

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

CLASSES PRÉPARATOIRES AUX
GRANDES ÉCOLES

Voie : Physique et sciences de l'ingénieur (PSI)

PROGRAMME DE CHIMIE
Seconde année

Approche théorique PSI

1. Thermodynamique des systèmes chimiques
 - 1.1 Grandeurs de réaction
 - 1.2 Potentiel chimique
 - 1.3 Changement d'état des alliages métalliques
 - 1.4 Équilibres chimiques en systèmes fermés
 - 1.5 Déplacement des équilibres chimiques
2. Electrochimie
 - 2.1 Aspect thermodynamique des réactions redox
 - 2.2 Approche qualitative de la cinétique des réactions redox
 - 2.3 Phénomène de corrosion humide
 - 2.4 Énergie chimique et énergie électrique : conversion et stockage

Approche expérimentale PSI

3. Travaux pratiques

Approche théorique PSI

La révision du programme de chimie de la classe de deuxième année de la filière PSI, précédée par celui de la première année, achève la révision du programme de chimie de cette filière. Elle 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 celui des classes antérieures.

Lors de l'élaboration de ce présent programme, la vision des écoles d'ingénieurs quant au profil des élèves formés par le système des classes préparatoires, est prise en compte. Ce programme de chimie de la classe de deuxième année de la filière PSI se veut également ouvert sur le monde de l'industrie chimique, dans le but d'éveiller la curiosité des élèves sur l'importance de la chimie dans le monde d'aujourd'hui.

Le programme de chimie de la filière PSI tient compte du fait que les élèves de cette filière durant leur formation ont acquis une capacité d'abstraction. Cependant il faut garder à l'esprit que, cette particularité ne doit pas nuire au caractère concret et pratique de la chimie.

Dans son travail, l'ingénieur de demain sera forcément confronté à des contraintes liées au respect de l'environnement. En effet, la chimie contribue au développement de toutes les activités humaines essentielles dans le monde d'aujourd'hui. De plus, de nombreuses matières d'usage quotidien sont fabriquées à l'aide de processus chimiques à partir d'éléments provenant de ressources naturelles limitées.

Enfin, la plus grande partie de l'énergie consommée est d'origine chimique. Il en résulte une pollution chimique importante et un épuisement inéluctable des ressources naturelles. Il est donc primordial de familiariser l'élève dès maintenant avec cette dimension, qui sera l'une des préoccupations majeures de

l'industrie de demain. Les enseignants de la chimie sont vivement invités à s'ouvrir sur les impacts de la chimie sur l'environnement. Sur le plan théorique, on exploitera, chaque fois que c'est possible, les connaissances acquises en chimie pour donner à l'élève une idée sur l'impact de l'industrie chimique sur l'environnement. Dans l'approche expérimentale, on incitera l'élève à être respectueux de l'environnement en adoptant des réflexes et des attitudes convenables : utiliser le minimum de produits chimiques pour réaliser une manipulation, éviter de jeter les produits toxiques ou dangereux dans l'évier . . .

Les objectifs affichés restent les mêmes qu'en première année : amener les élèves à acquérir des connaissances et des savoir-faire tant expérimentaux que théoriques, renforcer chez les élèves une véritable attitude scientifique. La qualité d'une telle formation va permettre aux élèves d'affronter efficacement les différents concours qui leurs sont destinés, mais surtout de réussir dans leur future vie professionnelle ou scientifique. Une intégration de l'enseignement universitaire est également rendue possible par les éventuelles passerelles établies entre les classes préparatoires et l'université.

Le programme de chimie de la classe de deuxième année de la filière PSI reprend également les mêmes principes directeurs que ceux de la classe de première année : promotion de l'approche expérimentale, valorisation de la compréhension des phénomènes chimiques étudiés et réduction de la technicité calculatoire au strict minimum.

Les logiciels de calcul formel, de représentation graphique ou des banques de données sont utilisés pour faciliter la tâche d'enseignement.

Le micro-ordinateur interfacé est employé pour l'acquisition et le traitement des données expérimentales. Le programme de chimie de la classe de deuxième année de la filière PSI comprend les parties suivantes :

1. Thermodynamique des systèmes chimiques ;
2. Electrochimie.

Les deux parties sont traitées impérativement dans cet ordre. Au sein de chaque partie la liberté pédagogique du professeur est totale quant au choix du découpage des thèmes ou de leurs enchaînements.

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

1. Thermodynamique des systèmes chimiques

Cette partie est développée en relation avec le programme de thermodynamique physique vu en PCSI. Les objectifs généraux de cette partie sont :

- choisir de manière rigoureuse et décrire le système physico-chimique étudié ;
- illustrer sur les systèmes engagés dans une transformation chimique la notion de bilan enthalpique pour accéder aux effets thermiques en réacteur isobare ;
- apprendre à calculer les grandeurs standard de réaction pour une température quelconque ;
- établir et utiliser le critère d'évolution spontanée d'un système chimique ;
- privilégier la notion d'affinité pour l'étude des déplacements et ruptures d'équilibre ;
- Identifier les paramètres d'influence et leur sens d'évolution pour optimiser une synthèse ou minimiser la formation d'un produit secondaire indésirable ;
- décrire quantitativement l'évolution d'un système prenant en compte les conditions expérimentales choisies pour réaliser la transformation.

1.1 Grandeurs de réaction

Programme	Commentaire
Écriture conventionnelle de l'équation bilan d'une réaction chimique. Modèles de transformation isobare, isotherme ou adiabatique. Chaleur reçue lors d'une évolution isobare.	Les coefficients stœchiométriques sont considérés algébriques. Ces modèles de transformations sont simplement cités pour mieux expliciter le lien avec le cours de physique. Le programme se limite à l'étude des transformations isobares et privilégie l'enthalpie par rapport à l'énergie interne. La mesure d'une enthalpie standard de réaction fait l'objet d'un TP.
Grandeurs standard de réaction :	On calcule les grandeurs de réaction à partir des tables de données thermodynamiques.

<ul style="list-style-type: none"> - État standard et grandeurs molaires standard d'un constituant pur, enthalpie standard de changement d'état, - États standard de référence d'un élément chimique. <p>Grandeurs standard de formation d'un corps.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Loi de Hess, expression de $\Delta_r H^\circ(T)$ en fonction des enthalpies standard de formation $\Delta_f H^\circ(T)$ des constituants à une température donnée. - Grandeurs standard $\Delta_r H^\circ(T)$, $\Delta_r S^\circ(T)$ et $\Delta_r C_p^\circ(T)$ de réaction chimique. - Signe de $\Delta_r H^\circ(T)$: définition d'une réaction endothermique ou exothermique. - Signe de $\Delta_r S^\circ(T)$ et production du désordre par la réaction. - Enthalpie standard de dissociation de liaison. 	<p>On estime l'ordre de grandeur d'une enthalpie standard de réaction à partir des énergies de liaison.</p>
<p>Effets thermiques en réacteur isobare :</p> <ul style="list-style-type: none"> - transfert thermique Q_p causé par la transformation chimique en réacteur isobare isotherme : relation $\Delta H = Q_p = \xi \Delta_r H^\circ(T)$ - transfert thermique causé par un changement d'état physique isobare isotherme. 	
<ul style="list-style-type: none"> - Variation de température en réacteur adiabatique isobare : bilan enthalpique et échauffement du mélange, température de fin de réaction. 	<p>On traite sur un exemple une transformation isobare rapide et on calcule la température maximale théorique (température de flamme). On se place systématiquement dans le cadre de l'approximation d'Ellingham.</p>
<p>Variation de $\Delta_r H^\circ$ avec la température (relation de Kirchhoff) en l'absence de changement d'état. Discontinuité de $\Delta_r H^\circ(T)$, $\Delta_r S^\circ(T)$ et $\Delta_r C_p^\circ(T)$ lors d'un changement d'état d'un constituant. Utilisation des tables thermodynamiques pour les calculs des grandeurs de réaction à 298 K.</p>	

1.2 Potentiel chimique

Programme	Commentaire
Potentiel thermodynamique ; enthalpie libre d'un système.	G est définie comme une grandeur énergétique du système ; $G = H - TS$. On justifie que G est le potentiel thermodynamique adapté à l'étude des transformations isothermes, isobares et spontanées.
Identités thermodynamiques pour un système monophasé de composition variable.	On établit les expressions des différentielles de U, H, G. On distingue les caractères intensif ou extensif des variables utilisées.
Définition du potentiel chimique μ_i .	μ_i est défini à partir de G.
<p>Changement d'état du corps pur : Potentiel chimique du corps pur. Conditions d'équilibre d'un corps pur sous plusieurs phases.</p> <p>Variance. Critère d'évolution d'un système sous plusieurs phases. Expressions différentielles de $G(T, P, n_i)$.</p>	<p>On identifie le potentiel chimique d'un corps pur à son enthalpie libre molaire. On établit l'égalité des potentiels chimiques pour un corps pur en équilibre sous plusieurs phases. On déduit l'existence d'une courbe d'équilibre sur un diagramme (P, T). On définit et on détermine la variance d'un système polyphasé en équilibre.</p>
Expression de G en fonction des potentiels chimiques des constituants du système.	L'expression de μ_i peut être établie pour un gaz parfait pur et admise pour les autres cas.

<p>Relation de Gibbs-Duhem. Expression du potentiel chimique dans chacun des cas :</p> <ul style="list-style-type: none"> - gaz parfait pur ou dans un mélange, - corps dans un mélange idéal de liquides, - corps solide ou liquide non miscible, - soluté dans une solution idéale, - solvant. 	<p>On adopte pour les potentiels chimiques une expression générale : $\mu_i(T, \text{composition}) = \mu_i^\circ(T) + RT \ln(a_i)$ qui fait référence aux expressions des activités vues en première année. On se limite aux cas d'une espèce chimique pure, d'une solution aqueuse très diluée, ou d'un mélange idéal de gaz parfaits. On justifie la faible influence de la pression sur le potentiel chimique des corps en phase condensée en faisant appel à des ordres de grandeur des volumes molaires. À ce stade, on définit l'état standard d'un soluté.</p>
<p>Définition du potentiel chimique standard μ_i° à une température T.</p>	<p>Les mélanges non idéaux, les coefficients d'activité, les lois de Raoult et de Henry sont hors programme.</p>
<p>Expression de μ_i° en fonction de l'enthalpie molaire et l'entropie molaire standard. Expression de $\Delta_r G^\circ(T)$ en fonction des potentiels chimiques standard. Enthalpie libre standard de réaction. Expression de $\Delta_r G^\circ(T)$ en fonction de $\Delta_r H^\circ(T)$ et $\Delta_r S^\circ(T)$. Influence de la température sur $\Delta_r G^\circ(T)$. Relation de Gibbs-Helmoltz.</p>	

1.3 Changement d'état des alliages métalliques

Programme	Commentaire
<p>Diagrammes isobares d'équilibre solide-liquide :</p> <ul style="list-style-type: none"> - avec miscibilité totale des solides ; - avec miscibilité nulle des solides, avec ou sans composé défini à fusion congruente. <p>Théorème des moments chimiques.</p>	<p>On exploite les diagrammes isobares d'équilibre entre deux phases pour, à composition en fraction massique donnée :</p> <ul style="list-style-type: none"> - décrire le comportement d'un mélange binaire lors d'une variation de température en traçant l'allure de la courbe d'analyse thermique. - déterminer les températures de début et de fin de changement d'état ; - donner la composition des phases en présence à une température fixée ainsi que les masses dans chaque phase ; - identifier les compositions relatives aux mélanges indifférents, eutectiques et aux composés définis et leur intérêt dans l'utilisation des alliages métalliques.

1.4 Équilibres chimiques en systèmes fermés

Programme	Commentaire
<p>Enthalpie libre de réaction. Enthalpie libre standard de réaction. Condition d'équilibre chimique à température T et pression P fixées. Constante d'équilibre chimique, loi d'action des masses (relation de Guldberg et Waage) : $K^\circ(T) = Q_{\text{équi}}(\xi = \xi_{\text{équi}}) = \exp(-\Delta_r G^\circ/RT)$</p>	<p>On relie création d'entropie et enthalpie libre de réaction lors d'une transformation d'un système physico-chimique à P et T fixées. On précise que la constante d'équilibre est une caractéristique de la réaction qui ne dépend que de la température et de l'écriture conventionnelle de l'équation de la réaction. Elle peut être calculée à partir des données des tables thermodynamiques ou déterminée expérimentalement à partir du quotient de la réaction à l'équilibre chimique et à la température considérée. Retour sur des exemples d'équilibres en solution aqueuse.</p>

Relation de Van't Hoff. Composition du système à l'état final : équilibre chimique ou transformation totale.	On détermine la composition chimique d'un système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique.
---	---

1.5 Déplacement des équilibres chimiques

Programme	Commentaire
Affinité chimique d'une réaction : définition.	On présente les méthodes de calcul de l'enthalpie libre standard de réaction $\Delta_r G^\circ$.
Critère d'évolution et d'équilibre d'une réaction chimique.	On exprime $dG(T, P, \xi)$ à partir de la définition de G et du second principe.
Expression $A = -\Delta_r G^\circ(T) - RT \ln Q$.	On signale que le sens d'évolution peut être déduit de la comparaison de Q et $K^\circ(T)$. On donne l'allure de la courbe $G(\xi)$ et $A(\xi)$.
Caractérisation de l'état intensif d'un système en équilibre : nombre de degrés de liberté (variance) d'un système à l'équilibre. Facteurs d'équilibre.	Pour un système en équilibre, le calcul de la variance permet, via l'identification méthodique des variables intensives de description, une caractérisation de l'état intensif de celui-ci par la détermination de son « nombre de degrés de liberté ».
Lois de déplacement des équilibres : - Influence de la température à pression et composition constantes : loi de Van't Hoff. - Influence de la pression à température et composition constantes : loi de Le Châtelier. - Influence de l'introduction d'un constituant actif et d'un constituant inactif à (T, P) constants et à (T, V) constants.	On souligne la distinction entre déplacement et rupture d'équilibre chimique. On utilisera le critère d'évolution d'une réaction chimique. L'étude de l'influence de la modification d'un paramètre (pression, température ou composition) sur un système chimique permet d'aborder la problématique de l'optimisation des conditions opératoires d'une synthèse. On définit clairement les notions de composés actifs et inactifs (ou inertes). On donne des exemples de l'effet de l'introduction d'un constituant. On traite en exercice le principe de construction et l'exploitation du diagramme d'Ellingham (fourni) pour étudier l'élaboration d'un métal à partir de son minerai. On signale que les procédés de synthèse industriels modernes doivent concilier rentabilité et respect de l'environnement.

2. Electrochimie

Dans cette partie, on étudie dans une approche principalement qualitative, les aspects thermodynamique et cinétique de l'oxydoréduction, les courbes intensité-potentiel et leur application à l'étude de l'électrolyse, le phénomène de corrosion humide et la protection contre la corrosion et la conversion énergie chimique-énergie électrique et son stockage.

On exploite les courbes intensité-potentiel pour justifier ou prévoir le fonctionnement de dispositifs d'intérêt industriel, économique et écologique mettant en jeu la conversion énergie chimique-énergie électrique, qu'ils soient sièges de réactions d'oxydoréduction spontanées (piles électrochimiques, piles à combustibles, phénomènes de corrosion humide) ou forcées (électrolyseurs et accumulateurs).

L'étudiant doit être capable de proposer l'allure qualitative de ces courbes à partir d'un ensemble de données cinétiques et thermodynamiques fournies.

Les objectifs généraux de cette partie sont :

- choisir de manière rigoureuse et décrire le système physico-chimique étudié ;
- élaborer qualitativement des outils graphiques à partir d'un ensemble de données ;
- pratiquer un raisonnement qualitatif à partir de représentations graphiques.

2.1 Aspect thermodynamique des réactions redox

Programme	Commentaire
Pile électrochimique. Relation entre $\Delta_r G$ et la fem d'une pile électrochimique. Potentiel rédox. Expression de $\Delta_r G^\circ$ en fonction du potentiel standard d'un couple redox.	La pile électrochimique a été étudiée en première année. On rappelle rapidement les notions de potentiel d'électrode et de réactions aux électrodes. On exploite cette relation, sur un exemple, pour déterminer le potentiel standard d'un couple rédox.

2.2 Approche qualitative de la cinétique des réactions redox

Programme	Commentaire
Réaction électrochimique ; vitesse de réaction et intensité. Surtension. Relevé expérimental des courbes intensité-potentiel. Systèmes rapides et systèmes lents. Palier de diffusion, courant limite de diffusion. Allures des courbes intensité-potentiel lorsqu'il y a plusieurs couples redox en solution, vagues successives, mur du solvant.	On décrit le montage à trois électrodes permettant de mesurer une surtension. On souligne l'importance de la nature et de l'état de surface de l'électrode. On cite les trois processus de transport de matière : diffusion, migration et convection.
Application des courbes intensité-potentiel à la prévision des vitesses de réactions en solution, potentiel mixte, cémentation, action des acides sur les métaux.	On pourra étudier l'action de l'acide chlorhydrique sur le plomb et sur le zinc.

2.3 Phénomène de corrosion humide

Programme	Commentaire
Corrosion humide, définitions. Domaines d'immunité, de passivation et de corrosion d'un métal. Réaction de corrosion : réactions partielles anodique et cathodique.	On définit ces notions, à l'aide d'exemples de diagrammes E-pH. On signale la corrosion sèche d'un métal par l'oxygène.
Potentiel de corrosion, intensité de courant de corrosion, densité de courant de corrosion. Corrosion uniforme en milieu acide, basique ou neutre (aéré ou désaéré). Corrosion différentielle.	On interprète qualitativement un phénomène de corrosion uniforme à l'aide de données expérimentales, thermodynamiques et cinétiques. On cite des facteurs aggravants de la corrosion. On interprète qualitativement un phénomène de corrosion différentielle faisant intervenir deux métaux à l'aide de courbes courant-potentiel.
Protection contre la corrosion : protection par revêtement (rôle d'un film de peinture . . .), revêtements chimiques (phosphatation, chromatisation, électrozingage . . .), protections cathodiques et anodiques (protection par anode sacrificielle, protection électrochimique par passivation, protection électrochimique par courant imposé).	On exploite des tracés de courbes courant-potentiel pour expliquer qualitativement : - la qualité de la protection par un revêtement métallique ; - le fonctionnement d'une anode sacrificielle.

2.4 Énergie chimique et énergie électrique : conversion et stockage

Programme	Commentaire
Conversion d'énergie chimique en énergie électrique : Approche thermodynamique. Approche cinétique.	On établit l'inégalité reliant la variation d'enthalpie libre et le travail électrique. On cite la relation entre la tension à vide d'une pile et l'enthalpie libre de réaction. On détermine la capacité d'une pile en Ah. On utilise les courbes courant-potentiel pour expliquer le fonctionnement d'une pile électrochimique et prévoir la valeur de la tension à

	vide. On cite les paramètres influençant la résistance interne du dispositif électrochimique.
<p>Conversion d'énergie électrique en énergie chimique : Caractère forcé de la transformation. Électrolyseur. Généralités sur l'électrolyse : montage expérimental, anode, cathode, tension de seuil d'électrolyse. Surtension anodique, surtension cathodique.</p> <p>Relation entre la tension anode-cathode (UAC) et l'intensité I.</p> <p>Prévision des réactions aux électrodes.</p> <p>Dépôt électrolytique : loi de Faraday.</p> <p>Recharge d'un accumulateur.</p>	<p>Les courbes intensité-potentiel permettent d'expliquer le fonctionnement d'un dispositif siège d'une électrolyse, de prévoir la valeur de la tension de seuil et de visualiser les facteurs cinétiques et thermodynamiques qui interviennent lors de l'électrolyse.</p> <p>On signale que les réactions électrochimiques sont localisées à la surface des électrodes.</p> <p>Les courbes intensité-potentiel permettent de dégager la relation entre le courant d'électrolyse et la partie non ohmique de la tension (UAC).</p> <p>On montre sur un exemple comment les courbes intensité-potentiel permettent d'interpréter les différentes réactions observées expérimentalement.</p> <p>On évalue l'épaisseur d'un dépôt électrolytique ou la masse de produit formé pour une durée donnée d'électrolyse.</p> <p>On utilise les courbes courant-potentiel pour expliquer la recharge d'un accumulateur et prévoir la valeur de la tension de seuil.</p> <p>On compare la constitution, le fonctionnement et l'efficacité des accumulateurs (lithium ion, nickel-métal hydruure,...).</p>

Approche expérimentale PSI

Le choix des thèmes est dicté par la volonté de faire acquérir aux élèves, dans le cadre du programme, une bonne connaissance des appareillages et des méthodes couramment utilisées en chimie.

L'approche expérimentale vise également à développer chez l'élève les bases de la méthodologie scientifique dans le domaine des sciences expérimentales. Dans l'approche expérimentale, le travail ne se limite pas uniquement à la réalisation d'une série de manipulations, mais doit accorder une grande importance à l'analyse et à la réflexion sur les phénomènes étudiés afin de confronter les connaissances théoriques avec les résultats expérimentaux.

L'outil informatique est un moyen très commode pour étudier l'influence de la variation de certains paramètres sur l'évolution d'un phénomène dans le cadre d'un modèle donné. La confrontation des résultats de calculs ou de simulations avec les mesures déterminées expérimentalement, ne peut que faciliter pour l'élève la compréhension du phénomène étudié. Cependant, pour concentrer tout l'effort sur la chimie, aucune connaissance approfondie du matériel informatique ou des logiciels utilisés ne doit être exigée. Dans le même ordre d'idée, si la rédaction d'un compte-rendu est une activité primordiale, elle ne doit pas prendre une importance excessive par rapport au travail expérimental proprement dit.

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 de première année explicite les notions exigibles sur le thème « mesures et incertitudes ».

3. 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	Diagramme potentiel - pH du fer.
2	Dosage du dioxygène par la méthode de Winkler.
3	Tracé et étude de courbes intensité-potentiel. Protection contre la corrosion.
4	Détermination expérimentale d'une enthalpie de réaction.
5	Détermination expérimentale d'une constante d'équilibre en solution aqueuse.