

# Syllabus des Olympiades Internationales de Chimie (voté lors de la 36<sup>ème</sup> édition des IChO)

## *Épreuve théorique*

- **Niveau 1**  
Ces notions sont incluses dans la grande majorité de programmes de chimie du secondaire et n'ont pas besoin d'être mentionnées dans les problèmes préparatoires.
- **Niveau 2**  
Ces notions sont incluses dans un nombre substantiel de programmes du secondaire et peuvent être employées sans exemplification dans les problèmes préparatoires.
- **Niveau 3**  
Ces notions ne sont pas incluses dans la majorité de programmes du secondaire et peuvent être employées dans la compétition seulement si des exemples sont donnés dans les problèmes préparatoires.

## **1. L'atome**

### **1.1. Introduction**

1.1.1. Décompte des nucléons	1
1.1.2. Isotopes	1

### **1.2. L'atome d'hydrogène**

1.2.1. Concept des niveaux d'énergies	1
1.2.2. Forme des orbitales s	1
1.2.3. Forme et orientation des orbitales p	1
1.2.4. Forme et orientation des orbitales d	3
1.2.5. Compréhension de l'équation de Schrödinger la plus simple	3
1.2.6. Carré de la fonction d'onde et probabilité	3
1.2.7. Nombres quantiques ( $n, l, m_l$ )	3

### **1.3. Radioactivité**

1.3.1. Types de radioactivité	1
1.3.2. Décroissance radioactive	1
1.3.3. Réactions nucléaires	2

## **2. Liaison chimique**

### **2.1. VSEPR - structures moléculaires simples avec**

2.1.1. Pas plus de quatre paires d'électrons au sujet d'atome central	1
---	---

2.1.2. avec atome central dépassant la <i>règle de l'octet</i>	3
<b>2.2. Delocalisation et résonance</b>	3
<b>2.3. Théorie des orbitales hybrides</b>	
<b>2.4. Théorie des orbitales moléculaires</b>	
2.4.1. diagramme orbitalaire de H <sub>2</sub>	3
2.4.2. diagramme orbitalaire de N <sub>2</sub> et O <sub>2</sub>	3
2.4.3. indices de liaisons de O <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> <sup>-</sup> , O <sub>2</sub> <sup>+</sup>	3
2.4.4. électrons célibataires et paramagnétisme	3
<b>3. Calculs chimiques</b>	
3.1. Ajustement des coefficients stoechiométriques	1
3.2. Calculs stoechiométriques	1
3.3. Relations de la masse et de volume (densité y compris)	1
3.4. Formules empiriques	1
3.5. Le nombre d'Avogadro	1
3.6. Calculs de concentration	1
<b>4. Tendances dans la classification périodique</b>	
<b>4.1. Configuration électronique</b>	
4.1.1. Principe d'exclusion de Pauli	1
4.1.2. La Règle De Hund	1
4.1.3. Éléments des groupes principaux	1
4.1.4. Éléments des métaux de transition	1
4.1.5. Lanthanides et d'actinides	3
<b>4.2. Electronegativité</b>	1
<b>4.3. Affinité électronique</b>	2
<b>4.4. Première énergie d'ionisation</b>	1
<b>4.5. Rayon atomique</b>	1
<b>4.6. Rayon ionique</b>	1
<b>4.7. Nombre d'oxydation maximal</b>	1
<b>5. Chimie Inorganique</b>	
<b>5.1. Introduction</b>	

5.1.1. Tendances dans les propriétés physiques des éléments (groupes principaux)	
5.1.1.1. points de fusion	1
5.1.1.2. points d'ébullition	1
5.1.1.3. caractère métallique	1
5.1.1.4. propriétés magnétiques	3
5.1.1.5. conductivité électrique	2
5.1.2. Nombre d'oxydation	1
5.1.3. Nomenclature	
5.1.3.1. composés du groupe principal	1
5.1.3.2. composés des métaux de transition	1
5.1.3.3. complexes métalliques simples	3

## 5.2. Groupes 1 et 2

5.2.1. Tendances dans la réactivité (éléments lourds plus réactifs)	1
5.2.2. Produits de la réaction avec	
5.2.2.1. l'eau	1
5.2.2.2. les halogènes	1
5.2.2.3. l'oxygène	2
5.2.3. Basicité des oxydes	1
5.2.4. Propriétés des hydrures	3
5.2.5. Autres composés, propriétés et états d'oxydation	3

## 5.3. Groupes 13-18 et hydrogène

5.3.1. Composés moléculaires binaires d'hydrogène	
5.3.1.1. Formules	1
5.3.1.2. propriétés d'Acide-base de CH <sub>4</sub> , NH <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> O, H <sub>2</sub> S	1
5.3.1.3. Autres propriétés	3
5.3.2. Groupe 13	
5.3.2.1. l'état d'oxydation du bore et de l'aluminium dans leurs oxydes et chlorures est +III	1
5.3.2.2. Les propriétés acido-basiques de l'oxyde/hydroxyde d'aluminium	2
5.3.2.3. Réaction de l'oxyde de bore(III) avec de l'eau	3
5.3.2.4. Réaction du chlorure de bore(III) avec de l'eau	3
5.3.2.5. Autres composés, propriétés et états d'oxydation	3
5.3.3. Groupe 14	
5.3.3.1. L'état d'oxydation du silicium dans son chlorure et son oxyde est +IV	1
5.3.3.2. De les états d'oxydation +II et +IV de l'étain, du carbone et du plomb, les propriétés d'acido-basiques et rédox des oxydes et chlorures	2
5.3.3.3. Autres composés, propriétés et états d'oxydation	3
5.3.4. Groupe 15	

5.3.4.1. Oxyde et chlorure de Phosphore(+V) et leur réaction avec l'eau	2
5.3.4.2. Oxyde et chlorure de Phosphore(+III) et leur réaction avec l'eau	2
5.3.4.3. Oxydes d'azote	
a. une réaction pour former NO <sub>2</sub> à partir de NO	1
b. dimérisation de NO <sub>2</sub>	1
c. réaction de NO <sub>2</sub> avec l'eau	1
5.3.4.4. Propriétés rédox de	
a. HNO <sub>3</sub> et nitrates	1
b. HNO <sub>2</sub> et NH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>	3
5.3.4.5. Bi(+V) et Bi(+III)	3
5.3.4.6. Autres composés, propriétés et états d'oxydation	3
5.3.5. Groupe 16	
5.3.5.1. Les états d'oxydation +IV et +VI du soufre, réaction des oxydes avec l'eau, propriétés des acides	1
5.3.5.2. Réaction d'anion thiosulfate avec I <sub>2</sub>	3
5.3.5.3. Autres composés propriétés et états d'oxydation	3
5.3.6. Groupe 17 (Halogènes)	
5.3.6.1. La réactivité et la pouvoir oxydant diminue de F <sub>2</sub> à I <sub>2</sub>	1
5.3.6.2. Propriétés acido-basique des halogénures d'hydrogène	1
5.3.6.3. Le nombre d'oxydation du fluor dans ses composés est 1	1
5.3.6.4. Les états d'oxydation -I, +I, +III, +V et +VII du chlore	1
5.3.6.5. Oxoanions mononucléaires de chlore	2
5.3.6.6. Réactions des halogènes avec l'eau	3
5.3.6.7. Réaction de Cl <sub>2</sub> O et Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> avec l'eau	3
5.3.6.8. Autres composés, propriétés et états d'oxydation	3
5.3.7. Groupe 18	3

## 5.4. Éléments de transition

5.4.1. États d'oxydation de métaux de transition communs : Cr(+II), Cr(+III), Mn(+II), Mn(+IV), Mn(+VII), Ag(+I), Fe(+II), Fe(+III), Co(+II), Zn(+II), Hg(+I), Hg(+II), Cu(+I), Cu(+II), Ni(+II)	1
5.4.2. Les couleurs des ions énumérés ci-dessus en solution	2
5.4.3. L'insolubilité de Ag, Hg et Cu dans HCl	2
5.4.4. M <sup>2+</sup> provenant de la dissolution des autres métaux dans HCl	2
5.4.5. Cr(OH) <sub>3</sub> et Zn(OH) <sub>2</sub> sont amphotères et les autres oxydes/hydroxydes (+II) des métaux énumérés ci-dessus sont des bases	2
5.4.6. MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> et le Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> sont des oxydants forts en solution acide	1
5.4.7. la dépendance en pH des produits de l'oxydant MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	2
5.4.8. Interconversion entre CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> et Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	3
5.4.9. Autres composés, propriétés et états d'oxydation	3
<b>5.5. Lanthanides et actinides</b>	<b>3</b>

## 5.6. Chimie de coordination (stéréochimie incluse)

5.6.1. Définition du nombre de coordination	1
5.6.2. Écriture des équations de réactions de complexation, toutes les formules étant connues	1
5.6.3. Formules des ions complexes communs	
5.6.3.1. $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	1
5.6.3.2. $\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{2-}$	3
5.6.3.3. $\text{FeSCN}^{2+}$	3
5.6.3.4. $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	1
5.6.3.5. Autres ions complexes	3
5.6.4. (6.5) Théorie de champ de Ligands (termes $e_g$ et $t_{2g}$ , haut et bas spin)	3
5.6.5. Stéréochimie	
5.6.5.1. (6.7) cis et trans	3
5.6.5.2. énantiomères	3

## 5.7. Processus industriels

5.7.1. Préparation de $\text{H}_2\text{SO}_4$	1
5.7.2. Préparation de $\text{NH}_3$	1
5.7.3. Préparation de $\text{Na}_2\text{CO}_3$	2
5.7.4. Préparation du $\text{Cl}_2$ et $\text{NaOH}$	2
5.7.5. Préparation de $\text{HNO}_3$	2

## 6. Chimie physique

### 6.1. Gaz

6.1.1. Loi des gaz parfaits	1
6.1.2. loi des gaz de van der Waal's	3
6.1.3. définition de la pression partielle	2
6.1.4. Loi De Dalton	3

### 6.2. Thermodynamique

6.2.1. Première Loi	
6.2.1.1. Notion de système et d'environnement	2
6.2.1.2. Énergie, chaleur et travail	2
6.2.2. Enthalpie	
6.2.2.1. Lien entre l'énergie interne et l'enthalpie	3
6.2.2.2. Définition de la capacité calorifique	3
6.2.2.3. Différence entre $C_p$ et $C_v$ (gaz parfait uniquement)	3
6.2.2.4. L'enthalpie est une fonction d'état (loi de Hess)	2
6.2.2.5. Cycle de Born-Haber pour les composés ioniques	3
6.2.2.6. Utilisation des enthalpies standard de formation	2

6.2.2.7. Enthalpies de dissolution et de solvatation	3
6.2.2.8. Enthalpies de liaison (définition et utilisation)	2
6.2.3. Deuxième loi (entropie et énergie libre)	
6.2.3.1. Définition de l'entropie ( $q/dT$ )	3
6.2.3.2. Entropie et désordre	2
6.2.3.4. Définition de l'enthalpie libre ( $D_rG = D_rH - T D_rS$ )	3
6.2.3.3. Définition de l'entropie ( $S = k \ln W$ )	3
6.2.3.5. Utilisation de $D_rG$ pour prévoir l'évolution spontanée	3
6.2.3.6. Lien entre $D_rG^0$ et la constante d'équilibre $K$	3

## 6.3. Équilibre

6.3.1. Acide-base	
6.3.1.1. Définitions d'Arrhenius des acides et des bases	1
6.3.1.2. Définitions de Brønsted-Lowry	1
6.3.1.3. Acides et bases conjugués	1
6.3.1.4. définition du pH	1
6.3.1.5. Définition de $K_e$	1
6.3.1.6. $K_a$ comme mesure de la force d'acides et de bases	1
6.3.1.7. Acidité ou basicité des ions	1
6.3.1.8. Calcul du pH du $pK_a$ (acide faible)	1
6.3.1.9. Calcul du pH d'une solution tampon simple	2
6.3.2. Phase gaseuse	
6.3.2.1. Constante d'équilibre en termes de pressions partielles	3
6.3.2.2. Relation entre $K_p$ et $K_c$	3
6.3.3. Solubilité	
6.3.3.1. Définition de la constante (produit) de solubilité ( $K_s$ )	2
6.3.3.2. Calcul de la solubilité dans l'eau à partir de $K_s$	2
6.3.4. Complexométrie	
6.3.4.1. Constante de formation (définition)	3
6.3.4.2. Problèmes impliquant des équilibres complexométriques	3
6.3.4.3. Acides et bases de Lewis	3
6.3.4.4. Acides et bases durs et mous de Lewis	3
6.3.5. Phases	
6.3.5.1. dépendance en température de la pression de vapeur	3
6.3.5.2. Équation de Clausius-Clapeyron	3
6.3.5.3. Diagrammes de phase de composés simples	
a. point triple	3
b. point critique	3
6.3.5.4. équilibres liquide-vapeur	
a. systèmes idéaux et non-idéaux	3
b. diagramme	3
c. utilisation pour la distillation fractionnée	3
6.3.5.5. Loi de Henry	3
6.3.5.6. Loi De Raoult	3

6.3.5.7. Écart à la loi de Raoult	3
6.3.5.8. Élévation de la température d'ébullition	3
6.3.5.9. Abaissement cryoscopique	3
6.3.5.10. Pression osmotique	3
6.3.5.11. Coefficient de partition	3
6.3.5.12. Extraction par solvants	3
6.3.6. Espèces multiples	
6.3.6.1. Calcul du pH pour les acides multiprotiques	3
6.3.6.2. Calcul du pH pour les mélanges d'acides faibles	3

## 6.4. Électrochimie

6.4.1. Force électromotrice (définition)	1
6.4.2. Électrodes de première espèce	1
6.4.3. Potentiel standard d'électrode	1
6.4.4. Équation de Nernst	3
6.4.5. Électrodes de deuxième espèce	3
6.4.6. Relation entre $D_rG$ et la force électromotrice	3

## 7. Cinétique chimique (réactions homogènes)

### 7.1. Introduction

7.1.1. Facteurs affectant la vitesse de réaction	1
7.1.2. Coordonnées de réaction et concept d'état de transition	1

### 7.2. Loi de vitesse

7.2.1. Loi de vitesse différentielle	2
7.2.2. Notion d'ordre de réaction	2
7.2.3. Définition de la constante de vitesse	2
7.2.4. Réactions d'ordre 1	
7.2.4.1. Évolution temporelle de la concentration	3
7.2.4.2. Concept de demi-vie	3
7.2.4.3. Relation entre la demi-vie et la constante de vitesse	3
7.2.4.4. Calcul de la constante de vitesse d'ordre 1 à partir de :	
a. une loi de vitesse différentielle	3
b. loi de vitesse intégrée	3
7.2.4.5. Constante de vitesse pour des réactions d'ordre 2 et 3	3

### 7.3. Mécanismes de réaction

7.3.1. Concept de molecularité	3
7.3.2. Étape cinétiquement déterminante	3
7.3.3. Concepts de base de la théorie des collisions	3
7.3.4. Opposition entre réactions parallèles et consécutives	3

7.3.5. La loi d'Arrhenius	
7.3.5.1. Définition de l'énergie d'activation	3
7.3.5.2. Calcul de l'énergie d'activation	3

## 8. Spectroscopie

### 8.1. UV/visible

8.1.1. Identification de composés aromatiques	3
8.1.2. Identification de chromophores	3
8.1.3. Colorants: couleur et structure	3
8.1.4. Loi de Beer	3

### 8.2. Infrarouge

8.2.1. Interprétation à l'aide d'une table	3
8.2.2. Identification des liaisons hydrogène	3

### 8.3. Rayon X

8.3.1. La Loi De Bragg	3
8.3.2. Notion de	
8.3.2.1. nombre de coordination	3
8.3.2.2. maille unitaire	3
8.3.3. Structures cristallographiques	
8.3.3.1. NaCl	3
8.3.3.2. CsCl	3
8.3.3.3. métaux	3

### 8.4. RMN

8.4.1. Concepts Généraux	
8.4.1.1. déplacement chimique	3
8.4.1.2. Couplage spin-spin et constantes de couplage	3
8.4.1.3. intégration	3
8.4.2. Interprétation d'un spectre $^1\text{H}$ simple (comme l'éthanol)	3
8.4.3. Identification de benzène o- et p-disubstitué	3
8.4.4. Interprétation de spectres simples de $^{13}\text{C}$ ( $^1\text{H}$ découplé) et d'autre noyaux de spin 1/2	3

### 8.5. Spectrométrie de masse

8.5.1. Identification d'ions moléculaires	3
8.5.2. Identification des fragments à l'aide d'une table	3
8.5.3. Identification de distributions isotopiques	3



## 9. Chimie Organique

### 9.1. Introduction

9.1.1. (3.1.1) Nomenclature des alcanes (IUPAC)	1
9.1.2. Tendance des températures d'ébullition de	
9.1.2.1. (3.1.3) effet de la structure pour les alcanes	1
9.1.2.2. (3.7.1) Différences entre alcools et éthers dues à la hydrogène-liaison	1
9.1.3. (3.3.1. 3.4.1) Géométrie des carbones simplement, doublement et triplement liés	1
9.1.4. Identification des groupes fonctionnels communs	1
9.1.5. Isomérisation des alcènes	
9.1.5.1. cis-trans	1
9.1.5.2. E/Z	3
9.1.6. Énantionères	
9.1.6.1. Activité optique	2
9.1.6.2. Nomenclature R et S (Règles CIP)	3

### 9.2. Réactivité

9.2.1. Alcanes	
9.2.1.1. réaction avec des halogènes	
a. produits	1
b. mécanisme radicalaire (initiation, terminaison)	2
9.2.1.2. Cycloalcanes	
a. nomenclature	2
b. contrainte de cycle	3
c. conformations chaise/bateau du cyclohexane	3
9.2.2. Alcènes	
9.2.2.1. Produits de la réaction avec Br <sub>2</sub> , HBr et H <sub>2</sub> O/H <sup>+</sup>	1
9.2.2.2. La règle de Markovnikov	2
9.2.2.3. Mécanisme impliquant des intermédiaires carbocations	3
9.2.2.4. Stabilité relative des carbocations	3
9.2.2.5. additions 1,4 sur les diènes	3
9.2.3. Alcyne	
9.2.3.1. acidité comparée à celle des alcènes	3
9.2.3.2. Différences avec les propriétés chimiques des alcènes	3
9.2.4. Benzène	
9.2.4.1. formule	1
9.2.4.2. stabilisation par résonance	1
9.2.4.3. substitution électrophile aromatique (nitration, halogénéation)	
a. effet du premier substituant sur la régiosélectivité	3
b. effet du premier substituant sur la réactivité	3
c. explication des effets de substituant	3

9.2.5. Composés halogénés	
9.2.5.1. Nomenclature des composés monofonctionels	1
9.2.5.2. Réactions de substitution	
a. donnant des alcools	3
b. au cours de laquelle l'halogène est échangé	3
c. réactivité	
i. primaire par rapport à secondaire et à tertiaire	3
ii. aliphatique par rapport à aromatique	3
d. mécanismes $S_N1$ et $S_N2$	3
9.2.5.3. Réactions d'élimination	2
9.2.5.4. Concurrence entre élimination et substitution	2
9.2.6. Alcools	
9.2.6.1. Nomenclature des composés monofonctionels	1
9.2.6.2. Comparaison des acidités relatives des alcools et des phénols	2
9.2.6.3. Déshydratation en alcènes	2
9.2.6.4. Esters d'acides inorganiques	2
9.2.6.5. Réactions d'oxydation	1
9.2.7. Aldéhydes et cétones	
9.2.7.1. Nomenclature des composés monofonctionels	1
9.2.7.2. Oxydation des aldéhydes	1
9.2.7.3. Réduction en alcools ( $LiAlH_4$ , $NaBH_4$ )	3
9.2.7.4. Tautomérie céto-énolique	3
9.2.7.5. Additions nucléophiles de	
a. HCN	3
b. $RNH_2$ ( $R = \text{alkyl, HO, NH}_2$ )	3
c. des anions énolates (aldolisation)	3
d. des alcools pour former des acétals ou cétals	3
e. des réactifs de Grignard (organomagnésiens mixtes)	3
9.2.8. Acides carboxyliques et dérivés	
9.2.8.1. Nomenclature des acides carboxyliques et de leurs dérivés (esters, halogénures d'acides, amides)	2
9.2.8.2. Acidité liée aux effets inductifs	3
9.2.8.3. Préparation d'acides carboxyliques par hydrolyse de:	
a. esters (saponification comprise)	1
b. amides	2
c. nitriles	3
9.2.8.4. Réactions des acides carboxyliques	
a. avec des alcools pour former des esters	1
b. pour former des chlorures d'acides	3
c. pour former des anhydrides	3
9.2.8.5. Réaction des chlorures d'acides pour former des amides	3
9.2.8.6. Mécanisme d'esterification	3
9.2.8.7. Acides multifonctionels (hydroxyacides, cétoacides)	3
9.2.8.8. Acides polycarboxyliques	3

9.2.9. Amines	
9.2.9.1. Nomenclature	
a. simple amines	1
b. identification des amines primaires, secondaires et tertiaires	1
9.2.9.2. Basicité	
a. comme une propriété des amines	1
b. Comparaison de la basicité des amines aliphatiques et aromatiques	3
c. Comparaison de la basicité des amines et des amides	3
d. Préparation des amines	
i. à partir d'halogénures	3
ii. à partir de composés aromatiques nitro	3
iii. à partir d'amides (par hydrolyse)	3
9.2.9.3. Diazotation	
a. d'amines aliphatiques	3
b. d'amines aromatiques	3

## 10. Polymères

### 10.1. Synthétiques

10.1.1. Obtenus par polyaddition	
10.1.1.1. polystyrène	2
10.1.1.2. polyéthène	1
10.1.1.3. mécanisme de formation en chaîne	2
10.1.2. Obtenus par polycondensation	
10.1.2.1. polyesters	2
10.1.2.2. polyamides	2
10.1.3. Silicones	3
10.1.4. Concept de réticulation et ses conséquences sur les propriétés	3

### 10.2. Naturels

10.2.1. Silicates	3
10.2.2. Caoutchouc	3

## 11. Biochimie

### 11.1. Hydrates de carbone

11.1.1. Glucose et fructose	
11.1.1.1. Formules développées	1
11.1.1.2. Projections de Fischer	2
11.1.1.3. Formules de Haworth	3

11.1.2. Différence entre l'amidon et la cellulose	2
11.1.3. Différence entre les <i>a</i> - and <i>b</i> -D-glucose	2

## 11.2. Corps gras

11.2.1. Structure des corps gras en relation avec leurs propriétés	2
11.2.2. Formule du glycerol	1

## 11.3. Composés azotés d'intérêt biologique

11.3.1. Acides aminés	
11.3.1.1. Structure ionique	1
11.3.1.2. Point isoélectrique	3
11.3.1.3. 20 acides aminés (table avec structures fournies)	2
11.3.1.4. Séparation par électrophorèse	3
11.3.1.5. La liaison peptidique	1
11.3.2. Protéines	
11.3.2.1. Structure primaire	1
11.3.2.2. Ponts S-S	3
11.3.2.3. Analyse des séquences	3
11.3.2.4. Structure secondaire	3
11.3.2.5. Détails de la structure en hélice	3
11.3.2.6. Structure tertiaire	3
11.3.2.7. Dénaturation (variation de pH, température, métaux, éthanol)	2
11.3.3. Synthèse d'acides nucléiques et de protéines	
11.3.3.1. Pyrimidine et purine	3
11.3.3.2. Nucléosides and nucléotides	3
11.3.3.3. Formules des bases dérivées de la pyrimidine et de la purine	3
11.3.3.4. Différence entre le ribose et le 2-deoxyribose	3
11.3.3.5. Combinaison des bases CG et AT (par liaison hydrogène)	3
11.3.3.6. Différence entre ADN et ARN	3
11.3.3.7. Différence entre ARN <sub>m</sub> et ARN <sub>t</sub>	3

## 11.4. Enzymes

11.4.1. Propriétés générales, centres actifs	3
11.4.2. Nomenclature, cinétique, coenzymes, rôle de l'ATP	3

## 12. Chimie analytique

### 12.1. Titrations

12.1.1. Acido-basiques	3
------------------------	---

12.1.1.1. Courbe de titration; pH (acides forts et faibles)	2
12.1.1.2. Choix des indicateurs pour l'acidimétrie	2
12.1.2. Titration rédox	3
<b>12.2. Analyse qualitative</b>	
12.2.1. Ions (Inorganiques)	
12.2.1.1. Identification de $\text{Ag}^+$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Cl}^-$ , $\text{SO}_4^{2-}$	2
12.2.1.2. Identification des autres anions et cations	3
12.2.2. Groupes fonctionels organiques	
12.2.2.1. réactif de Lucas (alcools I, II, III)	3
12.2.2.2. Test iodoform	3
12.2.2.3. Identification des amines primaires, secondaires, tertiaires et quaternaires au laboratoire	3
<b>12.3. Méthodes chromatographiques de séparation</b>	3

---