

## Description détaillée du programme – Tronc commun

## Thème 1 – Chimie quantitative (12 h 30)

## 1.1 Le concept de mole et la constante d'Avogadro

2 heures

**TdC :** l'attribution de nombres aux masses des éléments chimiques a permis à la chimie de devenir une science physique et d'utiliser les mathématiques pour exprimer les relations entre les réactifs et les produits.

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.1.1	Appliquer le concept de mole aux substances.	2	Le concept de mole s'applique à tous genres de particules : atomes, molécules, ions, électrons, unités formulaires, etc. La quantité de substance est mesurée en moles (mol). La valeur approchée de la constante d'Avogadro ( $N_A$ ou $L$ ), $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ , doit être connue. <b>TdC :</b> la chimie traite de sujets présentant d'énormes différences d'échelle. La grandeur de la constante d'Avogadro n'a pas de commune mesure avec notre expérience quotidienne.
1.1.2	Déterminer le nombre de particules et la quantité de substance (en moles).	3	Opérer la conversion entre la quantité de substance (en moles) et le nombre d'atomes, de molécules, d'ions, d'électrons et d'unités formulaires.

## 1.2 Les formules chimiques

3 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.2.1	Définir les termes <i>masse atomique relative</i> ( $A_r$ ) et <i>masse moléculaire relative</i> ( $M_r$ ).	1	
1.2.2	Calculer la masse d'une mole d'une espèce à partir de sa formule.	2	Le terme <i>masse molaire</i> (en $\text{g mol}^{-1}$ ) sera utilisé.
1.2.3	Résoudre des problèmes qui font intervenir la relation entre la quantité de substance en moles, la masse et la masse molaire.	3	
1.2.4	Distinguer les termes <i>formule empirique</i> et <i>formule moléculaire</i> .	2	

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.2.5	Déterminer la formule empirique à partir de la composition centésimale ou d'autres données expérimentales.	3	<b>Objectif global 7</b> : des expériences virtuelles peuvent servir de démonstrations dans ce cas.
1.2.6	Déterminer la formule moléculaire à partir de la formule empirique et de données expérimentales.	3	

### 1.3 Les équations chimiques

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.3.1	Déduire les équations chimiques quand tous les réactifs et les produits sont donnés.	3	Les élèves doivent pouvoir faire la différence entre coefficients et indices.
1.3.2	Identifier la proportion stœchiométrique (rapport molaire) de deux espèces dans une équation chimique.	2	
1.3.3	Appliquer à l'écriture des équations chimiques les symboles précisant l'état physique des espèces chimiques (s), (l), (g) et (aq).	2	<b>TdC</b> : quand ces symboles sont-ils nécessaires à la compréhension et quand sont-ils redondants ?

### 1.4 Les relations massiques et volumétriques dans les réactions chimiques

4 h 30

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.4.1	Calculer des rendements théoriques à partir d'équations chimiques.	2	À partir d'une équation chimique et de la masse ou de la quantité (en moles) d'une espèce, calculer la masse ou la quantité de matière d'une autre espèce.
1.4.2	Déterminer la nature du réactif limitant et celle du réactif en excès lorsque les quantités des substances en réaction sont fournies.	3	<b>Objectif global 7</b> : des expériences virtuelles peuvent être utilisées ici.
1.4.3	Résoudre des problèmes qui font intervenir des rendements théorique, expérimental et en pourcentage.	3	
1.4.4	Appliquer la loi d'Avogadro pour calculer les volumes de gaz en réaction.	2	

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.4.5	Appliquer dans les calculs le concept de volume molaire mesuré dans les conditions normales de température et de pression (CNTP ou TPN) et dans les conditions standard de température et de pression (CSTP ou TPS).	2	Le volume molaire d'un gaz parfait dans les conditions normales de température et de pression (CNTP), soit 0°C (273,15 K) et 1 atm (101,3 kPa), est de $2,24 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$ ( $22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$ ). Le volume molaire d'un gaz parfait dans les conditions standard de température et de pression (CSTP), soit 25°C (298,15 K) et 1 bar (100 kPa), est de $2,45 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$ ( $24,5 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$ ).
1.4.6	Résoudre des problèmes qui font intervenir la relation entre la température, la pression et le volume pour une masse donnée d'un gaz parfait.	3	<b>Objectif global 7</b> : des expériences virtuelles peuvent servir de démonstrations dans ce cas.
1.4.7	Résoudre des problèmes en utilisant l'équation des gaz parfaits, $PV = nRT$ .	3	<b>TdC</b> : la distinction entre les échelles Celsius et Kelvin comme exemples d'une échelle naturelle et d'une échelle artificielle peut être discutée.
1.4.8	Analyser des graphiques se rapportant à l'équation des gaz parfaits.	3	

## 1.5 Les solutions

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.5.1	Distinguer les termes <i>soluté</i> , <i>solvant</i> , <i>solution</i> et <i>concentration</i> ( $\text{g dm}^{-3}$ et $\text{mol dm}^{-3}$ ).	2	La concentration d'une substance, exprimée en $\text{mol dm}^{-3}$ , est souvent représentée par la formule de la substance placée entre crochets. Exemple : [HCl].
1.5.2	Résoudre des problèmes qui font intervenir la concentration, la quantité de soluté et le volume de la solution.	3	

## Thème 2 – La structure atomique (4 heures)

### 2.1 L'atome

#### 1 heure

**TdC** : quelle est la signification du modèle de l'atome dans divers domaines de la connaissance ? Les théories et les modèles que les scientifiques créent sont-ils des descriptions exactes de la nature ou sont-ils surtout des interprétations utiles pour la prédiction, l'explication et le contrôle de la nature ?

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants												
2.1.1	Exprimer la position des protons, des neutrons et des électrons au sein de l'atome.	1	<b>TdC</b> : aucune de ces particules ne peut (ou ne pourra) faire l'objet d'une observation directe. Quels modes de la connaissance utilise-t-on pour interpréter une preuve indirecte, obtenue par le biais de la technologie ? Est-ce que nous croyons à leur existence ou en avons-nous la connaissance ?												
2.1.2	Exprimer les masses relatives et les charges relatives des protons, des neutrons et des électrons.	1	Les valeurs acceptées sont : <table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td></td> <td>masse relative</td> <td>charge relative</td> </tr> <tr> <td>proton</td> <td>1</td> <td>+1</td> </tr> <tr> <td>neutron</td> <td>1</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>électron</td> <td><math>5 \times 10^{-4}</math></td> <td>-1</td> </tr> </table>		masse relative	charge relative	proton	1	+1	neutron	1	0	électron	$5 \times 10^{-4}$	-1
	masse relative	charge relative													
proton	1	+1													
neutron	1	0													
électron	$5 \times 10^{-4}$	-1													
2.1.3	Définir les termes <i>nombre de masse (A)</i> , <i>numéro atomique (Z)</i> et <i>isotopes d'un élément</i> .	1													
2.1.4	Déduire le symbole pour un isotope étant donné son nombre de masse et son numéro atomique.	3	La notation suivante peut-être utilisée : ${}^A_ZX$ . Par exemple, ${}^{12}_6C$												
2.1.5	Calculer le nombre de protons, de neutrons et d'électrons dans des atomes et des ions à partir de leur nombre de masse, de leur numéro atomique et de leur charge.	2													
2.1.6	Comparer les propriétés des isotopes d'un élément.	3													
2.1.7	Discuter des usages des radioisotopes.	3	Les exemples proposés doivent inclure le ${}^{14}C$ dans la datation au radiocarbone, le ${}^{60}Co$ en radiothérapie et le ${}^{131}I$ et le ${}^{125}I$ comme traceurs radioactifs en médecine. <b>Objectif global 8</b> : les élèves doivent être conscients des dangers que présentent les radioisotopes pour les êtres vivants, mais ils doivent également justifier leur utilité à l'aide des exemples ci-dessus.												

## 2.2 Le spectromètre de masse

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
2.2.1	Décrire et expliquer le fonctionnement d'un spectromètre de masse.	3	Le schéma d'un spectromètre à simple faisceau est requis. Parmi les étapes de son fonctionnement, on mentionnera : la vaporisation, l'ionisation, l'accélération, la déflexion et la détection. <b>Objectif global 7 :</b> des simulations peuvent être utilisées pour illustrer le fonctionnement d'un spectromètre de masse.
2.2.2	Décrire de quelle manière le spectromètre de masse peut être utilisé pour déterminer la masse atomique relative en utilisant l'échelle $^{12}\text{C}$ .	2	
2.2.3	Calculer les valeurs non entières des masses atomiques relatives et l'abondance des isotopes à partir de données.	2	

## 2.3 La configuration électronique des atomes

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
2.3.1	Décrire le spectre électromagnétique.	2	Les élèves doivent être capables d'identifier les régions ultraviolette, visible et infrarouge du spectre et de décrire la variation de la longueur d'onde, de la fréquence et de l'énergie dans le spectre. <b>TdC :</b> l'existence de la spectroscopie infrarouge et de la spectroscopie ultraviolette dépend de la technologie. Qu'est-ce que cela implique par rapport à la connaissance ?
2.3.2	Distinguer un <i>spectre continu</i> et un <i>spectre de raies</i> .	2	
2.3.3	Expliquer le lien entre les raies du spectre d'émission de l'hydrogène et les niveaux d'énergie de l'électron.	3	Les élèves doivent être capables de représenter un diagramme des niveaux d'énergie, de montrer les transitions entre niveaux d'énergie différents et de constater que les raies d'un spectre sont en relation directe avec ces différences d'énergie. Une compréhension du phénomène de la convergence des raies spectrales est attendue. Les séries de raies doivent être envisagées dans les régions ultraviolette, visible et infrarouge du spectre. Les calculs, la connaissance des nombres quantiques et des références historiques ne seront pas évalués. <b>Objectif global 7 :</b> des simulations interactives modélisant le comportement des électrons dans l'atome d'hydrogène peuvent être utilisées.

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
2.3.4	Déduire la configuration électronique de l'atome et de l'ion d'un élément jusqu'à $Z = 20$ .	3	Par exemple, 2.8.7 ou 2,8,7 pour l'élément dont $Z = 17$ . <b>TdC :</b> en représentant graphiquement un atome, nous avons une image d'un monde invisible. Quelles méthodes de la connaissance nous permettent-elles d'accéder au monde microscopique ?

## Thème 3 – La périodicité (6 heures)

**TdC :** Les premiers découvreurs des éléments ont permis à la chimie de franchir un grand pas sans autre chose que de simples appareils rudimentaires, souvent issus d'une pseudoscience, l'alchimie. Les travaux de recherche de Lavoisier sur l'oxygène, qui rendirent caduque la théorie du phlogistique concernant la chaleur, peuvent servir d'exemple à une discussion sur le changement de paradigme.

**Dimension internationale :** la découverte des éléments et leur classification est une histoire qui sert à illustrer la manière dont le progrès s'effectue par delà les frontières nationales grâce au partage de l'information.

### 3.1 Le tableau périodique

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
3.1.1	Décrire la répartition des éléments dans le tableau périodique en fonction de la valeur croissante du numéro atomique.	2	Les noms et les symboles des éléments se trouvent dans le <i>Recueil de données de chimie</i> . L'historique du tableau périodique ne sera pas évalué. <b>TdC :</b> l'accent peut être mis sur le pouvoir de prédiction de la classification périodique de Mendeleïev. Il représente un exemple de « scientifique » et de « preneur de risques ».
3.1.2	Distinguer les termes <i>groupes</i> et <i>périodes</i> .	2	Le système de numérotation des groupes dans le tableau périodique est illustré dans le <i>Recueil de données de chimie</i> . Les élèves doivent aussi connaître la position des éléments de transition dans le tableau périodique.
3.1.3	Appliquer la relation entre la configuration électronique des éléments et leur position dans le tableau périodique jusqu'à l'élément dont $Z = 20$ .	2	
3.1.4	Appliquer la relation entre le nombre d'électrons qui occupent le niveau d'énergie maximale d'un élément et sa position dans le tableau périodique.	2	

## 3.2 Les propriétés physiques

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
3.2.1	Définir les termes <i>énergie de première ionisation</i> et <i>électronégativité</i> .	1	
3.2.2	Décrire et expliquer la tendance à la périodicité du rayon atomique, du rayon ionique, des énergies de première ionisation, de l'électronégativité et des températures de fusion chez les métaux alcalins (Li → Cs) et les halogènes (F → I).	3	Les données de toutes ces propriétés sont présentées dans le <i>Recueil de données de chimie</i> . Les explications concernant la périodicité des quatre premières grandeurs doivent se fonder sur l'équilibre entre l'attraction exercée par le noyau sur les électrons et la répulsion mutuelle des électrons. Des explications basées sur la charge effective du noyau ne sont pas requises.
3.2.3	Décrire et expliquer la tendance à la périodicité du rayon atomique, du rayon ionique, des énergies de première ionisation et de l'électronégativité chez les éléments de la troisième période.	3	<b>Objectif global 7 :</b> des bases de données et des simulations peuvent être utilisées.
3.2.4	Comparer les valeurs relatives d'électronégativité de deux ou plusieurs éléments en fonction de leur position dans le tableau périodique.	3	

## 3.3 Les propriétés chimiques

3 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
3.3.1	Discuter des analogies et des différences de propriétés chimiques des éléments au sein d'un même groupe.	3	Les réactions suivantes doivent être envisagées : <ul style="list-style-type: none"> <li>réactions des métaux alcalins (Li, Na et K) avec l'eau ;</li> <li>réactions des métaux alcalins (Li, Na et K) avec les halogènes (Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> et I<sub>2</sub>) ;</li> <li>réactions des halogènes (Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> et I<sub>2</sub>) avec les ions halogénures (Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup> et I<sup>-</sup>).</li> </ul>
3.3.2	Discuter de l'évolution de caractère, d'ionique à covalent et de basique à acide, des oxydes au sein de la troisième période.	3	Les équations pour les réactions de Na <sub>2</sub> O, MgO, P <sub>4</sub> O <sub>10</sub> et SO <sub>3</sub> avec l'eau sont requises. <b>Objectif global 8 :</b> de nombreux procédés industriels à grande échelle et les moteurs à combustion produisent des oxydes de non-métaux. Ces gaz acides sont responsables de la pollution des lacs et des forêts et de la pollution locale en milieu urbain.

## Thème 4 – La liaison chimique (12 h 30)

### 4.1 La liaison ionique

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
4.1.1	Décrire la liaison ionique comme le résultat de l'attraction électrostatique entre des ions de charges opposées.	2	
4.1.2	Décrire de quelle façon la formation d'ions résulte d'un transfert d'électron(s).	2	
4.1.3	Déduire la nature des ions qui seront formés lorsque des éléments des groupes 1, 2 et 3 perdent un (des) électron(s).	3	
4.1.4	Déduire la nature des ions qui seront formés lorsque des éléments des groupes 5, 6 et 7 captent un (des) électron(s).	3	
4.1.5	Exprimer que les éléments de transition sont susceptibles de former plus d'un ion.	1	Inclure des exemples tels que $\text{Fe}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}$ .
4.1.6	Prédire si un composé binaire présente un caractère ionique à partir de la position des éléments dans le tableau périodique ou à partir des valeurs de leur électronégativité.	3	
4.1.7	Exprimer la formule des ions polyatomiques courants formés de non-métaux des deuxième et troisième périodes.	1	Les exemples envisagés incluent : $\text{NO}_3^-$ , $\text{OH}^-$ , $\text{SO}_4^{2-}$ , $\text{CO}_3^{2-}$ , $\text{PO}_4^{3-}$ , $\text{NH}_4^+$ , $\text{HCO}_3^-$ .
4.1.8	Décrire la structure en réseau des composés ioniques.	2	Les élèves doivent être capables de décrire la structure du chlorure de sodium comme exemple de réseau ionique.

### 4.2 La liaison covalente

6 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
4.2.1	Décrire la liaison covalente comme le résultat de l'attraction électrostatique entre une paire d'électrons et des noyaux de charges positives.	2	Les liaisons simples et les liaisons multiples doivent être envisagées. Les exemples proposés doivent inclure $\text{O}_2$ , $\text{N}_2$ , $\text{CO}_2$ , $\text{HCN}$ , $\text{C}_2\text{H}_4$ (éthène) et $\text{C}_2\text{H}_2$ (éthyne).
4.2.2	Décrire de quelle façon la formation d'une liaison covalente résulte d'une mise en commun d'électron(s).	2	L'étude des liaisons covalentes datives est requise. Les exemples envisagés incluent $\text{CO}$ , $\text{NH}_4^+$ et $\text{H}_3\text{O}^+$ .





### 4.3 Les forces intermoléculaires

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
4.3.1	Décrire les types de forces intermoléculaires (attractions entre des molécules qui possèdent des dipôles temporaires, des dipôles permanents ou des liaisons hydrogène) et expliquer comment elles résultent des caractéristiques structurales des molécules.	3	Le terme <i>forces de Van der Waals</i> peut être utilisé pour décrire l'interaction entre les molécules non polaires.
4.3.2	Décrire et expliquer comment les forces intermoléculaires influent sur la température d'ébullition des substances.	3	La présence de liaisons hydrogène peut être illustrée en comparant : <ul style="list-style-type: none"> <li>• HF et HCl ;</li> <li>• H<sub>2</sub>O et H<sub>2</sub>S ;</li> <li>• NH<sub>3</sub> et PH<sub>3</sub> ;</li> <li>• CH<sub>3</sub>OCH<sub>3</sub> et CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH ;</li> <li>• CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>CHO et CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH.</li> </ul>

### 4.4 La liaison métallique

0 h 30

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
4.4.1	Décrire la liaison métallique sous la forme d'attraction électrostatique entre un réseau d'ions positifs et des électrons délocalisés.	2	
4.4.2	Expliquer la conductivité électrique et la malléabilité des métaux.	3	<b>Objectif global 8</b> : les élèves doivent apprécier l'importance économique de ces propriétés et l'impact que la production à grande échelle du fer et d'autres métaux produit sur le monde.

### 4.5 Les propriétés physiques

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
4.5.1	Comparer et expliquer les propriétés de substances présentant différents types de liaisons.	3	Les exemples proposés doivent inclure les températures de fusion et d'ébullition, la conductivité électrique et la solubilité dans les solvants polaires et non polaires.

## Thème 5 – L'énergétique (8 heures)

### 5.1 Réactions exothermiques et endothermiques

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
5.1.1	Définir les termes <i>réaction exothermique</i> , <i>réaction endothermique</i> et <i>variation d'enthalpie standard de réaction</i> ( $\Delta H^\ominus$ ).	1	La variation d'enthalpie standard représente le transfert d'énergie thermique dans les conditions standard de pression 101,3 kPa et de température 298 K. Seule $\Delta H$ peut être mesurée, car on ne peut mesurer $H$ à l'état initial et à l'état final du système.
5.1.2	Exprimer que la combustion et la neutralisation sont des processus exothermiques.	1	
5.1.3	Appliquer la relation entre la variation de température, la variation d'enthalpie et le fait qu'une réaction soit exothermique ou endothermique.	2	
5.1.4	À partir d'un diagramme enthalpique, déduire la stabilité relative des réactifs et des produits, et le signe de la variation d'enthalpie de la réaction correspondante.	3	

### 5.2 Calculs de variations d'enthalpie

3 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
5.2.1	Calculer la variation d'énergie thermique lorsque la température d'une substance pure est modifiée.	2	Les élèves doivent être capables de calculer la variation d'énergie thermique d'une substance étant donné la masse de la substance, sa chaleur massique (chaleur spécifique) et la variation de température à l'aide de l'équation $q = mc\Delta T$ .
5.2.2	Concevoir des méthodes expérimentales appropriées pour mesurer les variations d'énergie thermique de réactions.	3	Les élèves doivent étudier des réactions en solution aqueuse et des réactions de combustion. L'utilisation d'une bombe calorimétrique et la calibration de calorimètres ne seront pas évaluées. <b>Objectif global 7 :</b> des enregistreurs de données et des bases de données peuvent être utilisés ici.
5.2.3	Calculer la variation d'enthalpie d'une réaction en utilisant des données expérimentales relatives aux variations de température, aux quantités de réactifs et à la masse d'eau.	2	

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
5.2.4	Évaluer les résultats d'expériences visant à déterminer des variations d'enthalpie.	3	Les élèves doivent connaître les hypothèses portant sur les pertes de chaleur et les erreurs qui leur sont dues. <b>TdC</b> : quels critères utilise-t-on pour juger si les écarts entre les valeurs expérimentales et les valeurs théoriques sont dus aux limitations expérimentales ou aux hypothèses théoriques ?

### 5.3 La loi de Hess

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
5.3.1	Déterminer la variation d'enthalpie d'une réaction qui représente le bilan de deux ou trois réactions dont les variations d'enthalpie sont connues.	3	Les élèves doivent être capables d'utiliser des cycles enthalpiques et des diagrammes de niveaux enthalpiques simples et de manipuler des équations sans toutefois devoir exprimer la loi de Hess. <b>TdC</b> : en tant qu'exemple de la conservation de l'énergie, cela illustre l'unification des idées issues de différents domaines de la science.

### 5.4 L'enthalpie de liaison

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
5.4.1	Définir le terme <i>enthalpie moyenne de liaison</i> .	1	
5.4.2	Expliquer, en termes d'enthalpies moyennes de liaison, pourquoi certaines réactions sont exothermiques et d'autres endothermiques.	3	

## Thème 6 – La cinétique chimique (5 heures)

### 6.1 La vitesse de réaction

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
6.1.1	Définir le terme <i>vitesse de réaction</i> .	1	
6.1.2	Décrire des méthodes expérimentales appropriées pour mesurer des vitesses de réactions.	2	<b>Objectif global 7 :</b> des enregistreurs de données peuvent servir à recueillir des données et à construire des graphiques. <b>TdC :</b> il faut insister sur la nature empirique du thème. Les résultats expérimentaux peuvent appuyer la théorie, mais ne la prouvent pas.
6.1.3	Analyser des données relatives à des expériences de mesures de vitesses de réaction.	3	Les élèves doivent être familiarisés avec les graphiques de variation de concentration, de volume et de masse en fonction du temps.

### 6.2 La théorie des collisions

3 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
6.2.1	Décrire la théorie cinétique en termes de mouvement de particules dont l'énergie moyenne est proportionnelle à la température en kelvins.	2	
6.2.2	Définir le terme <i>énergie d'activation</i> , $E_a$ .	1	
6.2.3	Décrire la théorie des collisions.	2	Les élèves doivent savoir que la vitesse de réaction dépend : <ul style="list-style-type: none"> <li>• de la fréquence des collisions ;</li> <li>• du nombre de particules dont <math>E \geq E_a</math></li> <li>• de la géométrie ou de l'orientation appropriée des collisions.</li> </ul>
6.2.4	Prédire et expliquer, en utilisant la théorie des collisions, l'effet qualitatif de la taille des particules, de la température, de la concentration et de la pression sur la vitesse d'une réaction.	3	<b>Objectif global 7 :</b> des simulations interactives peuvent servir de démonstrations dans ce cas.
6.2.5	Esquisser et expliquer qualitativement la courbe de distribution de l'énergie de Maxwell-Boltzmann pour une quantité donnée de gaz à différentes températures et ses conséquences sur les variations de la vitesse de réaction.	3	Les élèves doivent être capables d'expliquer pourquoi l'aire sous la courbe est constante et ne varie pas avec la température. <b>Objectif global 7 :</b> des simulations interactives peuvent servir de démonstrations dans ce cas.
6.2.6	Décrire l'effet de la présence d'un catalyseur sur une réaction chimique.	2	

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
6.2.7	Esquisser et expliquer les courbes de Maxwell-Boltzmann pour des réactions avec et sans catalyseur.	3	

## Thème 7 – L'équilibre (5 heures)

### 7.1 Équilibre dynamique

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
7.1.1	Résumer les caractéristiques de systèmes chimiques et physiques à l'état d'équilibre.	2	<b>Objectif global 7 :</b> des tableurs et des simulations peuvent être utilisés ici.

### 7.2 Position de l'équilibre

4 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
7.2.1	Déduire l'expression de la constante d'équilibre ( $K_c$ ) à partir de l'équation d'une réaction en milieu homogène.	3	Considérer des gaz, des liquides et des solutions aqueuses.
7.2.2	Déduire l'état d'avancement d'une réaction sur la base de l'ordre de grandeur de la constante d'équilibre.	3	Lorsque $K_c \gg 1$ , la réaction peut être considérée comme complète. Lorsque $K_c \ll 1$ , la réaction n'a quasiment pas lieu.
7.2.3	Appliquer le principe de Le Chatelier pour prédire les effets qualitatifs de variations de température, de pression et de concentration sur la position de l'équilibre et sur la valeur de la constante d'équilibre.	2	Les élèves ne sont pas tenus d'exprimer le principe de Le Chatelier. <b>Objectif global 7 :</b> il existe des simulations qui permettent de modéliser le comportement des systèmes à l'équilibre.
7.2.4	Exprimer et expliquer l'effet d'un catalyseur sur l'état d'équilibre d'une réaction.	3	
7.2.5	Appliquer les concepts de la cinétique et de l'équilibre à des processus industriels.	2	Le procédé Haber et le procédé de contact constituent des exemples appropriés. <b>Objectif global 8 :</b> une étude de cas sur Fritz Haber peut être envisagée pour discuter du rôle des scientifiques dans la société.

## Thème 8 – Les acides et les bases (6 heures)

### 8.1 Théories des acides et des bases

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
8.1.1	Définir les <i>acides</i> et les <i>bases</i> selon les théories de Brønsted-Lowry et de Lewis.	1	<b>TdC</b> : discuter de la valeur que présente l'utilisation de différentes théories pour expliquer le même phénomène. Quelle est la relation entre profondeur et simplicité ?
8.1.2	Déduire si une espèce peut ou non se comporter comme un acide ou une base de Brønsted-Lowry et/ou de Lewis.	3	
8.1.3	Déduire la formule de l'acide (de la base) conjugué(e) de toute base (ou acide) de Brønsted-Lowry.	3	Les élèves doivent indiquer clairement la position du proton transféré, par exemple la notation $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ est préférable à $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2/\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ .

### 8.2 Les propriétés des acides et des bases

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
8.2.1	Résumer les propriétés caractéristiques des acides et des bases en solution aqueuse.	2	Les bases qui ne sont pas hydroxylées, telles que l'ammoniac, les carbonates solubles et les hydrogénocarbonates, doivent être envisagées. Les alcalis sont des bases solubles dans l'eau. Les élèves doivent envisager les effets sur les indicateurs, les réactions des acides avec les bases, les métaux et les carbonates.

### 8.3 Acides forts et acides faibles, bases fortes et bases faibles

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
8.3.1	Distinguer <i>acides forts</i> et <i>acides faibles</i> , <i>bases fortes</i> et <i>bases faibles</i> en termes d'importance de la dissociation, de réaction avec l'eau et de conductivité.	2	<b>Objectif global 8</b> : bien que les solutions faiblement acides ne présentent généralement pas de danger immédiat, elles n'en causent pas moins des dommages à long terme. Les élèves peuvent envisager les effets des précipitations acides sur les édifices en pierre calcaire et sur les êtres vivants.

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
8.3.2	Exprimer si un acide/une base donné(e) est fort(e) ou faible.	1	Les élèves doivent connaître l'acide chlorhydrique, l'acide nitrique et l'acide sulfurique comme exemples d'acides forts, ainsi que les acides carboxyliques et l'acide carbonique (dioxyde de carbone aqueux) comme acides faibles.  Les élèves doivent connaître tous les hydroxydes des éléments du groupe 1 et l'hydroxyde de baryum comme bases fortes, ainsi que l'ammoniac et les amines comme bases faibles.
8.3.3	Distinguer <i>acides et bases forts ou faibles</i> , et déterminer les forces relatives des acides et des bases, en utilisant des données expérimentales.	2	

## 8.4 L'échelle de pH

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
8.4.1	À l'aide de l'échelle de pH, distinguer des solutions aqueuses <i>acides, basiques ou neutres</i> .	2	
8.4.2	Parmi diverses solutions aqueuses, identifier la solution la plus acide ou la plus basique sur la base de leur valeur de pH respective.	2	Les élèves doivent être familiarisés avec l'utilisation d'un pH-mètre et d'un indicateur universel.
8.4.3	Exprimer que chaque variation d'une unité de pH représente une variation d'un facteur dix de la concentration en ion hydrogène $[H^+(aq)]$ .	1	Relier les valeurs entières du pH à $[H^+(aq)]$ exprimée en puissances de 10. Le calcul du pH à partir de $[H^+(aq)]$ n'est pas requis. <b>TdC</b> : la distinction entre échelles artificielle et naturelle peut être discutée.
8.4.4	Déduire les variations de $[H^+(aq)]$ lorsque le pH d'une solution varie de plus d'une unité de pH.	3	<b>Objectif global 8</b> : une étude des effets de petites variations de pH dans des environnements naturels peut être envisagée.



## Thème 9 – L'oxydoréduction (7 heures)

**Objectif global 8 :** la révolution industrielle a été la conséquence de la production massive du fer par un procédé de réduction. Cependant, le fer retourne spontanément à sa forme oxydée. Quel prix continuons-nous à payer en termes d'énergie et de déchets pour choisir un métal si facilement sujet à l'oxydation, et pourquoi l'avoir choisi ?

### 9.1 Introduction à l'oxydation et à la réduction

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
9.1.1	Définir <i>oxydation</i> et <i>réduction</i> en termes de perte ou de gain d'électrons.	1	
9.1.2	Déduire le nombre d'oxydation d'un élément dans un composé.	3	Les nombres d'oxydation doivent être notés sous la forme d'un signe (+ ou -) suivi d'un chiffre. Par exemple, +7 pour Mn dans $\text{KMnO}_4$ . <b>TdC :</b> les nombres d'oxydation sont-ils « réels » ?
9.1.3	Exprimer les noms des composés en utilisant les nombres d'oxydation.	1	Dans la nomenclature des composés, les nombres d'oxydation sont représentés par des chiffres romains, par exemple, oxyde de fer(II), oxyde de fer(III). <b>TdC :</b> la chimie a développé un langage systématique qui a rendu désuets les anciens noms. Qu'est-ce qui a été perdu et gagné dans ce processus ?
9.1.4	À l'aide des nombres d'oxydation, déduire si un élément est oxydé ou réduit au cours d'une réaction.	3	

### 9.2 Les équations redox

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
9.2.1	Déduire des demi-équations simples d'oxydation et de réduction étant donné les espèces participant à une réaction redox.	3	
9.2.2	Déduire des équations redox à l'aide de demi-équations.	3	$\text{H}^+$ et $\text{H}_2\text{O}$ interviendront, le cas échéant, pour équilibrer (pondérer) les demi-équations en solution acide. La pondération des équations des réactions en solution alcaline ne sera pas évaluée.
9.2.3	Définir les termes <i>agent oxydant</i> et <i>agent réducteur</i> .	1	
9.2.4	Identifier les agents oxydants et les agents réducteurs dans des équations redox.	2	

### 9.3 La réactivité

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
9.3.1	Déduire une série de réactivité à partir du comportement d'un groupe d'agents oxydants et d'agents réducteurs.	3	Les exemples envisagés incluent les réactions de déplacement des métaux et des halogènes. Les potentiels standard d'électrode ne seront pas évalués.
9.3.2	À partir d'une série de réactivité donnée, déduire la faisabilité d'une réaction redox.	3	Les élèves n'ont pas à se rappeler une série de réactivité spécifique.

### 9.4 Les piles voltaïques

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
9.4.1	Expliquer la manière dont une réaction redox sert à produire de l'électricité dans une pile voltaïque.	3	Un schéma doit être inclus pour montrer comment deux demi-piles peuvent être reliées par un pont salin. Des exemples de demi-piles sont fournis par Mg, Zn, Fe et Cu, en contact avec une solution de leurs ions respectifs.
9.4.2	Exprimer que l'oxydation se produit à l'électrode négative (anode) et la réduction, à l'électrode positive (cathode).	1	

### 9.5 Les cellules d'électrolyse

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
9.5.1	Décrire, à l'aide d'un schéma, les composantes essentielles d'une cellule d'électrolyse.	2	Le schéma doit inclure la source de courant électrique et les conducteurs, les électrodes positive et négative et l'électrolyte.
9.5.2	Exprimer que l'oxydation se produit à l'électrode négative (anode) et la réduction, à l'électrode positive (cathode).	1	
9.5.3	Décrire la circulation du courant dans une cellule d'électrolyse.	2	

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
9.5.4	Déduire les produits de l'électrolyse d'un sel fondu.	3	Les demi-équations qui montrent la formation des produits à chaque électrode seront évaluées. <b>Objectif global 8 :</b> ce processus (qui a nécessité la découverte de l'électricité) a permis d'obtenir des métaux réactifs, tels que l'aluminium, à partir de leurs minerais. Par la suite, cela a permis à l'ingénierie et à la technologie d'effectuer des progrès qui ont amélioré notre qualité de vie. Contrairement au fer, l'aluminium n'est pas susceptible de se corroder et c'est un matériau qui remplace le fer dans bon nombre de ses applications.


## Thème 10 – Chimie organique (12 heures)

**Dimension internationale, objectif global 8 :** à notre époque, nous commençons à constater les conséquences de l'utilisation des combustibles fossiles comme principale source d'énergie. Il existe une vaste gamme de produits dérivés des combustibles fossiles issus de la prolifique chimie du carbone. Cela soulève la question : « leur valeur est-elle trop grande pour qu'ils soient brûlés » ?

### 10.1 Introduction

4 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
10.1.1	Décrire les caractéristiques d'une série homologue	2	Inclure les caractéristiques suivantes : même formule générale, la série des composés ne différant que par $\text{CH}_2$ , la similitude des propriétés chimiques et la gradation des propriétés physiques.
10.1.2	Prédire et expliquer l'évolution des températures d'ébullition au sein d'une série homologue.	3	

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
10.1.3	Distinguer formule <i>empirique</i> , formule <i>moléculaire</i> et formule <i>structurale</i> .	2	<p>Une formule structurale est celle qui montre sans ambiguïté l'arrangement des atomes dans la molécule.</p> <p>Une formule structurale complète (parfois appelée formule développée) illustre chaque atome et chaque liaison. Par exemple, pour l'hexane, la formule développée s'écrira :</p> $  \begin{array}{cccccc}  & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\  &   &   &   &   &   &   \\  \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} - \text{H} \\  &   &   &   &   &   &   \\  & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H}  \end{array}  $ <p>Une formule structurale condensée peut omettre les liaisons entre les atomes et peut montrer les groupes identiques regroupés à l'intérieur de parenthèses. Par exemple dans le cas de l'hexane :</p> <p><math>\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3</math> ou <math>\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3</math>.</p> <p>Dans les formules structurales condensées, on peut utiliser la lettre R pour représenter un groupe alkyle et  pour représenter le cycle du benzène.</p> <p>Bien que des formules stylisées soient utilisées pour représenter des structures plus complexes dans le <i>Recueil de données de chimie</i>, ces formules ne seront pas acceptées dans les réponses aux examens.</p> <p><b>TdC :</b> l'utilisation de différentes formules illustre la valeur de différents modèles plus ou moins détaillés.</p>
10.1.4	Décrire les isomères structuraux comme des composés de même formule moléculaire, mais dont l'arrangement des atomes est différent.	2	La distinction entre différents types d'isomérisme structurale, tels que l'isomérisme de chaîne, l'isomérisme de position et l'isomérisme de fonction n'est pas nécessaire. La connaissance de la stéréoisomérisme n'est pas requise dans le tronc commun.
10.1.5	Déduire les formules structurales d'isomères d'alcane non cycliques jusqu'en $\text{C}_6$ .	3	Inclure les alcanes à chaîne linéaire et à chaîne ramifiée.
10.1.6	Appliquer les règles de l'UICPA pour nommer les isomères des alcanes non cycliques jusqu'en $\text{C}_6$ .	2	<b>TdC :</b> on peut discuter des règles de nomenclature comme exemple de l'utilisation du langage de la chimie pouvant servir d'outil de classification et de distinction entre différentes structures.
10.1.7	Déduire les formules structurales d'isomères d'alcènes à chaîne linéaire jusqu'en $\text{C}_6$ .	3	
10.1.8	Appliquer les règles de l'UICPA pour nommer les isomères des alcènes à chaîne linéaire jusqu'en $\text{C}_6$ .	2	La distinction entre les isomères <i>cis</i> et <i>trans</i> n'est pas requise.

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
10.1.9	Déduire les formules structurales des composés comptant jusqu'à six atomes de carbone et qui renferment l'un des groupements fonctionnels suivants : alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique et halogénure.	3	Dans les formules structurales condensées, on peut utiliser OH, CHO, CO, COOH et F/Cl/Br/I.
10.1.10	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 : alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique et halogénure.	2	
10.1.11	Identifier les groupements fonctionnels suivants lorsqu'ils sont présents dans les formules structurales : amine (NH <sub>2</sub> ), cycle benzénique (⬡) et esters (RCOOR).	2	
10.1.12	Identifier les atomes de carbone <i>primaire</i> , <i>secondaire</i> et <i>tertiaire</i> dans les alcools et les halogénoalcanes.	2	Les termes primaire, secondaire et tertiaire peuvent également être appliqués aux molécules contenant ces atomes de carbone.
10.1.13	Discuter de la volatilité et de la solubilité dans l'eau de composés renfermant les groupements fonctionnels énumérés dans l'énoncé 10.1.9.	3	

## 10.2 Les alcanes

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
10.2.1	Expliquer la faible réactivité des alcanes sur la base des enthalpies de liaison et de la polarité de liaison.	3	
10.2.2	Décrire, à l'aide d'équations, la combustion complète et la combustion incomplète des alcanes.	2	
10.2.3	Décrire, à l'aide d'équations, les réactions du méthane et de l'éthane avec le chlore et le brome.	2	
10.2.4	Décrire les réactions du méthane et de l'éthane avec le chlore et le brome en termes de mécanisme radicalaire.	3	Référence doit être faite à la rupture homolytique et aux étapes d'initiation, de propagation et de terminaison de la réaction.  L'utilisation de la demi-flèche pour représenter le mouvement d'un seul électron n'est pas requise. Les formules des radicaux libres doivent inclure le symbole du radical, par exemple, Cl•.

## 10.3 Les alcènes

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
10.3.1	Décrire, à l'aide d'équations, les réactions des alcènes avec l'hydrogène et les halogènes.	2	
10.3.2	Décrire, à l'aide d'équations, les réactions des alcènes symétriques avec les halogénures d'hydrogène et l'eau.	2	
10.3.3	Distinguer les <i>alcènes</i> des <i>alcènes</i> à l'aide de l'eau de brome.	2	
10.3.4	Résumer la polymérisation des alcènes.	2	Les réactions de formation du polyéthylène (polyéthène), du polychloroéthylène (polychloroéthène) et du polypropylène (polypropène) doivent servir d'exemples. Inclure l'identification de l'unité structurale répétitive, par exemple, $-(\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n-$ pour le polyéthylène (polyéthène).
10.3.5	Résumer l'importance économique des réactions des alcènes.	2	<b>Objectif global 8</b> : inclure l'hydrogénation des huiles végétales pour produire de la margarine, l'hydratation de l'éthène dans la fabrication de l'éthanol et la polymérisation dans la fabrication des plastiques.

## 10.4 Les alcools

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
10.4.1	Décrire, à l'aide d'équations, la combustion complète des alcools.	2	
10.4.2	Décrire, à l'aide d'équations, les réactions d'oxydation des alcools.	2	Une solution acide de dichromate(VI) de potassium est un agent oxydant approprié. Les équations peuvent être pondérées en utilisant le symbole [O] pour représenter l'oxygène fourni par l'agent oxydant. Inclure les différentes conditions nécessaires pour obtenir de bons rendements de divers produits, c'est-à-dire, un aldéhyde en éliminant par distillation le produit à mesure qu'il se forme, un acide carboxylique en chauffant à reflux.
10.4.3	Déterminer les produits formés par l'oxydation d'alcools primaires et secondaires.	3	Considérer que les alcools tertiaires ne sont pas oxydés par le dichromate(VI) de potassium.

## 10.5 Les halogénoalcanes

2 heures

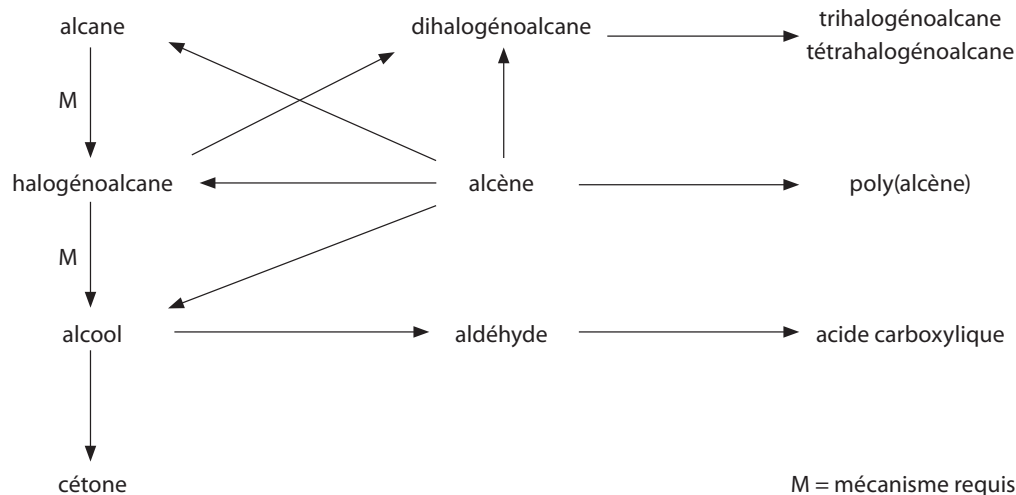
	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
10.5.1	Décrire, à l'aide d'équations, les réactions de substitution des halogénoalcanes avec l'hydroxyde de sodium.	2	<b>Objectif global 7</b> : il existe des simulations pour cette réaction.
10.5.2	Expliquer les réactions de substitution des halogénoalcanes avec l'hydroxyde de sodium en termes de mécanismes $S_N1$ et $S_N2$ .	3	Référence doit être faite à la rupture hétérolytique. Des flèches courbes doivent être utilisées pour représenter le mouvement des paires électroniques. Le mécanisme prédominant pour les halogénoalcanes tertiaires est du type $S_N1$ , et du type $S_N2$ pour les halogénoalcanes primaires. Les deux mécanismes s'observent pour les halogénoalcanes secondaires.

## 10.6 Les mécanismes réactionnels

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
10.6.1	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 but-2-ène en butanone peut s'effectuer en deux étapes : le but-2-ène peut être chauffé par la vapeur en présence d'un catalyseur pour former le butan-2-ol, qui, par la suite, peut être oxydé par chauffage dans une solution acide de dichromate(VI) de potassium pour former le butanone.

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



## Thème 11 – Mesures et traitement des données (2 heures)

### 11.1 Incertitude et erreur dans la mesure

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
11.1.1	Décrire les incertitudes aléatoires et les erreurs systématiques et en donner des exemples.	2	
11.1.2	Distinguer <i>précision</i> et <i>exactitude</i> .	2	Une mesure peut très bien avoir une grande précision et pourtant être inexacte (par exemple, la lecture du haut d'un ménisque dans une pipette ou un cylindre gradué).
11.1.3	Décrire comment il est possible de réduire les effets des incertitudes aléatoires.	2	Les élèves doivent savoir que les incertitudes aléatoires, contrairement aux erreurs systématiques, sont réduites en répétant les lectures.
11.1.4	Exprimer une incertitude aléatoire comme une plage d'incertitude ( $\pm$ ).	1	
11.1.5	Exprimer les résultats de calculs avec le nombre approprié de chiffres significatifs.	1	Le nombre de chiffres significatifs dans une réponse doit refléter le nombre de chiffres significatifs dans la donnée.



## 11.2 Incertitudes dans les résultats calculés

0 h 30

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
11.2.1	Exprimer les incertitudes sous la forme d'incertitudes absolues et d'incertitudes relatives. L'incertitude relative s'exprime en pourcentage.	1	
11.2.2	Déterminer les incertitudes dans les résultats.	3	Il suffit d'envisager cet aspect de manière simple. Pour l'addition et la soustraction, les incertitudes absolues peuvent être additionnées. Pour la multiplication, la division et l'élevation à une puissance, les incertitudes relatives peuvent être additionnées. Si une incertitude est beaucoup plus grande que les autres, l'incertitude approximative dans le résultat calculé peut être considérée comme due à cette quantité seulement.

## 11.3 Techniques graphiques

0 h 30

**TdC** : pourquoi les graphiques sont-ils utiles pour fournir des interprétations significatives de la réalité ?

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
11.3.1	Esquisser des graphiques pour représenter les dépendances et interpréter l'allure d'un graphique.	3	Les élèves doivent être capables de donner une interprétation physique qualitative d'un graphique particulier : par exemple, les variables sont directement proportionnelles ou inversement proportionnelles.
11.3.2	Construire des graphiques à partir de données expérimentales.	3	Cela implique le choix des axes et de l'échelle, et le tracé des points. <b>Objectif global 7</b> : des logiciels graphiques peuvent être utilisés.
11.3.3	Représenter des lignes d'ajustement optimal aux points de données sur un graphique.	1	Il peut s'agir de courbes ou de droites.
11.3.4	Déterminer les valeurs de grandeurs physiques à partir de graphiques.	3	Inclure la mesure et l'interprétation de la pente (du gradient), ainsi que l'expression des unités pour ces grandeurs.