

**Royaume du Maroc**  
**Ministère de l'éducation nationale de l'enseignement supérieur de la**  
**formation des cadres et de la recherche scientifique**

**CLASSES PRÉPARATOIRES AUX**  
**GRANDES ÉCOLES**  
**PROGRAMME DE CHIMIE**  
**1<sup>ère</sup> année TSI**

Table des matières

Approche théorique 1<sup>ère</sup> année TSI

1. Chimie des solutions aqueuses
  - 1.1 Description d'un système fermé en transformation chimique
  - 1.2 Réactions acido-basiques
  - 1.3 Réactions de complexation
  - 1.4 Réactions de précipitation
  - 1.5 Réactions d'oxydoréduction
    - 1.5.1 Équilibres d'oxydoréduction
    - 1.5.2 Piles électrochimiques
    - 1.5.3 Prévision d'une réaction d'oxydoréduction
    - 1.5.4 Diagrammes potentiel-pH
2. Structure de la matière
  - 2.1 Structure atomique
  - 2.2 Classification périodique
  - 2.3 Structure moléculaire
  - 2.4 État cristallin
3. Cinétique des systèmes chimiques

Approche expérimentale 1<sup>ère</sup> année TSI

4. T.P-cours
  - 4.1 Dosage acide fort /base forte par pH-métrie (1 séance)
  - 4.2 Dosage acide fort /base forte par conductimétrie (1 séance)
  - 4.3 Dosage rédox par potentiométrie (1 séance)
5. Travaux pratiques
6. Simulation

Approche théorique 1<sup>ère</sup> année TSI

La révision des programmes de chimie des classes préparatoires s'inscrit dans le cadre d'une dynamique continue de modernisation et de rénovation sur les plans conceptuels et pédagogiques. Cette nouvelle réforme vise à garder un lien fort avec l'environnement international, sous ses aspects scientifiques technologiques et éducatifs, dans un contexte de mondialisation triomphante.

Ce programme attache une grande importance à l'instauration d'une continuité suffisante entre le programme de chimie des classes préparatoires et ceux des classes antérieures.

D'un autre côté la vision des écoles d'ingénieurs, quant aux profils des élèves qu'elles souhaitent recevoir à la sortie des CPGE, est prise en considération. Ce nouveau programme de chimie a également l'ambition de rendre la chimie plus attrayante auprès des élèves par une plus grande ouverture sur le monde de l'industrie chimique.

La filière TSI, accueille des élèves issus de l'enseignement technique. Ce sont des élèves habitués au concret et il est toujours plus facile pour eux de partir du particulier vers le général. Cette particularité se reflète dans le contenu du programme de chimie de cette filière.

L'objectif est d'amener les étudiants à acquérir des connaissances de base en chimie et des savoir-faire théoriques et expérimentaux, leur permettant d'accéder à un niveau de base suffisant pour continuer leur formations ultérieures dans les meilleures conditions, et aborder ainsi avec sérénité leurs futures activités scientifiques ou professionnelles. Dans l'immédiat la formation reçue permettra aux élèves d'être mieux armés pour affronter avec confiance les différents concours qui leurs sont destinés. Les passerelles jetées entre les classes préparatoires et l'université permettront à certains élèves d'intégrer l'enseignement universitaire.

L'accent sera mis sur la démarche scientifique. L'approche expérimentale est censée développer chez l'élève des qualités inhérentes à toute science expérimentale, comme l'observation, la rigueur, la créativité, l'esprit d'initiative, et le sens critique. D'ailleurs, ce nouveau programme de chimie confirme l'instauration des TP - cours, en plus des TP habituels. Cette mesure vise à renforcer le côté expérimental chez l'élève et le familiariser, le plus possible, avec les méthodes et le matériel utilisés en chimie.

Dans les cours, on tâchera à montrer que la chimie est une science vivante en multipliant les exemples tirés des différentes productions industrielles de la chimie ou des transformations chimiques qui se déroulent dans la nature. La mise en équation et la résolution mathématique des situations ne doivent pas prendre le dessus sur la compréhension des phénomènes chimiques. Un autre point fort de la chimie, qu'il est bon de souligner, est sa connexion intime avec les autres disciplines scientifiques comme par exemple la physique et la biologie.

On pourra utiliser l'outil informatique à chaque fois que celui-ci est susceptible d'apporter un gain de temps ou une meilleure illustration des enseignements. C'est ainsi qu'on pourra faire appel, selon les circonstances, à des logiciels de calcul formel et de représentation graphique, ou à des banques de données.

Le programme de chimie de la classe de première année de la filière TSI comprend trois parties : la chimie des solutions aqueuses, la structure de la matière et la cinétique des systèmes chimiques.

Ces enseignements sont organisés en deux approches complémentaires : Approche théorique et approche expérimentale selon une progression définie qu'il s'agit de respecter dans son ensemble. Toutefois, au sein de chaque partie, la liberté pédagogique du professeur est totale en ce qui concerne le choix de l'enchaînement des enseignements qu'il juge opportun. La progression adoptée est la suivante :

- 1 Chimie des solutions aqueuses ;
- 2 Structure de la matière.
- 3 Cinétique des systèmes chimiques

Le programme a opté pour une progression des enseignements qui assure une transition plutôt douce entre l'enseignement antérieur et les classes préparatoires. Un tel choix est dicté par une volonté de faciliter l'insertion des élèves dans leur nouvel environnement d'apprentissage.

Au début de l'année, les exercices et problèmes directement issus des épreuves de concours, peuvent éventuellement nécessiter des adaptations avant de les présenter aux élèves.

Les commentaires inclus dans le programme, précisent les limites de ce dernier, et visent à prévenir toute dérive inflationniste.

## 1 Chimie des solutions aqueuses

Le but est de doter les élèves de bases théoriques et expérimentales nécessaires pour la compréhension des réactions chimiques en solutions aqueuses.

La progression de cette partie nécessite une bonne synchronisation avec celle de l'approche expérimentale.

### 1.1 Description d'un système fermé en transformation chimique

Programme	Commentaire
Transformations de la matière. Transformations physique, chimique, nucléaire. États de la matière : gaz, liquide, solide. Notion de phase. Les transformations physiques : diagramme d'état ( $P, T$ ).	Il s'agit de reconnaître la nature d'une transformation et de déterminer l'état physique d'une espèce chimique pour des conditions expérimentales données de $P$ et $T$ .
Système et constituants d'un système physico-chimique.	Il s'agit de recenser les constituants physico-chimiques présents dans un système.

Grandeurs intensives de composition d'une phase : concentrations molaires, fractions molaires, pressions partielles pour un mélange idéal de gaz parfaits. Composition d'un système physico-chimique.	Il s'agit de décrire la composition d'un système à l'aide des grandeurs physiques pertinentes.
Transformation chimique. Écriture conventionnelle de l'équation-bilan d'une réaction chimique. Activité, quotient de réaction, critère d'évolution, avancement de réaction.	On rappellera brièvement, l'avancement $\xi$ de réaction et l'expression du quotient de réaction, vue dans les classes antérieures, en fonction des concentrations des espèces dissoutes.
Constante d'équilibre $K^\circ(T)$ . Composition chimique du système dans l'état final : état d'équilibre chimique, transformation totale.	On affirme l'expression de l'activité d'un constituant, le quotient de la réaction et le critère d'évolution (le système évolue vers un état qui correspond à $Q(\xi = \xi_{eq}) = K^\circ(T)$ ).
Propriétés de l'eau liquide, paramètres caractérisant l'eau en tant que solvant, dissolution, solvatation, l'eau solvant polaire, ionisé et ionisant.	On rappellera sommairement les acquis antérieurs des élèves autour du caractère polaire de la molécule d'eau et du phénomène de solvatation des ions. On insistera sur le cas du proton. Dans les classes antérieures, il est souvent noté $H^+_{aq}$ . On présentera la formule $H_3O^+$ recommandée par l'UICPA <sup>1</sup> . <sup>1</sup> union internationale de chimie pure et appliquée

## 1.2 Réactions acido-basiques

Programme	Commentaire
Couple acide - base de BRONSTED. Couples acido-basiques de l'eau. Exemples usuels d'acides et bases : nom, formule et nature – faible ou forte – des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, acétique, de la soude, l'ion hydrogencarbonate, l'ammoniac.	On rappellera brièvement les notions suivantes, rencontrées dans les niveaux antérieurs : définition d'acide et base selon Bronsted, échelle du pH, autoprotolyse de l'eau, caractère ampholyte de l'eau. Il s'agit d'une introduction à partir d'exemples concrets. On se limitera aux espèces solubles.
Réaction acido-basique : échange protonique entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple. Constante d'acidité d'un couple en solution aqueuse $K_a, pK_a$ .	
Domaines de prédominance des espèces acido-basiques en fonction du pH.	On présentera l'échelle de force d'acidité des acides pour la même concentration. Les courbes représentant les concentrations de l'acide et de la base conjuguée en fonction du pH sont exigibles.
Prévision du caractère total de la réaction par évaluation de $\Delta pK_a$ . Règle du $\gamma$ .	Dans certains cas, que l'on précisera à l'aide de quelques exemples, l'écart de $pK_a$ peut renseigner sur le caractère quantitatif de la réaction.
Cas où plusieurs réactions acide-base sont possibles, réaction prépondérante.	Seules sont envisagées les situations où une réaction prépondérante, permet de déterminer l'état final d'un système. On privilégiera l'utilisation des diagrammes pour valider le choix de la réaction mise en jeu. Deux TP-cours sont en liaison avec cette partie : • dosage d'acide fort /base forte par pH-métrie ; • dosage d'acide fort /base forte par conductimétrie.

## 1.3 Réactions de complexation

Programme	Commentaire
Couple donneur-accepteur de ligand.	On introduira la nomenclature des complexes au fur

Constante d'équilibre de la réaction de dissociation : $ML_n = M^{n+} + nL^-$	et à mesure des besoins.
Constante de formation. Domaines de prédominance du complexe et de l'ion libre en fonction de pL. Constante de formation globale.	Sur des exemples on traitera la compétition entre deux ligands ou entre deux centres métalliques.

## 1.4 Réactions de précipitation

Programme	Commentaire
Formation de précipités, produit de solubilité, solubilité et condition de précipitation.	L'étude sera menée en utilisant la comparaison entre le quotient de réaction à la constante de solubilité. On donnera des exemples de sels totalement solubles (solubilité très élevée, avec ordre de grandeur) et des exemples de sels peu solubles.
Domaine d'existence d'un précipité.	On définira la frontière d'existence d'une espèce solide comme la limite d'apparition du solide. On utilise les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires.
Facteurs influençant la solubilité.	On évoquera l'influence de la température, du pH, de l'ion commun, de la formation d'un complexe soluble et de la formation d'un autre précipité. Le cas d'un hydroxyde métallique amphotère sera traité en exercice.
Traitement des effluents dans une usine chimique.	A partir de documents décrivant le traitement des effluents d'une usine chimique, on dégage les notions de détection d'espèces (méthodes physiques ou chimiques), d'évaluation des concentrations, de valeurs limites acceptables et les transformations mises en jeu pour la séparation des espèces et la dépollution.

## 1.5 Réactions d'oxydoréduction

### 1.5.1 Équilibres d'oxydoréduction

Programme	Commentaire
Couple oxydant-réducteur. Nombre d'oxydation. Exemples usuels : nom, nature et formule des ions thiosulfate, permanganate, dichromate, hypochlorite, du peroxyde d'hydrogène.  Réaction d'oxydoréduction par transfert d'électron entre le réducteur d'un couple et l'oxydant d'un autre couple.	On rappellera brièvement les notions suivantes, vue dans les classes antérieures : réaction d'oxydoréduction, oxydant, réducteur et couple redox. On prévoira les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique.

### 1.5.2 Piles électrochimiques

Programme	Commentaire
Approche phénoménologique d'une pile électrochimique : existence d'un courant, déroulement d'une réaction chimique, polarité des électrodes, anode et cathode, force électromotrice.	Les piles électrochimiques sont aux programmes des classes antérieures, toutefois, on reprendra complètement leur étude. On utilisera l'exemple de la pile DANIEL pour expliquer le principe de fonctionnement.
Notion de potentiel d'électrode. Nécessité d'un potentiel origine : électrode standard à hydrogène. Autres électrodes de références. Potentiels standard.	La formule de NERNST est admise. On tachera de l'écrire dans différents cas de couples redox.

Formule de NERNST.	
--------------------	--

### 1.5.3 Prévision d'une réaction d'oxydoréduction

Programme	Commentaire
Calcul de la constante d'équilibre à partir des potentiels standard. Domaines de prédominance ou d'existence de l'oxydant et du réducteur en fonction du potentiel. Intérêt d'une échelle de potentiels standard pour la prévision des réactions d'oxydoréduction. Dismutation et médiamutation.	On exploitera l'unicité du potentiel de la solution. On prévoira qualitativement ou quantitativement le caractère thermodynamiquement favorisé ou défavorisé d'une réaction d'oxydoréduction. Dans certains cas, que l'on précisera à l'aide de quelques exemples, l'écart de potentiels standard peut renseigner sur le caractère quantitatif de la réaction. À ce stade un dosage rédox par potentiométrie fera l'objet d'un TP-cours.

### 1.5.4 Diagrammes potentiel-pH

Programme	Commentaire
Principe de construction des diagrammes potentiel-pH. Construction des diagrammes potentiel-pH de l'eau, du fer. Limite thermodynamique du domaine d'inertie électrochimique de l'eau. Lecture et utilisation des diagrammes potentiel-pH. Prévision des réactions chimiques possibles par superposition de plusieurs diagrammes. Notion des domaines de corrosion, immunité et passivation	On se limitera aux espèces suivantes : $Fe(s)$ , $Fe^{2+}$ , $Fe^{3+}$ , $Fe(OH)_{2(s)}$ , $Fe(OH)_{3(s)}$ . On prévoit le caractère thermodynamiquement favorisé ou non d'une transformation par superposition des deux diagrammes et on en déduit la stabilité des espèces dans l'eau. La construction complète de tout autre diagramme potentiel-pH ne peut être exigée. On pourra interpréter en exercice le diagramme potentiel-pH du cuivre.

## 2 Structure de la matière

Il s'agit de fournir aux élèves un bref aperçu sur l'interprétation de la structure de la matière à partir des résultats de la mécanique quantique. Ce qui conduit naturellement à l'évolution des propriétés des éléments chimiques dans la classification périodique.

On pourra signaler que MENDELEIEV avait établi une première classification périodique en se basant sur les analogies des propriétés chimiques des corps simples.

Les programmes des classes antérieures contiennent un certain nombre de notions sur la structure de la matière. Dans les programmes de chimie des classes préparatoires la structure de la matière est traitée avec une approche différente. Sauf mention contraire, on reprendra complètement ces notions.

### 2.1 Structure atomique, classification périodique

Programme	Commentaire
Atome, élément, isotopes, abondance isotopique. Électrons, protons, neutrons. Le noyau : nombres Z, A, isotopes. Masse d'un atome, masse molaire atomique : constante d'Avogadro, la mole.	Les structures de l'atome et du noyau, vues dans les classes antérieures, sont rappelées sommairement.
Spectres d'émission et d'absorption de l'atome d'hydrogène : constante de RYDBERG. Niveaux d'énergie électroniques : $E_n = -13,6/n^2$ (eV).	Toute étude de l'équation de Schrödinger est hors programme. L'expérience permettra de relier, dans le cas de l'atome d'hydrogène, l'énergie au nombre quantique n. On donnera l'expression de l'énergie dans le cas des hydrogénoïdes.
Existence de niveaux d'énergie quantifiés dans l'atome. Définition des nombres quantiques n, l, m <sub>l</sub> et m <sub>s</sub> .	On se contentera de la représentation des orbitales

Orbitale atomique. Principe de PAULI. Configuration électronique d'un atome et d'un ion monoatomique à l'état fondamental : règles de remplissage des cases quantiques (HUND et KLECHKOWSKY). Électrons de cœur et de valence.	atomiques s, p et d sans chercher à expliciter les expressions mathématiques des fonctions d'onde.
Architecture et lecture de la classification périodique : familles chimiques, structure en blocs. Périodicité des propriétés : évolution de quelques propriétés atomiques : énergie d'ionisation, affinité électronique, électronégativité (au sens de MULLIKEN). Les ions : définition, charges, exemples d'ions simples et d'ions complexes.	On présentera la classification périodique en 18 colonnes recommandée par l'UICPA. On signale l'existence d'autres échelles d'électronégativité : PAULING et ALRED-ROCHOW.  Pour les ions simples des colonnes I, II et VII, on interprète leur existence à partir de la classification périodique.

## 2.2 Structure moléculaire

Programme	Commentaire
Liaison covalente localisée.	Toute théorie de la liaison covalente est hors programme.
Règle de l'octet et du duet.	Des exemples montrent les limites de la règle de l'octet.
Schéma de LEWIS d'une entité.	Les structures étudiées font intervenir les 18 premiers éléments chimiques, en plus du brome et de l'iode.

## 2.3 État cristallin

Programme	Commentaire
État solide : état amorphe, état cristallin et solide semi-cristallin, variétés allotropiques.	Ce paragraphe est une courte introduction où on présente l'état cristallin comme un cas particulier de l'état solide.
Définitions élémentaires sur la structure cristalline : réseau, nœud, maille et motif.	Les réseaux de BRAVAIS ne sont pas au programme.
Empilements compacts de sphères identiques : arrangements hexagonal compact et cubique à faces centrées.	On étudie en exercice, sur l'exemple de la structure c.f.c, la coordinence, la masse volumique, la compacité, les sites tétraédriques et octaédriques. On utilise un logiciel ou des modèles cristallins pour visualiser des mailles et des sites interstitiels et pour déterminer les paramètres géométriques.
Cristaux métalliques : exemples de cristaux compacts (h.c et c.f.c) et non compacts (c.c)	Toute étude des propriétés de la liaison métallique est hors programme.
Cristaux ioniques : Description de la structure de type CsCl, NaCl et ZnS blende.	On traite en exercice, la coordination des ions, les rayons ioniques, la masse volumique sur un exemple de structure ionique. Cristaux covalents et cristaux moléculaires sont hors programme.

## 3 Cinétique des systèmes chimiques

On se limitera aux réacteurs fermés.

L'outil informatique peut être utilisé avec profit dans certains calculs en cinétique formelle.

Les méthodes colorimétrique, conductimétrique, pH-métrique, spectrophotométrique sont utilisées en travaux pratiques pour suivre l'évolution d'une concentration ou d'une grandeur physique au fil du temps.

Les phénomènes de catalyse sont traités en exercices ou lors de travaux pratiques.

Programme	Commentaire
-----------	-------------

Vitesses en cinétique chimique : • Vitesses de disparition ou de formation d'un constituant dans le cas d'un réacteur fermé de composition uniforme, • Vitesse volumique de réaction : $v = 1/Vd\xi/dt$ .	On souligne que la définition et la mesure de ces vitesses sont indépendantes de l'écriture de l'équation bilan de la réaction. On rappelle brièvement la définition de la vitesse volumique de réaction vue en deuxième année du baccalauréat et on l'exprime en fonction des vitesses de formation et de disparition d'un constituant.
Facteurs cinétiques.	On commence par rappeler les résultats de l'étude qualitative des facteurs cinétiques (concentration, température, catalyseur) faite en deuxième année du baccalauréat, ensuite on approfondit l'étude quantitativement pour les facteurs température et concentration.
Définition d'un ordre	On souligne que l'ordre est une notion expérimentale.
Réaction avec ordre et coefficient de vitesse <sup>1</sup> . Réaction sans ordre. Loi expérimentale d'ARRHENIUS, énergie d'activation.	
Lois de vitesse pour les réactions chimiques présentant un ordre zéro, un ou deux, ordre global, ordre apparent.	À l'occasion de travaux pratiques, on montre l'intérêt des méthodes différentielle et intégrale pour la détermination de l'ordre.
Dégénérescence de l'ordre.	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.
Temps de demi-réaction vis-à-vis d'un réactif limitant dans le cas d'un ordre un ou deux.	On rappelle la notion de temps de demi-réaction et on complète l'étude en examinant d'autres cas (exemple : deux réactifs mélangés en proportions stœchiométriques). On rappellera le temps de demi-vie d'un nucléide radioactif lors d'une transformation nucléaire.
<i>1 nouvelle appellation de la constante de vitesse selon la recommandation de l'UICPA (union internationale de chimie pure et appliquée)</i>	

### Approche expérimentale 1<sup>ère</sup> TSI

L'objectif de l'approche expérimentale est de permettre aux élèves d'acquérir des savoirs et des savoir-faire expérimentaux.

Une liaison avec les connaissances théoriques sous-jacentes du travail expérimental est toujours utile afin de tester la validité du modèle adopté ou de la loi étudiée. L'utilisation de l'outil informatique est susceptible d'alléger considérablement cette tâche par les diverses possibilités qu'elle offre comme la simulation ou l'acquisition des données.

Dans le laboratoire de chimie on insistera sur le respect des règles générales de sécurité. Chaque fois qu'un produit chimique est utilisé, son pictogramme est précisé et sa signification est clairement indiquée, ainsi que les phrases **H** (**H** de Hazard/danger) et les phrases **P** (prévention).

Les phrases **H** remplacent les anciennes phrases **R** et décrivent les risques d'une substance. Les phrases **P** (prévention) remplacent les anciennes phrases **S** et spécifient les mesures de sécurité qui doivent être suivies lors de la manipulation de ces substances.

Les activités expérimentales permettent l'acquisition de compétences spécifiques, ainsi que d'un réel savoir et savoir-faire dans le domaine des mesures, des incertitudes et des techniques associées : réalisation, analyse du protocole, choix des instruments de mesure, mesures, évaluation de la précision, validation et analyse critique des résultats obtenus.

Les étudiants doivent avoir conscience de la variabilité des résultats obtenus lors d'un processus de mesure, en connaître les origines, et comprendre et s'approprier ainsi les objectifs visés par l'évaluation des incertitudes. Ils détermineront ensuite ce qu'il faudrait faire pour améliorer la précision d'un résultat

En fin, il est essentiel que les notions sur les mesures et incertitudes diffusent dans chacun des thèmes du programme, théorique et expérimental, tout au long des deux années préparatoires et qu'elles soient régulièrement évaluées.

Le TP-cours intitulé " **Mesures et incertitudes**" traité dans le programme de physique explicite les notions exigibles sur le thème « mesures et incertitudes ».

L'approche expérimentale comprendra les TP et les TP-cours.

#### 4 TP-cours

Les contenus des TP-cours constituent un ensemble de connaissances et de compétences exigibles.

Le principe d'un TP-cours est assez différent de celui d'un TP habituel. Son objectif est de permettre aux élèves de construire, de manière active, des savoirs ou des savoir-faire théoriques ou expérimentaux selon un plan préétabli par l'enseignant. En effet, les élèves manipulent et proposent des exploitations. Le professeur se charge alors de réaliser les conclusions. En ce sens, un TP-cours est guidé par le professeur comme pour un cours magistral habituel. Les instructions doivent être fournies aux élèves progressivement au cours du déroulement de la séance. Il est donc déconseillé de fournir aux élèves un mode opératoire similaire à celui des séances des travaux pratiques.

Un TP-cours exige de l'enseignant une certaine vigilance pour assurer une bonne gestion du temps et une synchronisation suffisante du travail des binômes.

On peut résumer les étapes du travail lors d'un TP-cours comme suit :

1. L'enseignant fixe un objectif, comme par exemple étudier un phénomène, modéliser une situation physique, ou découvrir une loi ;
2. L'enseignant fournit les instructions nécessaires pour guider le travail expérimental et respecter les consignes de sécurité ;
3. Réalisation des mesures ou observations par les élèves et expression des premières exploitations ;
4. Discussion des résultats dans leur ensemble et formulation des premières conclusions ;
5. Réalisation d'éventuelles mesures supplémentaires ou d'observations pour compléter le travail ;
6. Cette étape ressemble beaucoup aux activités ordinaires du professeur dans un cours magistral : explications, démonstrations, exemples d'applications, exercices simples et conclusions.

Ce processus peut être répété jusqu'à atteindre l'ensemble des objectifs de la séance.

Les élèves de la filière TSI, ont vu certaines pratiques expérimentales dans les classes antérieures.

En particulier :

- L'utilisation de la balance et de la verrerie pour la préparation d'une solution aqueuse ;
- Exemples de dosages pH-métriques (dosage des produits de la vie courante) ;
- Exemples de dosages conductimétriques ;
- Exemples de dosages d'oxydoréduction.

Les TP et TP-cours vont renforcer et compléter ces acquis.

##### 4.1 Dosage acide fort /base forte par pH-métrie (1 séance)

Programme	Commentaire
Notion de dosage : réaction quasi-totale. Tracé de la courbe de dosage. Détermination et exploitation de l'équivalence pour le calcul d'une concentration.	Il s'agit de montrer que seules des réactions dont la constante d'équilibre est suffisamment grande peuvent donner lieu à un dosage.

##### 4.2 Dosage acide fort /base forte par conductimétrie (1 séance)

Programme	Commentaire
Principes de base. Conductivité d'une solution. Détermination de la constante de la cellule du conductimètre.	On indiquera que la conductimétrie utilise un courant alternatif pour éviter le phénomène d'électrolyse qui gênerait les mesures.

##### 4.3 Dosage rédox par potentiométrie (1 séance)

Programme	Commentaire
Principe de base : Potentiométrie à intensité nulle. L'électrode de référence, l'électrode de travail. Dosage potentiométrique	On déterminera des constantes thermodynamiques par potentiométrie : potentiels standard et constante de solubilité.

#### 5 Travaux pratiques



Les thèmes des travaux pratiques, dont le programme fixe le nombre et les thèmes, ne sont pas exigibles. Leurs contenus et leur progression sont entièrement fixés par l'enseignant.

## Compte-rendu

Il est impératif d'exiger de l'élève la rédaction d'un compte-rendu pendant une séance de travaux pratiques. Cette aptitude constitue un des objectifs de la formation scientifique. Les activités expérimentales sont aussi l'occasion de travailler l'expression orale lors d'un point de situation ou d'une synthèse finale par exemple. Le but est de bien préparer les élèves de CPGE à la présentation des travaux et projets qu'ils auront à conduire et à exposer au cours de leur formation en école d'ingénieur et, plus généralement, dans le cadre de leur métier de chercheur ou d'ingénieur.

La structure d'un compte-rendu de travaux pratiques comprend : un titre, une introduction, une partie théorique, une partie de mise en œuvre, les résultats, leur interprétation et une conclusion.

D'autre part, les différentes activités pratiques doivent être couronnées par l'évaluation des capacités et compétences expérimentales.

Si l'intérêt du compte-rendu est évident, en revanche il faut veiller à ce qu'il ne prenne pas une importance considérable, en temps, par rapport au travail expérimental proprement dit.

TP N°	Titre du TP
1	Initiation aux TP de Chimie. Prévention des risques chimiques, électrique et optique. Règles de sécurité au laboratoire, pictogrammes de sécurité pour les produits chimiques, phrases <i>H</i> et <i>P</i> . Impact environnemental : traitement et rejet des espèces chimiques. Préparation des solutions en chimie, dilution d'une solution concentrée, mise en solution d'un solide. Présentation de la valeur numérique d'un résultat expérimental ; Chiffres significatifs, erreurs et incertitudes.
2	Dosage pH -métrique acide fort/base forte (choix d'un indicateur de fin de réaction).
3	Dosage pH-métrique et conductimétrique acide faible / base forte (degré d'acidité d'un vinaigre, vitamine C, . . .).
4	Dosage pH-métrique et conductimétrique d'un polyacide par une base forte ( $H_3PO_4$ d'un soda, jus d'orange, jus de citron ...).
5	Dosage conductimétrique acide faible/base forte
6	Étude d'une réaction de précipitation.
7	Complexométrie (détermination de la dureté d'une eau ou pouvoir complexant).
8	Dosage potentiométrique.
9	Dosage iodométrique de l'eau de Javel.
10	Étude cinétique d'une réaction chimique par spectrophotométrie.
11	Détermination de l'ordre partiel par rapport à un réactif.
12	Diagramme potentiel-pH du système fer-eau.

## 6 Simulations

1	Exploitation d'une banque de données sur les éléments chimiques.
---	--