

**MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION NATIONALE,
DE LA RECHERCHE ET DE LA TECHNOLOGIE**

DIRECTION DES LYCÉES ET COLLÈGES

BREVET DE TECHNICIEN SUPÉRIEUR

CHIMISTE

1997

Sous-direction des formations professionnelles, initiales et continues

**CHIMIE
GÉNÉRALE
ET INORGANIQUE**

**CHIMIE GÉNÉRALE ET INORGANIQUE :
COURS DE
PREMIÈRE ANNÉE.**

PROGRAMME DE PREMIÈRE ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>A) STRUCTURE DE LA MATIÈRE.</p> <p>Préambule.</p> <p>L'importance accordée au programme d'atomistique est justifiée, en particulier par ses diverses applications en spectroscopie</p> <p>I - L'atome.</p> <p>I -1- Ses constituants :</p> <ul style="list-style-type: none"> - électron ; - noyau: neutron, proton ; - nombres de masse et de charge ; - nucléide, élément, isotope ; - masse atomique relative. <p>I-2- Le modèle quantique de l'atome.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Mise en évidence expérimentale de la quantification de l'énergie des atomes : spectre de raies. - Onde associée à une particule, probabilité de présence de l'électron ; nombres quantiques n, l, m, orbitale atomique ; géométrie des orbitales s, p, d. - Spin de l'électron, nombre quantique de spin. - Configuration électronique des atomes dans leur état fondamental : principe de Pauli, règle de Klechkowski et règle de Hund. 	<p>Ce paragraphe constitue un rappel de connaissances acquises.</p> <p>Aucun calcul relatif aux expériences historiques (Millikan, Rutherford) ne sera envisagé.</p> <p>Cohésion, défaut de masse, fission, radioactivité sont traités en physique.</p> <p>Les calculs concernant l'identification sont hors programme. Les méthodes de séparation pourront être sommairement décrites.</p> <p>Aucun calcul ni aucune question ne seront posés sur le modèle de Bohr.</p> <p>Les règles de Slater ne sont pas au programme.</p> <p>L'équation de Schrödinger n'est pas au programme.</p>

PROGRAMME DE PREMIÈRE ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>II - Classification périodique des éléments à partir du modèle quantique de l'atome. (environ 4 heures)</p> <ul style="list-style-type: none"> – Construction : historique et classification actuelle. – Périodicité des propriétés atomiques : <ul style="list-style-type: none"> • énergie d'ionisation, affinité électronique ; • électronégativité de Pauling ; • notion de pouvoir polarisant et de polarisabilité. <p>III - La liaison chimique.</p> <p>III - 1- La liaison covalente.</p> <p>III - 1.1 - Exploitation de données expérimentales pour déterminer :</p> <ul style="list-style-type: none"> – les constantes de force, longueurs et énergies de liaison, – la géométrie, les moments dipolaires et les propriétés magnétiques des molécules. <p>III - 1.2 - Structure électronique des molécules.</p> <ul style="list-style-type: none"> – Liaison covalente localisée : notation de Lewis, règle de l'octet et règle des dix huit électrons. – Liaison covalente délocalisée : mésomérie - résonance. – Prévision de la géométrie par la méthode de répulsion des paires électroniques de la couche de valence (VSEPR). – Niveaux énergétiques électroniques : <ul style="list-style-type: none"> • principe de construction des orbitales moléculaires par combinaison linéaire d'orbitales atomiques ; • diagramme des orbitales moléculaires des molécules diatomiques. 	<p>La représentation en 18 colonnes est recommandée par l'U.I.C.P.A..</p> <p>Les évolutions et les analogies dans les colonnes et les lignes seront mises en évidence.</p> <p>L'existence d'autres échelles d'électronégativité sera signalée.</p> <p>La présentation de résultats d'expériences en spectroscopie IR (molécules diatomiques), électricité, magnétisme, a pour but d'introduire le modèle de liaison. Les techniques de mesure et les calculs relatifs à la spectroscopie sont hors programme.</p> <p>Le principe de construction sera limité à l'interaction entre deux orbitales atomiques. On se limite aux éléments de la deuxième période.</p>

PROGRAMME DE PREMIÈRE ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>– Etude des complexes : structure électronique ; géométrie.</p> <p>III - 2- Autres interactions fortes :</p> <ul style="list-style-type: none"> – interaction ionique, – liaison métallique. <p>III - 3 - Interactions faibles :</p> <ul style="list-style-type: none"> – liaison de Van der Waals, – liaison hydrogène. <p>IV - L'état solide.</p> <p>IV - 1 - Présentation de l'état cristallin : réseaux, nœuds, maille, motif, coordinence, compacité ;</p> <p>IV - 2 - Les édifices métalliques :</p> <ul style="list-style-type: none"> – réseau cubique centré ; – assemblages compacts : cubique faces centrées - hexagonal compact ; – existence de sites interstitiels tétraédriques et octaédriques ; – alliages d'insertion et de substitution : structure, exemples. <p>IV - 3 - Les édifices ioniques :</p> <ul style="list-style-type: none"> – description des divers types de structures : CsCl, NaCl, ZnS (blende), CaF₂ ; – relations entre type structural et rayons ioniques dans le cas des composés AB. <p>IV - 4 - Les édifices covalents et moléculaires :</p> <ul style="list-style-type: none"> – carbone : diamant, graphite ; – cristaux moléculaires : diiode, dioxyde de carbone, glace. 	<p>La structure électronique est envisagée dans le cadre de la théorie du champ cristallin appliquée aux complexes octaédriques. Les propriétés magnétiques des complexes seront évoquées à cette occasion. La nature du ligand (champ fort, champ faible) sera précisée le cas échéant. Aucune connaissance sur l'isomérisation n'est exigible.</p> <p>Le modèle de bandes pourra être esquissé de façon très sommaire dans le but de distinguer conducteurs, isolants et semi-conducteurs. On introduira à cette occasion les notions de rayon ionique et de rayon métallique.</p> <p>On insistera sur l'influence de ces liaisons sur les propriétés physico-chimiques. On introduira la notion de rayon de Van der Waals.</p> <p>Les quatorze réseaux de Bravais, les indices de Miller, la loi de Bragg ne sont pas au programme.</p> <p>Le dénombrement et le calcul des dimensions des sites ne seront effectués que dans le cas du réseau cubique compact.</p> <p>Le calcul de l'énergie réticulaire sera fait en thermo chimie en utilisant le cycle de Born-Haber. Le calcul de la constante de Madelung est exclu.</p>

PROGRAMME DE PREMIÈRE ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>B) THERMODYNAMIQUE CHIMIQUE.</p> <p>En liaison avec le cours de physique où les grandeurs U, H, S, G ont été introduites.</p> <p>I - Le système thermodynamique :</p> <ul style="list-style-type: none"> - description d'un système fermé en réaction chimique : avancement de la réaction ; - état standard d'un constituant pur : grandeur molaire standard. <p>II - Applications du premier principe - thermochimie. Système fermé siège d'une transformation physicochimique :</p> <ul style="list-style-type: none"> - énergie interne standard de réaction $\Delta_r U^\circ$; - enthalpie standard de réaction $\Delta_r H^\circ$; - enthalpie standard de formation $\Delta_f H^\circ$. - variation de ces grandeurs avec la température ; température de flamme. <p>III - Application du 2ème principe aux réactions chimiques.</p> <p>Critère d'évolution spontanée d'un système :</p> <ul style="list-style-type: none"> - entropie de réaction $\Delta_r S$; variation de cette grandeur avec la température, - potentiel chimique, - enthalpie libre de réaction $\Delta_r G$; expression en fonction du produit π ($\Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RT \ln \pi$). <p>Équilibre chimique :</p> <ul style="list-style-type: none"> - condition d'équilibre ; - constante thermodynamique $K^\circ(T)$; - variation de K° avec la température ; relation de Van't Hoff ; - détermination de la composition d'un système à l'équilibre (équilibre homogène gazeux, liquide ; équilibre hétérogène) ; - déplacement d'équilibre ; - variance. 	<p>On envisagera des exemples faisant intervenir des changements d'état.</p> <p>On envisagera des exemples faisant intervenir des changements d'état.</p> <p>On se limitera à son expression. La relation de Gibbs-Duhem est hors programme.</p> <p>La démonstration de cette relation ne pourra être exigée des élèves.</p> <p>On pourra choisir des exemples industriels.</p> <p>On se limitera à une étude qualitative. La formule de Gibbs sera donnée sans démonstration.</p>

PROGRAMME DE PREMIÈRE ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>C) RÉACTIONS EN SOLUTION AQUEUSE.</p> <p>Préambule.</p> <p>La réflexion sur les phénomènes sera privilégiée en évitant toute dérive calculatoire. Tous les calculs seront effectués sur les concentrations, et non sur les activités. L'étude de la solution sera envisagée à partir de la réaction prépondérante. Un calcul faisant intervenir plus de deux réactions prépondérantes simultanément ne sera pas exigé. La liaison avec les travaux pratiques d'analyse sera largement privilégiée. La détermination des domaines de prédominance ou d'existence des espèces acido-basiques, des complexes, des précipités, des oxydants et réducteurs sera systématique. En ce qui concerne les courbes de dosage, on utilisera une simulation par ordinateur pour obtenir la composition de la solution. Il ne sera pas fait de calculs conduisant à l'établissement des courbes de dosage. L'établissement de diagrammes logarithmiques ne sera pas exigible.</p> <p>I - L'eau.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Permittivité relative, conductivité, ionisation ; structure et mobilité du proton hydraté ; autoprotolyse de l'eau, produit ionique. - Solvatation et solvololyse. - Electrolyte fort, électrolyte faible. <p>II - Réactions acide-base (formulation de Brönsted).</p> <ul style="list-style-type: none"> - Définition des acides et des bases. - Calcul du pH des solutions aqueuses. <p>- Solutions tampon.</p> <p>III - Réactions de précipitation.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Solubilité et produit de solubilité. - Condition de précipitation. - Effet d'ion commun. - Influence du pH sur la solubilité. <p>IV - Réactions de complexation.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Stabilité des complexes. - Complexations compétitives. - Complexe et précipitation. 	<p>Le choix de l'ordre de grandeur des concentrations sera guidé par les cas rencontrés en travaux pratiques d'analyse (pas de concentrations très faibles). Le nombre de réactions prépondérantes à envisager sera déterminé par un critère simple comme par exemple la comparaison des produits $K_a \times c$ pour des acides en compétition. Le pouvoir tampon sera défini mais ne fera pas l'objet de calculs.</p> <p>L'effet d'ions non communs ne sera pas envisagé. On se limitera à des exemples simples.</p> <p>On définira les constantes successives et la constante globale. On se limitera à des exemples simples.</p>

PROGRAMME DE PREMIÈRE ANNÉE	COMMENTAIRES
– Complexe et pH.	

PROGRAMME DE PREMIÈRE ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>V - Réactions d'oxydo-réduction.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Couple redox : définition, potentiel redox standard, formule de Nernst. - Prévion qualitative et quantitative des réactions ; détermination des constantes d'équilibre. - Oxydo - réduction et pH : diagrammes conditionnels potentiel-pH. - Oxydo - réduction et complexation : diagrammes potentiel-pL. - Oxydo - réduction et précipitations : diagrammes potentiel-pX. 	<p>La formule de Nernst sera donnée sans démonstration. On utilisera la relation : $\Delta rG^{\circ} = - n FE^{\circ}$.</p> <p>Les conditions nécessaires à l'établissement des diagrammes seront choisies dans un souci de simplification des calculs. Toutes les espèces dissoutes seront supposées exister en solution à la même concentration. L'accent sera mis sur l'exploitation du diagramme qui sera, notamment, utilisée en chimie minérale.</p> <p>Les diagrammes de Frost ne sont pas exigés.</p>

**CHIMIE GÉNÉRALE ET INORGANIQUE :
COURS DE
DEUXIÈME ANNÉE.**

PROGRAMME DE DEUXIÈME ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>A) CINÉTIQUE CHIMIQUE.</p> <p>1 - Définition générale de la vitesse d'une réaction chimique dans le cas d'un réacteur fermé et de composition uniforme : vitesses de disparition et de formation d'un constituant, vitesse globale de réaction.</p> <p>2- Influence des concentrations sur la vitesse d'une réaction ; ordre de réaction ; méthodes expérimentales de détermination.</p> <p>3 - Étude de quelques types de réaction :</p> <ul style="list-style-type: none">- réactions totales d'ordre 0, 1 et 2 (proportions quelconques),- réactions d'ordre 1 donnant lieu à un équilibre chimique,- réactions successives d'ordre 1,- réactions parallèles d'ordre 1. <p>4 - Influence de la température. Energie d'activation.</p> <p>5 - Notions de mécanismes réactionnels en cinétique homogène.</p> <ul style="list-style-type: none">- Molécularité.- Processus élémentaires : intermédiaires de réaction, état de transition.- Approximation de l'état quasi-stationnaire.- Approximation de l'étape cinétiquement déterminante.- Application à la vérification de mécanismes réactionnels, postulat de Hammond, contrôles cinétique et thermodynamique.	

PROGRAMME DE DEUXIÈME ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>6 - Catalyse homogène et hétérogène.</p> <p>B) CHIMIE MINÉRALE.</p> <p>Cette étude s'appuie sur toutes les notions acquises en chimie générale, c'est pourquoi elle se situe en deuxième année.</p> <p>L'étude des composés en solution aqueuse se fait plutôt à travers le cours de chimie générale et au laboratoire. L'accent sera mis sur l'importance industrielle des composés choisis.</p> <p>1 - L'oxygène.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Etude de la molécule de dioxygène. - Réactivité du dioxygène gazeux - Etude des oxydes ; <ul style="list-style-type: none"> • classification structurale, • évolution du caractère acido-basique, • stabilité et réduction : diagramme d'Ellingham. <p>2 - Le chlore.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Etude de la molécule de dichlore. - Réactivité du dichlore gazeux. - Etude du chlore en solution aqueuse : exploitation du diagramme potentiel-pH. - Préparation industrielle du dichlore. - Evolution des propriétés des halogènes : <ul style="list-style-type: none"> • propriétés physiques des atomes, des molécules X₂, et HX, • propriétés oxydo-réductrices de X₂ en solution aqueuse. 	<p>Se limiter à des notions très simples pour cette étude ; ne présenter aucun calcul sur la catalyse hétérogène.</p> <p>Signaler l'importance de la catalyse enzymatique sans l'aborder du point de vue formel ; le modèle de Michaelis peut être explicité sans être exigible à l'examen.</p> <p>On signalera, à côté du mélange fer-carbone, les mélanges d'oxydes de métaux ayant une application industrielle (ex : silice-alumine).</p> <p>On se limitera aux espèces de degrés d'oxydation (- I, 0, +I).</p> <p>On utilisera les courbes intensité-potentiel $I = f(E)$.</p>

PROGRAMME DE DEUXIÈME ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>3 - L'ammoniac et l'acide nitrique.</p> <p>3-1- L'ammoniac.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Synthèse industrielle. - Réactivité de l'ammoniac gazeux. - L'ammoniac liquide : <ul style="list-style-type: none"> • propriétés acido-basiques du solvant, comparaison avec l'eau, • propriétés oxydo-réductrices. <p>3-2- L'acide nitrique.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Propriétés acides et propriétés oxydantes. - Préparation industrielle. - Notions sur l'industrie des engrais azotés. <p>4 - L'acide sulfurique.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Préparation industrielle, importance industrielle. - Propriétés acides et propriétés oxydantes. - Notions sur l'industrie des divers types d'engrais. <p>5- Quelques métaux, alliages, matériaux.</p> <p>5-1 Généralités sur les métaux.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Propriétés physiques et mécaniques, intérêt des alliages ; - Grands principes de la métallurgie : <ul style="list-style-type: none"> • méthodes chimiques, • méthodes électrochimiques : exemple de l'aluminium, • affinage. 	<p>Le calcul relatif à l'optimisation du rendement par le choix des proportions des réactifs ne sera pas envisagé.</p> <p>Aucun calcul en milieu non aqueux ne sera exigé.</p> <p>Par le procédé de contact.</p>

PROGRAMME DE DEUXIÈME ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>5-2 L'uranium.</p> <ul style="list-style-type: none"> – Élément, propriétés radioactives, enrichissement isotopique. – Le cycle du combustible nucléaire : <ul style="list-style-type: none"> • élaboration du combustible à partir du minerai, • retraitement. – Propriétés réductrices de l'uranium. <p>5-3 Le fer.</p> <ul style="list-style-type: none"> – Diagramme potentiel-pH simplifié et application à la corrosion. – Métallurgie : <ul style="list-style-type: none"> • obtention de la fonte, • passage de la fonte à l'acier, • notions succinctes sur les aciers spéciaux. 	<p>Aucun détail technologique sur les centrales nucléaires ne sera exigé.</p> <p>On utilisera, sans le construire, le diagramme faisant intervenir Fe_2O_3.</p> <p>On étudiera le diagramme simplifié fer-carbone sans le construire. A cette occasion, la notion de diagramme binaire solide-liquide sera introduite.</p>

CHIMIE GÉNÉRALE ET INORGANIQUE : TRAVAUX PRATIQUES D'ANALYSE PHYSICO-CHIMIQUE.

Préambule.

- Le respect de l'environnement et des règles de sécurité sera une préoccupation constante lors du travail au laboratoire (prise de conscience de la toxicité des produits, récupération des déchets, ...).
- On utilisera aussi souvent que possible l'outil informatique pour l'acquisition et le traitement des données expérimentales.
- On sensibilisera les étudiants aux notions de qualité et de norme.
- On insistera sur l'expression correcte du résultat en fonction de la précision de la méthode.

**ANALYSE PHYSICO-CHIMIQUE.
TRAVAUX PRATIQUES
DE PREMIERE ANNEE.**

PROGRAMME DE PREMIÈRE ANNÉE	COMMENTAIRES
<p><i>On se limitera aux réactions en solution aqueuse. L'ordre de progression est laissé à l'initiative du professeur</i></p>	
<p>Thèmes</p> <p>– DOSAGES ACIDO-BASIQUES :</p> <ul style="list-style-type: none"> • utilisation d'indicateurs colorés ; • pHmétrie ; • conductimétrie. <p>– DOSAGE PAR PRÉCIPITATION :</p> <ul style="list-style-type: none"> • gravimétrie ; • volumétrie : méthodes de Mohr et Charpentier Volhard ; • potentiométrie ($i = 0$) ; • conductimétrie. <p>– DOSAGES PAR COMPLEXATION. Utilisation de l'EDTA disodique (avec indicateur coloré) :</p> <ul style="list-style-type: none"> • dosage direct ; • dosage en retour ; • dosage par substitution. 	<p>Substances étalons à reconnaître :</p> <ul style="list-style-type: none"> – étalons primaires ; <ul style="list-style-type: none"> – acide benzoïque, – hydrogénophthalate de potassium, – hydrogénodiiodate de potassium, – hydrogencarbonate de potassium, – carbonate de sodium. – étalons secondaires ; <ul style="list-style-type: none"> – acide oxalique, – tétraborate de disodium. <p>L'utilisation d'un titrateur automatique doit être envisagée.</p> <p>En gravimétrie, on se limitera à un dosage.</p> <p>Substances étalons ;</p> <ul style="list-style-type: none"> – carbonate de calcium, – métaux purs (zinc, cuivre, magnésium).

PROGRAMME DE PREMIÈRE ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>– DOSAGES D’OXYDORÉDUCTION :</p> <ul style="list-style-type: none"> • utilisation d’indicateurs colorés ; • potentiométrie ($i = 0$) ; • manganimétrie ; • iodométrie ; • cérimétrie ; • chromimétrie. <p>– DOSAGES PAR SPECTROPHOTOMÉTRIE D’ABSORPTION MOLÉCULAIRE (UV, VISIBLE) :</p> <ul style="list-style-type: none"> • tracé de spectres d’absorption ; • dosages : méthode de la gamme d’étalonnage. <p>– DOSAGE PAR SPECTROPHOTOMÉTRIE D’ABSORPTION ATOMIQUE ET D’ÉMISSION ATOMIQUE.</p> <p>– PROPRIÉTÉS ANALYTIQUES D’IONS EN SOLUTION AQUEUSE. Les exemples seront choisis parmi les ions rencontrés en analyse quantitative et en chimie minérale.</p>	<p>Indicateurs colorés : diphénylaminésulfonate de sodium ou de baryum, orthophénanthroline fer (II).</p> <p>Substances étalons : oxalate de sodium, acide oxalique, sel de Mohr. On proposera en outre : la méthode de Zimmerman-Reinhardt.</p> <p>Substances étalons : iodate de potassium, hydrogénodiiodate de potassium, trioxyde de diarsenic, dichromate de potassium.</p> <p>Détermination de la D.C.O..</p> <p>On introduira la méthode des ajouts dosés. On signalera l’importance croissante des torches à plasma (ICP).</p> <p>Cette étude basée sur une approche raisonnée plutôt que descriptive, permettra d’illustrer les grands types de réactions.</p>

**ANALYSE PHYSICO-CHIMIQUE:
TRAVAUX PRATIQUES
DE DEUXIÈME ANNÉE.**

PROGRAMME DE DEUXIÈME ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>A) Thèmes.</p> <p>METHODES ELECTROCHIMIQUES.</p> <p>– Étude des courbes intensité-potentiel.</p> <p>– Applications :</p> <ul style="list-style-type: none"> • polarographie ; • ampérométrie ; • potentiométrie à courant nul : <ul style="list-style-type: none"> – utilisation d'électrodes spécifiques, – utilisation d'une électrode de mercure : <ul style="list-style-type: none"> * mercurimétrie : dosage des ions chlorures et de l'EDTA, * dosage de cations en présence du complexe mercure-EDTA ; • potentiométrie à courant imposé ; • électrogravimétrie. <p>METHODES OPTIQUES : SPECTROPHOTOMETRIE D'ABSORPTION MOLECULAIRE :</p> <ul style="list-style-type: none"> • dosage d'un mélange de substances ; • dosage photométrique par suivi d'absorbance en fonction du volume de réactif versé. 	<p>Étude expérimentale : système rapide - système lent. Étude théorique très simplifiée dans laquelle on ne donne pas de développements mathématiques.</p> <p>Utilisation en analyse qualitative. Dosage d'un ion, d'un mélange d'ions ou d'un composé organique. Méthodes à une et deux électrodes indicatrices (telles que mercure, platine, argent). Exemples : électrodes à fluorure, à nitrate, ...</p> <p>On se limitera au montage à deux électrodes indicatrices.</p> <p>On pourra utiliser une fibre optique.</p>

PROGRAMME DE DEUXIÈME ANNÉE	COMMENTAIRES
<p>CHROMATOGRAPHIE SUR RESINES ECHANGEUSES D'IONS.</p> <p>TECHNIQUES SPECIFIQUES.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Dosages d'acides ou de bases très faibles. • Dosage de l'azote par la méthode de Kjeldahl. • Dosage de l'eau par la méthode de Karl Fischer. <p>DOSAGES DE SUBSTANCES ORGANIQUES</p> <ul style="list-style-type: none"> • Détermination des indices d'iode, d'acide, d'ester et de saponification. • Dosages de substances telles que : alcool, cétone, aldéhyde, phénol, amine. <p>ÉTUDE DE CINETIQUES DE REACTIONS.</p> <p>DETERMINATION DE CONSTANTES THERMODYNAMIQUES.</p> <p>B) Couplage de méthodes analytiques.</p> <p>Après l'étude des différents thèmes, on combinera les techniques acquises au cours des deux années à l'occasion de séances récapitulatives.</p> <p>C) Compléments sur les appareillages professionnels.</p> <p>Organisation de visites (laboratoires, sites industriels).</p>	<p>On soulignera l'importance croissante de la chromatographie ionique.</p> <p><i>Exemples :</i></p> <ul style="list-style-type: none"> – acide borique en présence de polyols, – acide phosphorique en présence d'ions Ag^+, – ions NH_4^+ ou acides aminés en présence de méthanal, – en milieu non aqueux ; dosage de l'hydrogénéphthalate de potassium par l'acide perchlorique, en milieu acide acétique. <p><i>Exemples :</i> analyse des eaux, engrais, ciments, détergents, alliages, bains industriels, ...</p> <p>Progressivement l'étudiant devra choisir de manière autonome les méthodes et, en conséquence, les appareils à utiliser. Il devra savoir consulter des tables de données.</p> <p><i>Exemples :</i> torche à plasma, fluorescence X, chromatographie ionique, microscope électronique,...</p>

CHIMIE GÉNÉRALE ET INORGANIQUE : TRAVAUX PRATIQUES.

A LA FIN DES DEUX ANNÉES, LES ÉTUDIANTS
DOIVENT SAVOIR UTILISER LES APPAREILS SUIVANTS.

1) Verrerie et instruments usuels de laboratoire.

2) Matériel d'analyse.

a) Électrochimie :

- pHmètre - millivoltmètre,
- ionomètre,
- conductimètre,
- dispositif pour polarographie,
- dispositif pour potentiométrie à courant imposé,
- dispositif pour ampérométrie,
- dispositif pour électrogravimétrie,
- titrateur automatique,
- différents types d'électrodes.

b) Spectrophotométrie :

- spectrophotomètre d'absorption atomique,
- spectrophotomètre d'absorption moléculaire UV-visible,
- photomètre de flamme.

3) Matériel informatique : ordinateur avec logiciels d'acquisition et de traitement des données expérimentales, tableur graphique.

CHIMIE GÉNÉRALE ET INORGANIQUE :

LISTE DU MATÉRIEL NÉCESSAIRE POUR LES TRAVAUX PRATIQUES EN TS CHIMIE

- Balance électronique ou $1/10^0$ mg , portée 150g.
- Verrerie usuelle (ordinaire, graduée, jaugée).
- Agitateurs magnétiques (simple ou chauffant).
- Phmètre, millivoltmètre, ionomètre avec possibilité d'interfaçage à l'ordinateur.
- Electrodes de référence, électrodes de verre, électrodes métalliques.
- Electrodes spécifiques (fluorure, nitrate, ...).
- Titrateur automatique (si possible avec dispositif Karl Fischer).
- Conductimètre avec possibilité d'interfaçage à l'ordinateur.
- Cellule de conductimétrie.
- Bain thermostaté.
- Etuve.
- Four pour calcination.
- Dessicateur.
- Matériel pour filtration sous vide.
- Spectrophotomètre d'absorption moléculaire visible et UV-visible :
 - de routine,
 - avec logiciel d'exploitation,
 - éventuellement avec fibre optique.
- Cuves en verre ou en plastique, et en quartz.
- Photomètre de flamme.
- Spectrophotomètre d'absorption atomique.
- Stand de polarographie.
- Potentiostat.
- Electrodes tournante (Pt, carbone, ...).
- Microampèremètre.
- Dispositif pour potentiométrie à courant imposé.
- Dispositif pour électrogravimétrie.
- Colonne pour résines échangeuses d'ions.
- Montage pour dosage de Kjeldahl.
- Ordinateur avec imprimante et logiciels d'acquisition et de traitement des données expérimentales.
- Tableur graphique.