre de réaction</i> par rapport à un réactif particulier.	2	
16.1.2	Déduire l'expression de vitesse pour une réaction à partir de données expérimentales.	3	<b>Objectif global 7 :</b> des expériences virtuelles peuvent être utilisées ici.
16.1.3	Résoudre des problèmes qui font intervenir l'expression de vitesse.	3	
16.1.4	Esquisser, identifier et analyser les graphiques pour des réactions d'ordre zéro, d'ordre un et d'ordre deux.	3	Les élèves doivent être familiarisés avec les graphiques de variation de concentration en fonction du temps et de vitesse en fonction de la concentration.

## 16.2 Mécanisme réactionnel

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
16.2.1	Expliquer que les réactions peuvent se produire en plus d'une étape et que l'étape la plus lente détermine la vitesse de la réaction (étape déterminante de la vitesse).	3	
16.2.2	Décrire la relation entre le mécanisme de réaction, l'ordre de réaction et l'étape déterminante de la vitesse.	2	Seuls les exemples portant sur les réactions se produisant en une ou deux étapes dont le mécanisme est connu seront évalués. <b>TdC :</b> seule la concordance entre l'équation de vitesse et un mécanisme suggéré fournit une preuve supportant un mécanisme de réaction. La divergence infirme le mécanisme.

## 16.3 L'énergie d'activation

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
16.3.1	Décrire qualitativement la relation entre la constante de vitesse ( $k$ ) et la température ( $T$ ).	2	
16.3.2	Déterminer les valeurs de l'énergie d'activation ( $E_a$ ) à partir de l'équation d'Arrhenius par une méthode graphique.	3	L'équation d'Arrhenius et sa forme logarithmique se trouvent dans le <i>Recueil de données de chimie</i> . L'utilisation de systèmes d'équations ne sera pas évaluée.

## Thème 17 – L'équilibre (4 heures)

### 17.1 L'équilibre liquide-vapeur

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
17.1.1	Décrire l'équilibre qui s'établit entre un liquide et sa propre vapeur et de quelle manière il est influencé par les variations de température.	2	
17.1.2	Esquisser les graphiques illustrant la relation entre la pression de vapeur et la température et expliquer cette relation sur la base de la théorie cinétique.	3	

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
17.1.3	Exprimer et expliquer la relation entre l'enthalpie de vaporisation, la température d'ébullition et les forces intermoléculaires.	3	

## 17.2 La loi de l'équilibre

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
17.2.1	Résoudre des problèmes d'équilibre homogène en utilisant l'expression de $K_c$ .	3	L'utilisation d'équations quadratiques ne sera pas évaluée.

## Thème 18 – Les acides et les bases (10 heures)

### 18.1 Calculs relatifs aux acides et aux bases

4 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
18.1.1	Exprimer la constante d'autoprotolyse (produit ionique) de l'eau, ( $K_e$ ) ou ( $K_w$ ).	1	
18.1.2	Étant donné les valeurs de $K_e$ correspondant à différentes températures, déduire $[H^+(aq)]$ et $[OH^-(aq)]$ pour l'eau à ces mêmes températures.	3	
18.1.3	Résoudre des problèmes qui font intervenir $[H^+(aq)]$ , $[OH^-(aq)]$ , pH et pOH.	3	
18.1.4	Exprimer l'équation de la réaction de tout acide faible ou base faible avec l'eau et en déduire les expressions de $K_a$ et de $K_b$ .	1	Seuls les exemples qui font intervenir le transfert d'un seul proton seront évalués.
18.1.5	Résoudre des problèmes qui font intervenir des solutions d'acides et de bases faibles en utilisant les expressions : $K_a \times K_b = K_e$ $pK_a + pK_b = pK_e$ $pH + pOH = pK_e$ .	3	Les élèves doivent préciser les approximations faites dans les calculs relatifs à l'équilibre. L'utilisation d'équations quadratiques ne sera pas évaluée.
18.1.6	Identifier la force relative d'acides et de bases à partir de leurs valeurs de $K_a$ , $K_b$ , $pK_a$ et $pK_b$ .	2	



## 18.2 Les solutions tampons

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
18.2.1	Décrire la composition d'une solution tampon et expliquer son action.	3	
18.2.2	Résoudre des problèmes qui font intervenir la composition et le pH d'un tampon déterminé.	3	<p>Seuls les exemples qui font intervenir le transfert d'un seul proton seront évalués. Les exemples proposés doivent inclure les solutions ammoniac/chlorure d'ammonium et acide éthanoïque/éthanoate de sodium.</p> <p>Les élèves doivent préciser les approximations faites dans les calculs relatifs à l'équilibre. L'utilisation d'équations quadratiques ne sera pas évaluée.</p> <p><b>Objectif global 7 :</b> des expériences virtuelles peuvent servir de démonstrations dans ce cas.</p>

## 18.3 L'hydrolyse des sels

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
18.3.1	Déduire si des sels dissous conduisent à l'apparition d'une solution aqueuse acide, basique ou neutre.	3	<p>Les exemples proposés doivent inclure les quatre types de sels obtenus par combinaison d'un acide fort ou faible avec une base forte ou faible. L'influence de la densité de charges des cations des groupes 1, 2 et 3 et des éléments du bloc d devrait également être envisagée. Par exemple :</p> $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}(\text{aq}) \longrightarrow [\text{Fe}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$

## 18.4 Les titrages acide-base

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
18.4.1	Esquisser l'allure générale des graphiques représentant l'évolution du pH en fonction du volume dans le cas de titrages impliquant des acides et des bases fort(e)s et faibles et expliquer leurs caractéristiques importantes.	3	<p>Seuls les exemples qui font intervenir le transfert d'un seul proton seront évalués. Les caractéristiques importantes sont :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• l'interception avec l'axe du pH ;</li> <li>• le point d'équivalence ;</li> <li>• la zone tampon ;</li> <li>• les points où <math>\text{p}K_a = \text{pH}</math> ou <math>\text{p}K_b = \text{pOH}</math>.</li> </ul> <p><b>Objectif global 7 :</b> l'acquisition de données, des bases de données, des tableurs et des simulations sont tous possibles ici.</p>

## 18.5 Les indicateurs colorés

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
18.5.1	Décrire qualitativement le fonctionnement d'un indicateur acide-base.	2	Se référer à une réaction du type $\text{HIn}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{In}^-(\text{aq})$ couleur A                      couleur B
18.5.2	Exprimer et expliquer de quelle manière la zone de pH correspondant au virage d'un indicateur est en rapport avec la valeur de son $pK_a$ .	3	
18.5.3	Identifier l'indicateur approprié à un titrage étant donné le point d'équivalence du titrage et la zone de pH de l'indicateur.	2	Des exemples d'indicateurs sont présentés dans le <i>Recueil de données de chimie</i> .

## Thème 19 – L'oxydoréduction (5 heures)

### 19.1 Les potentiels standard d'électrode

3 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
19.1.1	Décrire l'électrode standard à hydrogène.	2	
19.1.2	Définir le terme <i>potentiel standard d'électrode</i> ( $E^\ominus$ ).	1	
19.1.3	Calculer la force électromotrice d'une pile à partir des potentiels standard d'électrode.	2	
19.1.4	À l'aide des valeurs des potentiels standard d'électrode, prédire si une réaction est spontanée.	3	

## 19.2 L'électrolyse

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
19.2.1	Prédire et expliquer la nature des produits formés au cours de l'électrolyse de solutions aqueuses.	3	Les explications doivent faire intervenir les valeurs de $E^\ominus$ , la nature de l'électrode et la concentration de l'électrolyte. Parmi les exemples, on inclura l'eau, le chlorure de sodium en solution aqueuse et le sulfate de cuivre(II) en solution aqueuse. <b>Objectif global 7</b> : des expériences virtuelles peuvent servir de démonstrations dans ce cas.
19.2.2	Déterminer les quantités relatives de produits formés au cours de l'électrolyse.	3	Les facteurs à considérer sont la charge de l'ion, l'intensité du courant et la durée de l'électrolyse.
19.2.3	Décrire l'utilisation de l'électrolyse dans la galvanoplastie.	2	<b>Objectif global 8</b>

## Thème 20 – Chimie organique (10 heures)

### 20.1 Introduction

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
20.1.1	Déduire les formules structurales des composés comptant jusqu'à six atomes de carbone et qui renferment l'un des groupements fonctionnels suivants : amine, amide, ester et nitrile.	3	Dans les formules structurales condensées, on peut utiliser $\text{NH}_2$ , $\text{CONH}_2$ , $-\text{COOC}-$ et $\text{CN}$ pour ces groupements.
20.1.2	Appliquer les règles de l'UICPA pour nommer les composés comptant jusqu'à six atomes de carbone et qui renferment l'un des groupements fonctionnels suivants : amine, amide, ester et nitrile.	2	

## 20.2 Les réactions de substitution nucléophile

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
20.2.1	Expliquer pourquoi l'ion hydroxyde est un meilleur nucléophile que l'eau.	3	
20.2.2	Décrire et expliquer comment la vitesse de la substitution nucléophile des halogénoalcane par l'ion hydroxyde dépend de la nature de l'halogène.	3	
20.2.3	Décrire et expliquer comment la vitesse de la substitution nucléophile des halogénoalcane par l'ion hydroxyde dépend du caractère primaire, secondaire ou tertiaire de l'halogénoalcane.	3	
20.2.4	Décrire, à l'aide d'équations, les réactions de substitution des halogénoalcane avec l'ammoniac et le cyanure de potassium.	2	
20.2.5	Expliquer les réactions des halogénoalcane avec l'ammoniac et le cyanure de potassium en termes de mécanisme $S_N2$ .	3	
20.2.6	Décrire, à l'aide d'équations, la réduction des nitriles par l'hydrogène en présence d'un catalyseur au nickel.	2	

## 20.3 Les réactions d'élimination

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
20.3.1	Décrire, à l'aide d'équations, l'élimination de HBr chez les bromoalcane.	2	
20.3.2	Décrire et expliquer le mécanisme de l'élimination de HBr chez les bromoalcane.	3	

## 20.4 Les réactions de condensation

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
20.4.1	Décrire, à l'aide d'équations, les réactions des alcools avec les acides carboxyliques pour former des esters et exprimer les utilisations des esters.	2	Les mécanismes ne seront pas évalués.
20.4.2	Décrire, à l'aide d'équations, les réactions des amines avec les acides carboxyliques.	2	Les mécanismes ne seront pas évalués.
20.4.3	Déduire les structures des polymères formés par réaction des alcools avec les acides carboxyliques.	3	Mettre l'accent sur la nécessité de la présence de deux groupements fonctionnels sur chaque monomère. Inclure le polyester formé à partir de l'éthane-1,2-diol et de l'acide benzène-1,4-dicarboxylique. Inclure l'identification de l'unité structurale répétitive.
20.4.4	Déduire les structures des polymères formés par réaction des amines avec les acides carboxyliques.	3	Mettre l'accent sur la nécessité de la présence de deux groupements fonctionnels sur chaque monomère. Inclure le polyamide formé à partir du 1,6-diaminohexane et de l'acide hexanedioïque. Inclure l'identification de l'unité structurale répétitive.
20.4.5	Résumer l'importance économique des réactions de condensation.	2	<b>Objectif global 8</b>

## 20.5 Les mécanismes réactionnels

1 heure

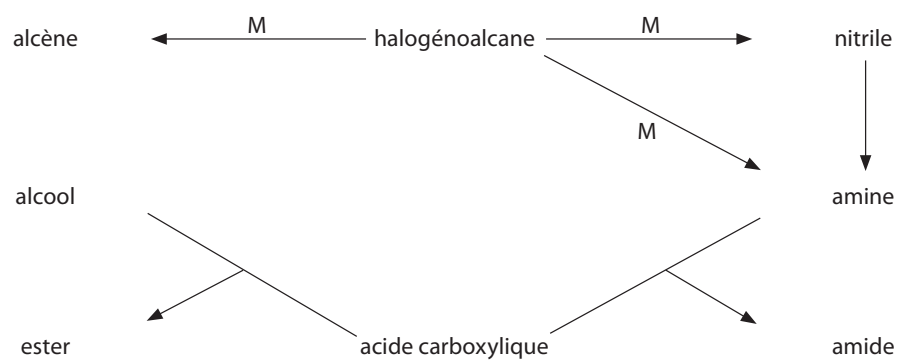
	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
20.5.1	Déduire les mécanismes réactionnels à partir des matières premières et du produit.	3	Les conversions impliquant plus de deux étapes ne seront pas évaluées. Les réactifs, les conditions et les équations doivent être inclus. Par exemple, la conversion du 1-bromopropane en 1-aminobutane (1-butylamine) peut s'effectuer en deux étapes : le 1-bromopropane peut réagir avec le cyanure de potassium pour former le 1-cyanopropane (propanenitrile) qui peut être réduit par chauffage avec l'hydrogène en présence de nickel comme catalyseur.

## 20.6 La stéréoisométrie

3 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
20.6.1	Décrire les stéréoisomères comme des composés de même formule structurale, mais dont l'arrangement des atomes dans l'espace est différent.	2	
20.6.2	Décrire et expliquer l'isométrie géométrique dans les alcènes non cycliques.	3	Inclure les préfixes <i>cis-</i> et <i>trans-</i> et le terme <i>absence de rotation</i> .
20.6.3	Décrire et expliquer l'isométrie géométrique des cycloalcanes en C <sub>3</sub> et en C <sub>4</sub> .	3	Inclure les dérivés dichlorés du cyclopropane et du cyclobutane.
20.6.4	Expliquer la différence de propriétés physiques et chimiques entre des isomères géométriques.	3	Inclure le <i>cis-</i> et le <i>trans-</i> 1,2-dichloroéthène comme exemples de différence de températures d'ébullition et les acides <i>cis-</i> et <i>trans-</i> but-2-ène-1,4-dioïque comme exemples de la différence de comportement lors du chauffage.
20.6.5	Décrire et expliquer l'isométrie optique dans des molécules organiques simples.	3	Inclure des exemples tels que butan-2-ol et le 2-bromobutane. Le terme <i>asymétrique</i> peut être utilisé pour décrire un atome de carbone lié à quatre atomes ou groupes différents. Le terme <i>chiral</i> peut être utilisé pour décrire un atome de carbone lié à quatre atomes ou groupes différents, et aussi pour décrire la molécule elle-même. Inclure la signification des termes <i>énantiomère</i> et <i>mélange racémique</i> . <b>TdC</b> : l'existence des isomères optiques a fourni une preuve indirecte que le carbone établit des liaisons au centre d'un tétraèdre. Cela constitue un exemple du pouvoir du raisonnement qui nous permet l'accès à l'échelle moléculaire. Est-ce que nous croyons ou avons la connaissance que ces atomes de carbone sont à coordinance tétraédrique ? L'utilisation des conventions pour représenter les molécules tridimensionnelles en deux dimensions peut également être discutée.
20.6.6	Résumer l'utilisation d'un polarimètre pour distinguer les isomères optiques.	2	Inclure la signification du terme <i>plan de polarisation de la lumière</i> .
20.6.7	Comparer les propriétés physiques et chimiques des énantiomères.	3	

Le diagramme ci-dessous résume les types de composés et de réactions présentés dans ce thème.



M = mécanisme requis