

PROGRAMME D'INTERROGATIONS ORALES DE SCIENCES PHYSIQUES

SEMAINE DU 05 FEVRIER 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

- E3 : transformations – Bilans d'énergie – Travail (cours + exercices)
- E4 : Enthalpie (cours + exercices)

Constitution et cohésion de la matière

- C7 : Transformations modélisées par des réactions acide-base (cours + exercices)
- C8 : Transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction (DEBUT cours seulement)

TP : calorimétrie : méthode des mélanges : mesure de la capacité thermique massique d'un solide, mesure de l'enthalpie massique de fusion de la glace

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	
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.
C.2.3 Applications aux transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction	
Notions et contenus	Capacités exigibles
Oxydants et réducteurs, nombre d'oxydation. Couple oxydant-réducteur. Exemples d'oxydants et de réducteurs minéraux usuels : nom et formule des ions thiosulfate, permanganate, hypochlorite, du dichlore, du peroxyde d'hydrogène, du dioxygène, du dihydrogène, des métaux. Application à la chaîne d'oxydation des alcools.	Lier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur du corps simple correspondant. Prévoir les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique. Identifier l'oxydant et le réducteur d'un couple.
Pile, tension à vide, potentiel d'électrode, potentiel standard, relation de Nernst. Réactions électrochimiques aux électrodes. Diagrammes de prédominance ou d'existence : tracé et exploitation.	Modéliser le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrode. Déterminer la capacité électrique d'une pile.

	Réaliser une pile et étudier son fonctionnement.
Réaction d'oxydo-réduction. Constante thermodynamique d'équilibre. Dismutation et médiatisation.	Identifier une réaction d'oxydo-réduction à partir de son équation. Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction modélisant une transformation en solution aqueuse et déterminer la valeur de sa constante thermodynamique d'équilibre. Prévoir qualitativement ou quantitativement le caractère thermodynamiquement favorisé ou défavorisé d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard des couples mis en jeu.
Exploitation de diagrammes de prédominance ou d'existence. Composition d'un système à l'état final.	Extraire les données thermodynamiques pertinentes de tables pour étudier un système en solution aqueuse. Exploiter les diagrammes de prédominance ou d'existence pour identifier les 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'une hypothèse adaptée. Mettre en œuvre une réaction d'oxydo-réduction pour réaliser une analyse qualitative ou quantitative en solution aqueuse.
Influence du pH sur les propriétés d'oxydo-réduction; potentiel standard apparent en biologie.	Relier le pouvoir oxydant ou réducteur d'un couple à son potentiel standard apparent.

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.	
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 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

Chap C8 : Transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction

I. Transformation d'oxydo-réduction

1. Oxydants et réducteurs
2. L'oxydation et la réduction
3. La réaction d'oxydoréduction
4. Nombre d'oxydation (n.o.)
 - a. Présentation
 - b. Propriétés
 - c. Nombres d'oxydation extrêmes d'un élément
5. Application : Chaîne d'oxydation des alcools
 - a. Bilan d'oxydation ménagée des alcools
 - b. ~~Oxydation complète~~

~~II. Piles – Potentiel d'oxydoréduction~~

- ~~1. Définitions et conventions~~
- ~~2. Fonctionnement – Exemple de la pile Daniell~~
 - ~~a. Représentation~~
 - ~~b. Fonctionnement~~
- ~~3. Caractéristiques électriques de la pile~~
- ~~4. Potentiel d'électrode – potentiel d'oxydoréduction~~
 - ~~a. Mesure~~
 - ~~b. Potentiel standard d'oxydoréduction d'un couple~~
 - ~~c. Potentiel standard apparent~~

~~III. Evolution d'une réaction d'oxydoréduction~~

- ~~1. Sens d'évolution spontanée – Equilibre~~
- ~~2. Constante d'équilibre thermodynamique~~
- ~~3. Diagramme de prédominance ou d'existence~~
 - ~~a. Principe~~
 - ~~b. Tracé~~
- ~~4. Composition d'un système à l'état final~~
 - ~~a. Réaction prépondérante~~
 - ~~b. Application~~