

PROGRAMME D'INTERROGATIONS ORALES DE SCIENCES PHYSIQUES

SEMAINE DU 29 JANVIER 2024

Vous devez vous présenter en colle muni de

- ✱ une fiche d'évaluation pour 3, qui vous a été remise avant la colle par le professeur.
- ✱ votre cahier de colle, à jour : y coller le sujet de la première colle et le récapitulatif avec la note, y rédiger question de cours + résolution du/des exercice(s) proposés.

Energie

- E2 : Description d'un corps pur en équilibre diphasé (cours + exercices)
- E3 : transformations –Bilans d'énergie – Travail (cours + exercices)
- E4 : Enthalpie (cours seulement, applications calorimétrie non encore traitées)

Constitution et cohésion de la matière

- C7 : Transformations modélisées par des réactions acide-base (cours + exercices)

TP : titrage d'un acide fort par une base forte suivi par conductimétrie

Suivi pH métrique d'un titrage (monoacide ou monobase) : méthode des tangentes/ de la dérivée

Suivi colorimétrique : indicateur coloré

Extraits du programme

C.2 Transformations chimiques : évolution d'un système vers un état final	
C.2.1 Prévoir l'état final d'un système, siège d'une transformation chimique	
Notions et contenus	Capacités exigibles
Système physico-chimique	
Espèce physico-chimique.	Recenser les espèces physico-chimiques présentes dans un système.
Mélange : concentration en quantité de matière, fraction molaire, pression partielle.	Décrire la composition d'un système à l'aide des grandeurs physiques pertinentes.
Bilan de matière d'une transformation	
Modélisation d'une transformation par une ou plusieurs réactions chimiques. Équation de réaction ; avancement, taux d'avancement, caractère total ou non d'une transformation.	Écrire l'équation de la réaction (ou des réactions) qui modélise(nt) une transformation chimique à partir d'informations fournies. Décrire qualitativement et quantitativement un système chimique dans l'état initial ou dans l'état final à partir de données expérimentales.
Évolution d'un système	
Activité, quotient de réaction.	Exprimer le quotient de réaction.
Constante thermodynamique d'équilibre K° .	Associer la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre au caractère thermodynamiquement favorable ou non d'une réaction. 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.
Critère d'évolution.	Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système physico-chimique.
Composition à l'état final	
État d'équilibre chimique d'un système, transformation totale.	Déterminer la composition 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.
C.2.2 Applications aux transformations modélisées par des réactions acide-base	
Couple acide-base. Constante d'acidité K_a d'un couple, constantes d'acidité des deux couples acide-base de l'eau.	Reconnaître un couple acide-base. Écrire l'équation de la réaction associée à la constante d'acidité d'un couple donné.
pH, diagramme de prédominance, diagramme de distribution : tracé et exploitation.	Extraire les valeurs de constantes d'acidité de courbes de distribution et de diagrammes de prédominance.
Application aux acides aminés, point isoélectrique.	
	Capacité numérique : tracer, à l'aide d'un langage de programmation, le diagramme de distribution des espèces d'un ou plusieurs couple(s) acide-base, et déterminer la valeur du point isoélectrique d'un acide aminé.
Mise en solution et réaction d'un acide ou d'une base dans l'eau, modèle des acides et bases forts, des acides et bases faibles. Exemples usuels d'acides et de bases : nom, formule et caractère – faible ou fort – des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, éthanoïque, du dioxyde de carbone aqueux, de la soude, la potasse, l'ion hydrogénocarbonate, l'ion carbonate, l'ammoniac.	Identifier le caractère fort ou faible d'un acide ou d'une base à partir d'informations fournies (pH d'une solution de concentration donnée, espèces présentes dans l'état final, constante d'acidité K_a). Citer l'influence de la constante d'acidité K_a et de la concentration de l'acide ou de la base sur le taux d'avancement de la réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau.
Réaction acide-base ; relation entre la constante thermodynamique d'équilibre et les constantes d'acidité des couples mis en jeu.	Reconnaître une réaction acide-base à partir de son équation. Écrire l'équation de la réaction acide-base modélisant une transformation en solution aqueuse et déterminer la valeur de sa constante thermodynamique d'équilibre.
Exploitation de diagrammes de prédominance et état final d'un système.	Extraire les données thermodynamiques pertinentes de tables pour étudier un système en solution aqueuse.
	Utiliser les diagrammes de prédominance pour identifier des espèces incompatibles ou prévoir la nature des espèces majoritaires.
	Déterminer la composition du système dans l'état final pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique, en simplifiant éventuellement les calculs à l'aide d'hypothèses adaptées.
	Mettre en œuvre une réaction acide-base pour réaliser une analyse qualitative ou quantitative en solution aqueuse.

Solutions tampons.	Citer les propriétés d'une solution tampon et les relier à sa composition. Citer des couples acide-base jouant un rôle de tampon dans des systèmes biologiques et géologiques.
--------------------	---

E.1 Descriptions microscopiques et macroscopiques d'un système	
E.1 Descriptions microscopiques et macroscopiques d'un système	
Caractérisation d'un système thermodynamique	
Système thermodynamique. Échelles microscopique, mésoscopique et macroscopique. État d'équilibre thermodynamique	Préciser les paramètres nécessaires à la description d'un état microscopique et d'un état macroscopique d'un système thermodynamique. Définir l'échelle mésoscopique et en expliquer la nécessité. Associer qualitativement la température et la pression aux propriétés physiques du système à l'échelle microscopique.
Gaz parfait	
Modèle du gaz parfait. Masse volumique, température, pression. Équation d'état du gaz parfait.	Exploiter l'équation d'état du gaz parfait pour décrire le comportement d'un gaz.
Phase condensée indilatable et incompressible	
Phase condensée indilatable et incompressible Modèle de la phase condensée indilatable et incompressible.	
Description d'un corps pur en équilibre diphasé	
Corps pur en équilibre diphasé. Diagramme de phases (P,T).	Analyser un diagramme de phases expérimental (P,T). Positionner les différentes phases d'un corps pur dans les diagrammes (P,T)
Cas particulier de l'équilibre liquide-vapeur : diagramme de Clapeyron (P, v), pression de vapeur saturante, titre en vapeur.	et (P, v).
Gaz parfait	
Énergie interne du gaz parfait. Extensivité de l'énergie interne. Capacité thermique à volume constant d'un gaz considéré comme parfait.	Exploiter l'expression de la variation d'énergie interne d'un gaz considéré comme parfait, l'expression de la capacité thermique à volume constant étant fournie.
Phase condensée indilatable incompressible	
Énergie interne et capacité thermique à volume constant d'une phase condensée indilatable et incompressible.	Exploiter l'expression de la variation de l'énergie interne d'une phase condensée incompressible et indilatable en fonction de sa température.
E.2 Bilans d'énergie pour un système thermodynamique	
Transformations thermodynamiques	
Transformation thermodynamique d'un système. Transformations isochore, isobare et monobare. Thermostat, transformations monotherme et isotherme.	Identifier et définir un système ouvert, fermé, isolé. Exploiter les conditions imposées par le milieu extérieur au système pour déterminer l'état d'équilibre final.
Premier principe de la thermodynamique. Bilans d'énergie.	
Premier principe de la thermodynamique.	Citer les différentes contributions microscopiques et macroscopiques à l'énergie d'un système donné. Utiliser le premier principe de la thermodynamique entre deux états d'équilibre thermodynamique. Exploiter l'extensivité de l'énergie interne. Distinguer le statut de la variation de l'énergie interne d'un système du statut des termes d'échange énergétique avec le milieu extérieur.
Travail	
Travail des forces de pression.	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 ou de Watt.
Fonction d'état enthalpie	

Fonction d'état enthalpie; capacité thermique à pression constante d'un gaz parfait et d'une phase condensée.	Exprimer le premier principe de la thermodynamique 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 du gaz parfait à partir de l'énergie interne. Exprimer la variation d'enthalpie d'un gaz parfait ou d'une phase condensée indilatable et incompressible en fonction de la variation de température. Citer la valeur de la capacité thermique massique de l'eau liquide.
Variation d'enthalpie associée à un changement d'état.	Exploiter l'extensivité de l'enthalpie. Réaliser un bilan énergétique en prenant en compte des changements d'état. Mettre en œuvre un protocole expérimental de mesure d'une grandeur thermodynamique énergétique (capacité thermique, enthalpie de fusion, etc.).

Plan des chapitres

Chap C7 : Transformations modélisées par des réactions acido-base

- I. Couples acido-basiques**
 - 1. Théorie de Brønsted (1923) : définitions
 - 2. Réactions acido-basiques en théorie de Brønsted
 - 3. Couples de l'eau
- II. Force des acides et bases en solution aqueuse**
 - 1. Mise en solution d'un acide
 - 2. Acides forts et bases fortes
 - 3. Acides faibles / bases faibles - constante d'acidité d'un couple AH/A⁻
 - 4. Constantes d'acidité des couples de l'eau
 - 5. Échelle d'acidité
 - 6. Loi de dilution d'Ostwald
- III. pH et distribution des espèces**
 - 1. Définitions du pH
 - 2. Diagrammes de prédominance
 - a. Diagramme de prédominance simple
 - b. Diagrammes avec domaines de majorité
 - c. Diagramme de prédominance d'un polyacide ou d'une polybase
 - 3. Courbes de distribution des espèces en fonction du pH
 - 4. Applications aux acides aminés
 - a. Diagramme de prédominance
 - b. Point isoélectrique
 - c. Application : électrophorèse
- IV. Prévission de l'état d'équilibre d'un système siège d'une transformation acido-basique**
 - 1. Coexistence d'acides et de bases faibles – Approche qualitative
 - 2. Constante thermodynamique d'équilibre
 - a. Expression
 - b. Prévission de la réaction acide – base
 - c. Exploitation de l'échelle de pK_A - Règle du gamma
 - d. Exemples
 - 3. Méthode d'étude
 - a. Etude d'une solution d'acide fort
 - b. Etude d'une solution d'acide faible
 - c. Etude d'une solution d'ampholyte
 - d. Etude d'un mélange
- V. Solutions tampons**
 - 1. Définition
 - 2. Préparation d'une solution tampon

Chap E3 : Transformations - Bilans d'énergie - Travail

- I. Transformations thermodynamiques d'un système**
 - 1. Description d'un système - complément
 - 2. Transformation
 - 3. Transformations infinitésimales/finies
 - 4. Transformations quasi-statiques ou brutales
 - 5. Transformations réversibles ou irréversibles
 - 6. Transformations particulières
 - 7. Représentation graphique
- II. Energie interne et capacité thermique à volume constant d'un système**
 - 1. Energie totale et énergie interne
 - 2. Capacité thermique à volume constant
 - 3. Cas du GP
 - a. Energie interne
 - b. Capacité thermique à volume constant
 - 4. Cas d'une phase condensée
- III. Premier principe de la thermodynamique en système fermé**
 - 1. Enoncé général en système fermé
 - 2. Cas fréquent d'un système fermé au repos
- IV. Transfert d'énergie sous forme de travail**
 - 1. Expression du travail d'une force
 - 2. Expression générale du travail des forces pressantes
 - a. Travail élémentaire
 - b. Travail global sur une transformation finie
 - 3. Expressions particulières du travail des forces pressantes
 - a. Travail dans le cas d'une transformation isochore
 - b. Travail dans le cas d'une transformation monobare
 - c. Travail dans le cas d'une transformation réversible
 - 4. Interprétation géométrique du travail des forces pressantes
 - 5. Autres cas

Chap E4 : Enthalpie

I. Enthalpie et capacité thermique à pression constante d'un corps pur

1. Enthalpie
2. Capacité thermique à pression constante
3. Cas du GP
 - a. Deuxième loi de Joule
 - b. Capacités thermiques
4. Cas d'une phase condensée

II. Bilan d'énergie pour une transformation monobare

1. Premier principe de la thermodynamique pour une transformation monobare
2. Cas de transformations particulières
 - a. Cas d'un système macroscopiquement au repos
 - b. Cas d'un système macroscopiquement au repos et soumis uniquement aux forces pressantes
3. Cas d'un changement d'état
 - a. Enthalpie massique ou molaire de changement d'état
 - b. Variation d'enthalpie au cours d'un changement d'état

III. Application expérimentale : la calorimétrie

1. Définition. Principe
2. Méthode des mélanges
 - a. Exemple sans changement d'état
 - b. Exemple avec changement d'état
3. Méthode électrique