

PROGRAMME D'INTERROGATIONS ORALES DE SCIENCES PHYSIQUES

semaine n°14

du lundi 13 au samedi 18 janvier 2025

<http://perso.numericable.fr/willy.payet/>I. Entêtes du programme officiel :Programme de 1^{ère} année

3. L'énergie : conversions et transferts

- 3.1. Descriptions microscopique et macroscopique d'un système à l'équilibre
- 3.2. Énergie échangée par un système au cours d'une transformation
- 3.3. Premier principe. Bilans d'énergie
- 3.4 Deuxième principe. Bilans d'entropie

Chimie :

- 3. Structures microscopiques et propriétés physiques des solides
- 4. Transformations chimiques en solution aqueuse
 - 4.1. Réactions acide-base et de précipitation

Programme de 2^{ème} année

2. PHÉNOMÈNES DE TRANSPORT

2.2 Transfert thermique par conduction

2.2.1. Formulation infinitésimale des principes de la thermodynamique

5. Conversion de puissance

- 5.3. Conversion électro-magnéto-mécanique
 - 5.3.3 Machine à courant continu

7. Transformations de la matière : aspects thermodynamiques et cinétiques

- 7.1. Premier principe de la thermodynamique appliqué aux transformations physico-chimiques
- 7.2. Deuxième principe de la thermodynamique appliqué aux transformations physico-chimiques

Détails des contenus disciplinairesProgramme de 1^{ère} année

3. L'énergie : conversions et transferts	
Notions et contenus	Capacités exigibles
3.1. Descriptions microscopique et macroscopique d'un système à l'équilibre	
Système thermodynamique.	Identifier un système ouvert, un système fermé, un système isolé.

État d'équilibre d'un système soumis aux seules forces de pression. Pression, température, volume, équation d'état. Grandeur extensive, grandeur intensive. Exemples du gaz parfait et d'une phase condensée indilatable et incompressible.	Calculer une pression à partir d'une condition d'équilibre mécanique. Déduire une température d'une condition d'équilibre thermique. Citer quelques ordres de grandeur de volumes molaires ou massiques dans les conditions usuelles de pression et de température. Citer et utiliser l'équation d'état des gaz parfaits.
Énergie interne d'un système. Capacité thermique à volume constant dans le cas du gaz parfait.	Exploiter la propriété $U_m=U_m(T)$ pour un gaz parfait.
Énergie interne et capacité thermique à volume constant d'une phase condensée considérée incompressible et indilatable.	Exploiter la propriété $U_m=U_m(T)$ pour une phase condensée incompressible et indilatable.
Corps pur diphasé en équilibre. Diagramme de phases (P,T). Cas de l'équilibre liquide-vapeur : diagramme de Clapeyron (P,v), titre en vapeur.	Analyser un diagramme de phase expérimental (P,T). Proposer un jeu de variables d'état suffisant pour caractériser l'état d'équilibre d'un corps pur diphasé soumis aux seules forces de pression. Positionner les phases dans les diagrammes (P,T) et (P,v). Déterminer la composition d'un mélange diphasé en un point d'un diagramme (P,v). Mettre en œuvre un protocole expérimental d'étude des relations entre paramètres d'état d'un fluide à l'équilibre (corps pur monophasé ou sous deux phases)
Équilibre liquide-vapeur de l'eau en présence d'une atmosphère inerte.	Utiliser la notion de pression partielle pour étudier les conditions de l'équilibre liquide-vapeur en présence d'une atmosphère inerte.
3.2. Énergie échangée par un système au cours d'une transformation	
Transformation thermodynamique subie par un système. Évolutions isochore, isotherme, isobare, monobare, monotherme.	Définir un système adapté à une problématique donnée. Exploiter les conditions imposées par le milieu extérieur pour déterminer l'état d'équilibre final.
Travail des forces de pression. Transformations isochore, monobare.	Évaluer un travail par découpage en travaux élémentaires et sommation sur un chemin donné dans le cas d'une seule variable. Interpréter géométriquement le travail des forces de pression dans un diagramme de Clapeyron.
Transfert thermique. Transformation adiabatique. Thermostat, transformations monotherme et isotherme.	Identifier dans une situation expérimentale le ou les systèmes modélisables par un thermostat.
3.3 Premier principe. Bilans d'énergie	

Premier principe de la thermodynamique	Définir un système fermé et établir pour ce système un bilan énergétique faisant intervenir travail et transfert thermique. Utiliser le premier principe de la thermodynamique entre deux états voisins. Exploiter l'extensivité de l'énergie interne. Distinguer le statut de la variation de l'énergie interne du statut des termes d'échange. Calculer le transfert thermique sur un chemin donné connaissant le travail et la variation de l'énergie interne.
Enthalpie d'un système. Capacité thermique à pression constante dans le cas du gaz parfait et d'une phase condensée incompressible et indilatable.	Exprimer le premier principe sous forme de bilan d'enthalpie dans le cas d'une transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et dans l'état final. Exprimer l'enthalpie $H_m(T)$ du gaz parfait à partir de l'énergie interne. Justifier que l'enthalpie H_m d'une phase condensée peu compressible et peu dilatable peut être considérée comme une fonction de l'unique variable T . Connaître l'ordre de grandeur de la capacité thermique massique de l'eau liquide.
Enthalpie associée à une transition de phase : enthalpie de fusion, enthalpie de vaporisation, enthalpie de sublimation.	Exploiter l'extensivité de l'enthalpie et réaliser des bilans énergétiques en prenant en compte des transitions de phases. Mettre en œuvre un protocole expérimental de mesure d'une grandeur thermodynamique énergétique (capacité thermique, enthalpie de fusion...).
3.4 Deuxième principe. Bilans d'entropie	
Deuxième principe de la thermodynamique : entropie créée, entropie échangée. $\Delta S = S_{ech} + S_{créé}$ avec $S_{ech} = \sum Q_i/T_i$.	Définir un système fermé et établir pour ce système un bilan entropique. Relier l'existence d'une entropie créée à une ou plusieurs causes physiques de l'irréversibilité. Analyser le cas particulier d'un système en évolution adiabatique.
Variation d'entropie d'un système. Loi de Laplace. Cas particulier d'une transition de phase.	Utiliser l'expression fournie de la fonction d'état entropie. Exploiter l'extensivité de l'entropie. Citer et utiliser loi de Laplace et ses conditions d'application. Connaître et utiliser la relation entre les variations d'entropie et d'enthalpie associées à une transition de phase : $\Delta h_{12}(T) = T \Delta s_{12}(T)$

Chimie

3. Structures microscopiques et propriétés physiques des solides

Modèle du cristal parfait Solides amorphes, cristallins, semi-cristallins, polycristallins ; variétés allotropiques.	Illustrer l'influence des conditions expérimentales sur la formation de solides et de solides cristallins.
--	---

<p>Description du modèle du cristal parfait ; population, coordinence, compacité, masse volumique.</p>	<p>Décrire un cristal parfait comme un assemblage de mailles parallélépipédiques. Déterminer la population, la coordinence et la compacité pour une structure fournie. Déterminer la valeur de la masse volumique d'un matériau cristallisé selon une structure cristalline fournie.</p>
<p>Rayons métallique, covalent, de van der Waals ou ionique et évolution dans le tableau périodique.</p>	<p>Relier le rayon métallique, covalent, de van der Waals ou ionique, selon le cas, aux paramètres d'une maille donnée. Citer l'ordre de grandeur de ces rayons.</p>
<p>Modèles d'empilement compact de sphères identiques.</p> <p>Maille conventionnelle CFC et ses sites interstitiels.</p> <p>Limites du modèle du cristal parfait.</p>	<p>Utiliser un logiciel ou des modèles cristallins pour visualiser des mailles et des sites interstitiels et pour déterminer des paramètres géométriques.</p> <p>Localiser les interstices tétraédriques et octaédriques entre les plans d'empilement. Localiser et dénombrer les sites tétraédriques et octaédriques d'une maille CFC et déterminer leur habitabilité. Confronter des données expérimentales aux prévisions du modèle.</p>
<p>Métaux</p> <p>Cohésion et propriétés physiques des métaux.</p>	<p>Positionner dans le tableau périodique et reconnaître métaux et non métaux. Relier les caractéristiques de la liaison métallique (ordre de grandeur énergétique, non directionnalité) aux propriétés macroscopiques des métaux.</p>
<p>Solides covalents et moléculaires</p> <p>Cohésion et propriétés physiques des solides covalents et moléculaires.</p>	<p>Relier les caractéristiques des liaisons covalentes, des interactions de van der Waals et des liaisons hydrogène (directionnalité ou non, ordre de grandeur des énergies mises en jeu) et les propriétés macroscopiques des solides correspondants.</p>
<p>Solides ioniques</p> <p>Cohésion et propriétés physiques des solides ioniques.</p>	<p>Relier les caractéristiques de l'interaction ionique dans le cadre du modèle du solide ionique parfait (ordre de grandeur de l'énergie d'interaction, non directionnalité, charge localisée) avec les propriétés macroscopiques des solides ioniques.</p>

4. Transformations chimiques en solution aqueuse

4.1. Réactions acide-base et de précipitation

Notions et contenus	Capacités exigibles
<p>Réactions acide-base</p> <ul style="list-style-type: none"> - constante d'acidité K_a ; constante d'acidité des deux couples de l'eau à 298 K ; - diagramme de prédominance, de distribution ; - exemples usuels d'acides et bases : nom, formule et caractère - faible ou fort - des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, acétique, de la soude, la potasse, l'ion hydrogénocarbonate, l'ion carbonate, l'ammoniac ; - solutions tampons. <p>Réactions de dissolution ou de précipitation</p> <ul style="list-style-type: none"> - réaction de dissolution, constante de solubilité K_s ; - solubilité et condition de précipitation ; - domaine d'existence ; - facteurs influençant la solubilité. 	<p>Reconnaître une réaction acide-base à partir de son équation.</p> <p>Écrire l'équation de la réaction modélisant une transformation en solution aqueuse en tenant compte des caractéristiques du milieu réactionnel (nature des espèces chimiques en présence, pH) et des observations expérimentales.</p> <p>Déterminer la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre pour une équation de réaction, combinaison linéaire d'équations dont les constantes thermodynamiques d'équilibre sont connues.</p> <p>Déterminer la composition chimique du 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.</p> <p>Prévoir l'état de saturation ou de non saturation d'une solution.</p> <p>Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires.</p> <p>Exploiter des courbes d'évolution de la solubilité d'un solide en fonction d'une variable.</p> <p>Mettre en œuvre une réaction acide-base et une réaction de précipitation pour réaliser une analyse qualitative ou quantitative en solution aqueuse. Illustrer un procédé de retraitement ou de recyclage ou de séparation en solution aqueuse.</p>

Programme de 2ème année

5.3.3. Machine à courant continu	
Structure d'un moteur à courant continu à pôles lisses.	Décrire la structure d'un moteur à courant continu bipolaire à excitation séparée : rotor, stator, induit, inducteur.
Collecteur.	Expliquer, par analogie avec le moteur synchrone, que le collecteur établit le synchronisme entre le champ statorique stationnaire et le champ rotorique quelle que soit la position angulaire du rotor.
Couple et f_{cem} .	Citer l'expression du moment du couple $\Gamma = \Phi i$, établir l'expression de la f_{cem} induite $e = \Phi \Omega$ par un argument de conservation énergétique. Décrire qualitativement les pertes existant dans une machine réelle : pertes cuivre, pertes fer, pertes mécaniques. Établir les équations électrique et mécanique. Tracer la caractéristique (Ω, Γ) à tension d'induit constante. Analyser le démarrage d'un moteur

	entraînant une charge mécanique exerçant un moment $-f \cdot \Omega$. Mettre en œuvre un moteur à courant continu.
Fonctionnement réversible.	Décrire les conditions d'utilisation de la machine à courant continu en génératrice. Choisir des conventions d'orientation adaptées.
Applications.	Citer des exemples d'application de la machine à courant continu.

7. Transformations de la matière : aspects thermodynamiques et cinétiques

7.1. Premier principe de la thermodynamique appliqué aux transformations physico-chimiques	
État standard. Enthalpie standard de réaction. Loi de Hess. Enthalpie standard de formation. État standard de référence d'un élément,	Déterminer l'enthalpie standard de réaction à l'aide de tables de données thermodynamique. Associer le signe de l'enthalpie standard de réaction au caractère endothermique ou exothermique de la réaction.
Effets thermiques en réacteur monobare : – transfert thermique associé à la transformation chimique en réacteur monobare, isotherme ; – variation de température en réacteur monobare, adiabatique.	Prévoir, à partir de données thermodynamiques, le sens et estimer la valeur du transfert thermique entre un système, siège d'une transformation physico-chimique et le milieu extérieur. Évaluer la température atteinte par un système siège d'une transformation chimique supposée monobare et réalisée dans un réacteur adiabatique. Mettre en œuvre une transformation physico-chimique en réacteur adiabatique monobare pour déterminer une enthalpie standard de réaction.

Thermochimie chapitre 2 : Potentiel thermodynamique

2. PHÉNOMÈNES DE TRANSPORT

2.2 Transfert thermique par conduction

2.2.1. Formulation infinitésimale des principes de la thermodynamique	
Premier principe Deuxième principe : $dS = \delta S_e + \delta S_c$ avec $\delta S_e = \frac{\delta Q}{T_0}$ pour une évolution monotherme.	Énoncer et exploiter les principes de la thermodynamique pour une transformation élémentaire. Utiliser avec rigueur les notations d et δ en leur attachant une signification.
7.2. Deuxième principe de la thermodynamique appliqué aux transformations physico-chimiques	
Enthalpie libre	Justifier que l'enthalpie libre G est le potentiel thermodynamique adapté à l'étude des transformations isothermes, isobares et spontanées. Exprimer l'entropie créée en fonction de la variation d'enthalpie libre.
Identités thermodynamiques. Potentiel chimique.	Citer les expressions des différentielles de U , H , G . Distinguer les caractères intensif ou extensif des variables utilisées.
Potentiel chimique du corps pur.	Identifier le potentiel chimique d'un corps pur à son enthalpie libre molaire.

<p>Conditions d'équilibre d'un corps pur sous plusieurs phases.</p> <p>Paramètres intensifs</p> <p>Évolution d'un système sous plusieurs phases.</p>	<p>Établir l'égalité des potentiels chimiques pour un corps pur en équilibre sous plusieurs phases. En déduire l'existence d'une courbe d'équilibre sur un diagramme (P,T).</p> <p>Identifier un jeu de paramètres intensifs indépendants permettant la description d'un système physico-chimique en équilibre.</p> <p>Utiliser le potentiel chimique pour prévoir l'évolution d'un système contenant une espèce chimique dans plusieurs phases.</p>
<p>Potentiel chimique d'un constituant dans un mélange ; enthalpie libre d'un système chimique. Activité</p>	<p>Donner l'expression (admise) du potentiel chimique d'un constituant en fonction de son activité.</p> <p>Exprimer l'enthalpie libre d'un système en fonction des potentiels chimiques.</p>
<p>Enthalpie de réaction, entropie de réaction, enthalpie libre de réaction et grandeurs standard associées.</p> <p>Relation entre enthalpie libre de réaction et quotient de réaction ; équilibre physico-chimique ; évolution d'un système chimique.</p>	<p>Justifier qualitativement ou prévoir le signe de l'entropie standard de réaction.</p> <p>Relier création d'entropie et enthalpie libre de réaction lors d'une transformation d'un système physico-chimique à température et pression fixées.</p> <p>Prévoir le sens d'évolution à température et pression fixées d'un système physico-chimique dans un état donné à l'aide de l'enthalpie libre de réaction.</p> <p>Déterminer les grandeurs standard de réaction à partir des tables de données thermodynamiques et de la loi de Hess.</p>
<p>Constante thermodynamique d'équilibre ; relation de Van't Hoff.</p> <p>État final d'un système : équilibre chimique ou transformation totale.</p>	<p>Citer et exploiter la relation de Van't Hoff.</p> <p>Déterminer la valeur de la constante d'équilibre thermodynamique à une température quelconque</p> <p>Définir la constante thermodynamique d'équilibre à partir de l'enthalpie libre standard de réaction.</p> <p>Déterminer l'évolution de la valeur d'une constante thermodynamique d'équilibre en fonction de la température.</p> <p>Déterminer 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.</p>
<p>Optimisation thermodynamique d'un procédé chimique :</p> <ul style="list-style-type: none"> - par modification de la valeur de K° ; - par modification de la valeur du quotient réactionnel. 	<p>Identifier les paramètres d'influence et leur contrôle pour optimiser une synthèse ou minimiser la formation d'un produit secondaire indésirable.</p>

Prévisions pour la semaine prochaine : conduction thermique