

A

nnexe 13

PROGRAMME DE CHIMIE DE LA VOIE PTSI

PRÉAMBULE

L'enseignement de la chimie vise à faire acquérir des connaissances et des savoir-faire tant expérimentaux que théoriques, afin que les futurs ingénieurs, chercheurs ou enseignants soient initiés à une véritable attitude scientifique. Les spécificités de cette démarche (approche expérimentale, raisonnement qualitatif ou par analogie, modélisation) sont soulignées. Les travaux pratiques et les TP-cours, sont les temps forts de cet enseignement. Le découpage en une approche théorique et une partie fondée sur les TP-cours prend acte du fait que les travaux pratiques représentent la moitié de l'horaire de chimie de la classe.

Un autre objectif est de faire prendre conscience aux étudiants que la chimie participe au développement des sciences et débouche sur d'importantes réalisations industrielles. Chaque fois que cela est possible, on présente les applications pratiques des notions abordées.

Le programme forme un ensemble cohérent réparti sur les deux années. La démarche expérimentale qui s'inscrit dans la continuité du cycle terminal du lycée doit être privilégiée. La réflexion sur les phénomènes doit primer sur toute dérive calculatoire. Les exercices qui ne font place qu'à l'application des mathématiques doivent être bannis.

Chaque fois que cela est possible, le micro-ordinateur interfacé doit être employé pour l'acquisition et le traitement des données expérimentales. Plus généralement, l'outil informatique est utilisé chaque fois qu'il apporte un gain de temps ou permet une amélioration de la compréhension. L'emploi de banques de données ou de logiciels scientifiques est signalé dans les différentes rubriques du programme.

Les TP-cours sont mis en place pour favoriser l'acquisition de connaissances dans le cadre d'un travail interactif : au tableau et sur la paillasse de démonstration pour le professeur, au tableau et sur le poste de TP pour l'étudiant. Leur durée est limitée à 2 heures prises sur la plage horaire des séances de TP. Le contenu des TP reste, dans un cadre plus souple, de la responsabilité et de la liberté pédagogique du professeur.

Le programme, dans son approche théorique, est soigneusement articulé et abondamment commenté, afin de bien délimiter les connaissances exigibles. Sa longueur ne présume en rien de sa lourdeur, bien au contraire.

Les pratiques d'évaluation impliquent la connaissance de tout le programme. Elles doivent limiter la technicité et la longueur des calculs, et être proches des réalités expérimentales ou technologiques et des applications pratiques. Les connaissances exigibles sont strictement limitées à la partie théorique du programme et aux TP-cours. Les thèmes des TP n'étant que des propositions, ils ne correspondent pas à des connaissances ou à des savoir-faire exigibles.

APPROCHE THÉORIQUE

I - LECTURE DE LA CLASSIFICATION PÉRIODIQUE

Historiquement, la classification périodique émerge du constat des analogies entre les propriétés chimiques, aujourd'hui complété par celui des analogies entre propriétés atomiques. Elle sert ici de point de départ. Dans la partie IV, on accède à la configuration électronique des atomes et on relie les propriétés chimiques aux électrons de valence.

PROGRAMME	COMMENTAIRES
Classification périodique des éléments	
Notion d'élément chimique. Lecture de la classification périodique : familles chimiques, structure en blocs.	On présente la classification périodique en 18 colonnes recommandée par l'UICPA.
Évolution de quelques propriétés chimiques.	Cette rubrique fait l'objet d'une séance de TP-cours.
Évolution de quelques propriétés atomiques : énergie d'ionisation, affinité électronique et électronégativité de Mulliken.	Cette rubrique s'appuie sur l'utilisation d'un logiciel ou d'une banque de données sur les éléments chimiques.

II - CINÉTIQUE DES SYSTÈMES CHIMIQUES

Il s'agit d'une présentation générale. On se limite à une définition de la vitesse en réacteur fermé, les réacteurs ouverts étant hors programme. Les séances de travaux pratiques permettent de souligner le caractère expérimental de la cinétique chimique. Enfin l'outil informatique limite tout excès de calcul en cinétique formelle.

De façon générale, on privilégie l'approche physico-chimique de la cinétique. Diverses méthodes expérimentales (conductimétrie, pHmétrie, spectrophotométrie...) peuvent être utilisées en travaux pratiques pour suivre l'évolution d'une concentration ou d'une grandeur physique au fil du temps.

Les phénomènes de catalyse ne sont pas abordés en tant que tels, mais ils peuvent être signalés ou rencontrés lors de travaux dirigés et de travaux pratiques.

PROGRAMME	COMMENTAIRES
Système fermé en réaction chimique	
Description d'un système fermé en réaction chimique : - notion de phase, - paramètres physiques intensifs (T et P) d'une phase homogène, - grandeurs intensives de composition d'une phase : concentrations molaires volumiques, fractions molaires, pressions partielles pour un mélange idéal de gaz parfaits.	Le paragraphe II. 1. est une introduction commune aux cours de cinétique chimique et de thermodynamique chimique.
Modélisation de la transformation par une unique équation de réaction : avancement de réaction, coefficients stœchiométriques algébriques.	L'écriture de l'équation de réaction est l'occasion de faire le point sur la notion d'état (état initial, état en cours d'évolution, état final), sur celle de transformation chimique et sur l'écriture symbolique du bilan de matière sous la forme de l'équation de réaction.
2. Vitesses en cinétique chimique	
Vitesses de disparition ou de formation d'une espèce dans le cas d'un réacteur fermé de composition uniforme.	On souligne qu'on peut définir et mesurer ces vitesses indépendamment de toute équation stœchiométrique.
Vitesse de réaction dans ce même réacteur pour une transformation représentée par une équation stœchiométrique unique.	La vitesse de réaction est définie comme une vitesse volumique de variation de l'avancement. On la relie aux vitesses de disparition et de formation précédentes.
3. Facteurs de la cinétique. Lois de vitesse	Les concentrations et la température sont les deux seuls facteurs étudiés.
3.1 Concentrations Définition d'un ordre : réaction avec ordre et constante de vitesse, réaction sans ordre. Lois de vitesse pour les transformations chimiques associées à une équation stœchiométrique unique et présentant un ordre un ou deux. Dégénérescence de l'ordre. Temps de demi- réaction vis-à-vis d'un réactif limitant dans le cas d'un ordre un ou deux.	Les travaux pratiques donnent l'occasion de rencontrer des situations de dégénérescence de l'ordre et de rechercher dans quelle mesure des résultats expérimentaux sont compatibles avec l'hypothèse d'un ordre donné. À l'occasion de travaux pratiques, on montre l'intérêt de la méthode différentielle lorsque l'ordre de la réaction n'est pas connu d'avance. La méthode intégrale apparaît alors comme une vérification de l'ordre prévu par la méthode différentielle.
3.2 Température. Loi expérimentale d'Arrhenius ; énergie d'activation	
4. Mécanismes réactionnels en cinétique homogène	
Processus élémentaires. Intermédiaires réactionnels. Molécularité d'un processus élémentaire.	On interprète qualitativement les phénomènes en termes de chocs efficaces. On signale l'influence de la concentration sur la fréquence des chocs et celle de la température sur la proportion de chocs efficaces.
Approximation de l'état quasi-stationnaire.	On utilise les ressources informatiques pour introduire l'approximation de l'état quasi-stationnaire lors de l'étude de deux réactions successives.
Mécanismes en séquence ouverte (par stades). Étape cinétiquement déterminante.	L'étude des mécanismes s'appuie sur les lois de vitesses expérimentales.
Mécanismes en séquence fermée (en chaîne).	La définition quantitative de la longueur de chaîne est hors programme.

III - RÉACTIONS EN SOLUTION AQUEUSE

Ce paragraphe est traité en relation étroite avec les travaux pratiques : les méthodes physiques de suivi d'une réaction en solution aqueuse (conductimétrie, spectrophotométrie, potentiométrie, pH-métrie) sont privilégiées.

L'objectif du programme est de fournir les bases nécessaires à la compréhension des réactions en solution aqueuse en mettant l'accent sur les processus d'oxydoréduction. Pour les réactions acido-basiques, de précipitation et de complexation, l'utilisation de la relation de Guldberg et Waage se limite strictement à introduire la notion de domaine de prédominance ou d'existence d'une espèce.

En première année, l'étude des piles a comme objectif essentiel de fonder les connaissances de base et les méthodes expérimentales en potentiométrie.

La réflexion sur les phénomènes est privilégiée en évitant tout calcul excessif.

PROGRAMME	COMMENTAIRES
1. Évolution d'un système chimique vers un état d'équilibre. Loi de l'équilibre chimique	
	Ce paragraphe est une introduction à traiter brièvement : les notions seront établies et précisées en seconde année. L'enthalpie libre et l'affinité chimique sont hors programme en première année.
Expression du quotient de réaction Q . Activité d'une espèce chimique. Constante thermodynamique (constante d'équilibre) $K^0(T)$. Notion d'état d'équilibre chimique. Cas des réactions totales ou nulles.	L'évolution d'un système chimique (qu'on relie à l'avancement) est associée à la variation de son quotient de réaction Q . Pour chaque cas, on affirme l'expression de l'activité qui tient compte de l'état physique de l'espèce considérée. La loi d'évolution est admise sous la forme suivante : le système évolue de façon que le quotient de réaction Q tend vers une valeur K^0 qui ne dépend que de la température pour une réaction donnée. À l'équilibre chimique, $Q = K^0$.
2. Équilibres acido-basiques	
Couple acide-base. Couples acido-basiques de l'eau. Réaction acido-basique par transfert de proton entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple. Constante d'acidité d'un couple en solution aqueuse, pK_a . Domaines de prédominance des espèces acido-basiques en fonction du pH.	Il s'agit d'une introduction à partir d'exemples concrets, destinée à faire acquérir aux étudiants un peu de culture chimique. L'usage distingue les acides forts et les acides faibles. On se limite aux espèces solubles.
3. Équilibres de complexation	
Couple donneur-accepteur de ligand. Constante d'équilibre de la réaction de dissociation $ML_n \rightarrow M^{n+} + nL^-$. Constante de formation. Domaines de prédominance du complexe et de l'ion libre en fonction du pL.	
4. Équilibres de précipitation	
Condition de précipitation, équilibre de précipitation et constante de solubilité (ou produit de solubilité)	La condition de précipitation est issue de la comparaison du quotient de réaction à la constante de solubilité.
Domaine d'existence d'un précipité.	On définit la frontière d'existence d'une espèce solide comme la limite d'apparition du solide. On rencontre, en TP ou en TD, le cas d'un hydroxyde métallique amphotère.
5. Oxydoréduction	
5.1 Équilibres d'oxydo-réduction	
Couple oxydant-réducteur. Couples oxydant-réducteur de l'eau. Réaction d'oxydo-réduction par transfert d'électron entre le réducteur d'un couple et l'oxydant d'un autre couple.	On introduit les nombres d'oxydation au fil des besoins.
5.2 Piles électrochimiques	
Approche phénoménologique d'une pile électrochimique : existence d'un courant, déroulement d'une réaction chimique, polarité des électrodes, anode et cathode, force électromotrice.	
Notion de potentiel d'électrode. Nécessité d'un potentiel origine : électrode standard à hydrogène. Potentiels standard. Formule de Nernst. Calcul de la constante d'équilibre à partir des potentiels standard.	La formule de Nernst est admise.

5.3 Préviation d'une réaction d'oxydo-réduction	
Domaines de prédominance de l'oxydant et du réducteur en fonction du potentiel. Application à la préviation d'une réaction d'oxydo-réduction.	On se limite aux espèces dissoutes.
Intérêt d'une échelle de potentiels standard pour la préviation des réactions d'oxydo-réduction.	À l'aide de quelques exemples, on dégage un critère thermodynamique opérationnel simple (écart de potentiels standard de l'ordre de quelques dixièmes de Volt) qui permet de considérer la réaction comme quantitative dans un sens précisé.

IV - L'ARCHITECTURE DE LA MATIÈRE

IV.1 De la classification périodique à la structure électronique de l'atome.

PROGRAMME	COMMENTAIRE
1. Quantification de l'énergie dans l'atome d'hydrogène	
Spectres d'émission et d'absorption de l'atome d'hydrogène : constante de Rydberg. Niveaux d'énergie électroniques : $E_n/eV = -13,6/n^2$.	L'expérience permet de relier, dans le cas de l'atome d'hydrogène, l'énergie au nombre quantique n. Le modèle historique de Bohr peut être introduit de façon succincte comme application du cours de physique.
2. Structure électronique de l'atome : quelques notions quantiques	
Existence de niveaux d'énergie quantifiés dans l'atome, dégénérescence de ces niveaux. Probabilité de présence d'un électron dans une région de l'espace. Les nombres quantiques : n, l, m_l et m_s . Principe de Pauli. Configuration électronique d'un atome à l'état fondamental : règles de remplissage des cases quantiques (Hund et Klechkowski). Électrons de cœur, électrons de valence.	Cette partie est introduite en liaison avec le cours de physique de terminale S. L'équation de Schrödinger et la notion de fonction d'onde sont hors programme. Ces nombres permettent une classification de certains états d'un électron. Les exceptions (chrome, cuivre...) ne sont pas exigibles. Un retour à la classification périodique suggère que les propriétés chimiques concernent les électrons de valence.

IV.2 Structure électronique des molécules

Les structures étudiées ne font intervenir aucun élément chimique au-delà de l'argon, à l'exception du brome et de l'iode.

PROGRAMME	COMMENTAIRES
Liaison covalente localisée : règle de l'octet.	Des exemples, parmi lesquels celui des radicaux rencontrés dans le cours de cinétique chimique, montrent les limites de la règle de l'octet.
Formules de Lewis de molécules et d'ions polyatomiques simples.	On rencontre des espèces pour lesquelles plusieurs formules de Lewis peuvent être proposées, mais l'étude en tant que telle de la mésomérie est hors programme.
Préviation de la géométrie de quelques ions et molécules simples par la méthode de répulsion des paires électroniques de la couche de valence (méthode VSEPR ou règles de Gillespie).	On se limite aux formules AX_nE_m avec $n + m \leq 4$ et aux formules AX_5 et AX_6 .

IV.3 Structure et organisation de la matière condensée

L'objectif est de parvenir à quelques propriétés simples (nombre de motifs par maille, coordinence, masse volumique, compacité) des structures cristallines de base. On utilise des modèles cristallins ou des visualisations informatiques.

Aucune structure cristalline n'est exigible : les énoncés doivent expliciter la géométrie de la structure cristalline associée à chaque matériau. La classification entre cristaux métalliques, ioniques, covalents et moléculaires est reliée brièvement à la nature de la liaison chimique et à quelques propriétés physiques des solides correspondants, sans qu'aucune étude systématique ne soit effectuée à ce sujet.

PROGRAMME	COMMENTAIRES
1. Systèmes cristallins État solide amorphe et cristallin. Modèle du cristal parfait.	Ce paragraphe est une introduction. On présente la structure cristalline comme un cas particulier de l'état solide.
Définitions élémentaires sur la structure cristalline : réseau, maille, nœud et motif.	La description des divers réseaux de Bravais et la notion de maille élémentaire ne sont pas au programme.
Systèmes cristallins. Nombre de motifs par maille conventionnelle, coordinence, masse volumique et compacité.	Ces notions, introduites avec le minimum de formalisme, sont illustrées au travers des exemples qui suivent.
2. Empilements compacts de sphères identiques et sites	
Arrangements {AB} hexagonal compact et {ABC} cubique à faces centrées. Sites tétraédriques et octaédriques dans l'assemblage cubique à faces centrées.	Pour le système hexagonal, on étudie la maille décrite par un prisme droit à base losange. Le calcul des dimensions des sites n'est exigible que dans la structure cubique à faces centrées. On peut utiliser un logiciel pour visualiser les sites dans des systèmes plus complexes.
3. Les principaux types de cristaux	
3.1 Cristaux métalliques Cristaux compacts (structures cubique compacte et hexagonale compacte) et non compacts (structure cubique centrée).	L'existence de variétés cristallines permet de définir la notion de variété allotropique.
3.2 Cristaux ioniques Description de trois types de structures dérivées des systèmes cubiques : les types CsCl, NaCl et ZnS. Définition de la coordinence de l'anion (par rapport au cation) et de la coordinence du cation (par rapport à l'anion).	On peut décrire une structure ionique de la manière suivante : les cations viennent occuper des sites interstitiels du réseau cubique, les anions occupant les nœuds, ou réciproquement. On explique que la stabilité de la structure tend à rendre les anions tangents aux cations mais que les ions ne s'interpénètrent pas. La relation entre le type structural et les rayons ioniques est hors programme.
3.3 Cristaux covalents Le diamant. Le graphite.	La comparaison des propriétés électriques s'appuie sur une description simple des structures.
3.4 Cristaux moléculaires La glace (type diamant).	L'existence d'interactions intermoléculaires (ici liaisons hydrogène) permet d'interpréter qualitativement les grandeurs thermodynamiques associées aux changements de phase.

V - THERMODYNAMIQUE DES SYSTÈMES CHIMIQUES

Cette partie est développée en relation avec le programme de thermodynamique physique. L'objectif est double :

- illustrer sur les systèmes chimiques la pertinence du bilan enthalpique pour accéder aux effets thermiques en réacteur isobare,
- apprendre à calculer l'enthalpie standard de réaction pour une température quelconque.

PROGRAMME	COMMENTAIRES
1. Modèles de transformation	
Réacteurs isobares, réacteurs isothermes ou adiabatiques. Chaleur reçue lors d'une évolution isobare.	Ces modèles de réacteur sont simplement cités pour mieux expliciter le lien avec le cours de physique.
2. Grandeurs standard de réaction	
État standard et grandeurs molaires standard d'un constituant pur. Grandeurs standard $\Delta_r H^0(T)$, $\Delta_r C_p^0$ de réaction chimique. Signe de $\Delta_r H^0(T)$: définition d'une réaction endothermique ou exothermique.	Le programme se limite à l'étude des transformations isobares et privilégie l'enthalpie par rapport à l'énergie interne. On ne se préoccupe pas dans un premier temps d'utiliser des tables de grandeurs standard : les grandeurs $\Delta_r H^0(T)$, $\Delta_r C_p^0$ nécessaires aux applications sont simplement données pour la réaction considérée. On se limite au cas où $\Delta_r C_p^0$ est indépendant de la température.

<p>Effets thermiques en réacteur isobare :</p> <ul style="list-style-type: none"> - chaleur reçue Q en réacteur isobare isotherme : relation $\Delta H = Q = \xi \Delta_r H^0$ pour un mélange idéal de gaz parfaits. - variation de température en réacteur adiabatique isobare : bilan enthalpique et échauffement du réacteur siège d'une réaction exothermique. 	<p>La mesure d'une enthalpie standard de réaction fait l'objet d'un TP-cours.</p> <p>On traite en travaux dirigés l'exemple d'une transformation isobare rapide (température de flamme) en insistant sur le fait que la démarche (bilan enthalpique en réacteur isobare adiabatique) est identique à celle qui traduit le bilan enthalpique dans un calorimètre isobare</p>
<p>3. Utilisation des tables de grandeurs thermodynamiques standard</p>	
<p>Enthalpie standard de formation d'un corps pur ; état standard de référence.</p> <p>Variation de $\Delta_r H^0$ avec la température (relation de Kirchhoff) en l'absence de changement d'état.</p> <p>Discontinuité de $\Delta_r H^0$ lors du changement d'état physique d'une espèce figurant dans l'équation de réaction.</p>	<p>Application au calcul d'une enthalpie standard de réaction à 298 K à l'aide des tables d'enthalpies standard de formation.</p> <p>Les enthalpies standard de liaison, d'ionisation, d'attachement électronique et réticulaire sont hors programme.</p>

APPROCHE EXPÉRIMENTALE

L'utilisation d'un ordinateur, pour l'acquisition et le traitement de données expérimentales ou pour comparer les résultats des mesures aux données théoriques évite des calculs répétitifs et favorise la représentation graphique des résultats. On peut ainsi faire varier les conditions d'expérimentation, montrer l'influence de certains paramètres et renforcer le lien entre les modèles mis en jeu par la théorie et les travaux expérimentaux.

La méthode de régression linéaire est exploitée sur ordinateur ou calculatrice.

L'utilisation de logiciels de simulation (en thermodynamique et en cinétique notamment) permet de compléter les études expérimentales. La simulation n'a d'intérêt que dans la mesure où elle est confrontée à l'expérience.

Aucune connaissance spécifique sur les appareils (réglage, standardisation) et sur la constitution des électrodes utilisées n'est exigible. En particulier, le principe et la description de l'électrode indicatrice du pH et de l'électrode de référence sont hors programme.

Toute étude systématique des équations des courbes de dosage en fonction du volume versé est hors programme. Si les équations de ces courbes sont nécessaires, elles doivent être données.

A - TP-COURS

La rédaction des rubriques TP-cours est détaillée car elles constituent un ensemble de connaissances et de compétences exigibles.

PROGRAMME	COMMENTAIRE
<p>TP-cours : Évolution des propriétés chimiques dans le tableau de classification</p>	<p>On consacre à cette étude une séance de deux heures qui fournit l'occasion d'insister sur les règles de sécurité au laboratoire.</p> <p>L'objectif est de faire acquérir aux élèves quelques éléments de culture chimique et de fonder l'idée selon laquelle les propriétés chimiques manifestent des analogies au sein d'une même colonne ou qu'elles évoluent au sein d'une ligne.</p>
<p>Combustion de quelques corps simples (sodium, carbone, soufre) dans le dioxygène. Caractère acide ou basique des oxydes obtenus.</p>	
<p>Propriétés réductrices des alcalins (action du sodium sur l'eau).</p>	<p>La réaction du sodium sur l'eau est réalisée par le professeur. L'utilisation de tout autre alcalin est exclue.</p>
<p>Propriétés oxydantes des dihalogènes (réactions du dichlore et du diiode sur l'aluminium) et de leurs solutions aqueuses (oxydation d'une solution aqueuse fraîche de sulfate de fer (II) par l'eau de chlore et d'une solution de thiosulfate de sodium par une solution aqueuse de diiode).</p>	<p>Les oxydations de l'aluminium par le dichlore gazeux et le diiode sont réalisées sous la hotte.</p> <p>Les ions fer III sont identifiés avec le thiocyanate de potassium.</p>
<p>Propriétés de précipitation des ions argent et des ions plomb par les ions halogénures.</p>	

TP-cours : Suivi d'une cinétique chimique par conductimétrie	
Principe des méthodes conductimétriques. Vérification de l'ordre d'une réaction et mesure de la constante de vitesse.	Il s'agit d'une séance de deux heures. Ce TP-cours est traité en continuité avec le cours de physique. Il s'agit essentiellement : - d'utiliser la relation entre la conductivité de la solution et la résistance d'une portion de cette solution, pour fonder le principe des mesures en conductimétrie. - d'initier les élèves à l'utilisation des outils de régression linéaire.
TP-cours : Suivi d'un dosage par potentiométrie	
Notion de dosage : réaction quasi-totale. Principe des méthodes potentiométriques : mise en œuvre d'une pile. Tracé de la courbe de dosage. Détermination et exploitation de l'équivalence pour le calcul d'une concentration. Exploitation de la courbe de dosage pour le calcul de constantes thermodynamiques : potentiels standard et constante de solubilité.	Cette étude s'étend sur deux séances de deux heures. Il s'agit de montrer que seules des réactions dont la constante d'équilibre est suffisamment grande peuvent donner lieu à un dosage. On explicite sur un schéma le principe de la pile utilisée. L'utilisation d'une carte d'acquisition et les outils numériques aident au tracé de la courbe de dosage et à la détermination graphique des points particuliers.
TP-cours : Mesure d'une enthalpie standard de réaction	
Réalisation d'une transformation chimique en réacteur adiabatique isobare (calorimètre). Bilan enthalpique.	Prévoir une séance de deux heures. On revient sur la distinction entre la transformation chimique et l'équation de réaction et on explicite le bilan enthalpique. On admet que la solution diluée se comporte, pour son enthalpie, comme un mélange idéal de gaz parfaits.

B - TRAVAUX PRATIQUES

Les thèmes de travaux pratiques ne sont que des propositions ; le contenu et l'organisation des séances relèvent de l'initiative pédagogique du professeur. Les thèmes, méthodes et montages mentionnés ici ne sont donc pas exigibles.

Thèmes

Spectrophotométrie.

Méthodes de dosage volumétrique à l'aide d'indicateurs colorés.

Tracé et exploitation de courbes de dosage acido-basiques ou de précipitation par pH-métrie et conductimétrie.

Détermination de constantes thermodynamiques en solution aqueuse : constante d'acidité, constante de solubilité, constante de dissociation ou de formation d'un complexe.

Utilisation de modèles cristallins.

Matériel et supports logiciels

La liste explicite le matériel et les outils logiciels qui permettent la mise en œuvre du programme.

Matériel

- PH-mètre.
- Millivoltmètre.
- Électrode indicatrice du pH.
- Électrodes d'argent et de platine.
- Électrode de référence.
- Conductimètre.
- Spectrophotomètre visible.
- Bain thermostatique.
- Verrerie courante de laboratoire.
- Balance électronique.
- Modèles cristallins.

Outils logiciels

- Base de données sur la classification périodique.
- Logiciel de visualisation de modèles cristallins.
- Logiciel de simulation de réactions chimiques en solution aqueuses.
- Outils de régression linéaire et de modélisation.