

PROGRAMME D'INTERROGATIONS ORALES DE SCIENCES PHYSIQUES

SEMAINE DU 27 JANVIER 2025

Vous devez vous présenter en colle muni de

- * La fiche d'évaluation qui vous a été remise avant la colle par le professeur.
- * Le cahier de colle dans lequel vous aurez rédigé la question de cours et le(les) exercice(s) qui vous a(ont) été proposé(s) à la séance précédente

Ce programme de colle rassemble :

- * les notions abordées lors des dernières séances (cours + TP)
- * les parties du programme officiel de BCPST1 relatives à ces notions
- * des exemples de questions qui peuvent être posées en colle

Energie

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

Transformations chimiques : évolution d'un système vers un état final

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

TP : titrage d'un acide fort par une base forte suivi par conductimétrie (loi de Kohlrausch, évaluation qualitative du sens de variation de la conductivité au cours du titrage)

TP : Simulation du titrage pH métrique et colorimétrique d'une base faible par un acide fort

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

Suivi colorimétrique : indicateur coloré

Extraits du programme relatifs à ces parties du cours :

Assurez-vous d’être au point sur toutes les notions mentionnées dans la colonne « notions et contenus » du programme – au moins – et de savoir faire ce qui est mentionné dans la colonne « capacités exigibles ».

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
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	
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. <i>Mettre en œuvre un protocole expérimental de mesure d'une grandeur thermodynamique énergétique (capacité thermique, enthalpie de fusion, etc.).</i>

Plan des derniers chapitres

Chap E3 : Transformations- Bilans d'énergie - Travail

I. Transformations thermodynamiques d'un système

1. Description d'un système
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
 - a. Définition
 - b. Propriétés
 - c. Cas du gaz parfait
 - d. Capacité thermique massique de l'eau liquide
3. Calcul de variation d'énergie interne au cours d'une transformation
 - a. Mise en évidence
 - b. Exemples

III. Premier principe de la thermodynamique en système fermé

1. Enoncé général en système fermé
2. Cas fréquent d'un système fermé macroscopiquement au repos

IV. Transfert d'énergie sous forme de travail

1. Expression générale du travail des forces pressantes
 - a. Travail élémentaire
 - b. Travail sur une transformation finie
2. Expressions du travail des forces pressantes au cours de transformations particulières
 - a. Travail reçu par le système subissant une transformation isochore
 - b. Travail reçu par le système subissant une transformation monobare
 - c. Travail reçu par le système subissant une transformation réversible
3. Interprétation géométrique du travail des forces pressantes
4. Calcul du travail à partir de la puissance associée à la force

Chap E4 : Enthalpie

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

1. Enthalpie
2. Capacité thermique à pression constante
 - a. Définition
 - b. Propriétés
 - c. Cas du gaz parfait
 - d. Cas d'une phase condensée incompressible indilatable

3. Calcul de variation d'enthalpie au cours d'une transformation

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

Exemples de questions de cours et savoir-faire relatifs aux derniers chapitres

❖ C 7 : Transformations modélisées par des réactions acide-base

Questions de cours :

- Définitions : acide, base, polyacide, polybase (+ savoir donner qq exemples)
- Couples de l'eau, réaction d'autoprotolyse de l'eau, produit ionique de l'eau
- Définitions : Acide fort/Acide faible/Acide indifférent (respectivement base) + exemples
- Définition : constante d'acidité d'un couple acide faible/base faible (cas particuliers : couples de l'eau, et pK_a des couples CH_3COOH/CH_3COO^- et NH_4^+/NH_3)
- Echelle des pK_a dans l'eau, influence du K_a sur le taux d'avancement de la réaction de l'acide avec l'eau
- Influence de la concentration de l'acide sur le taux d'avancement de la réaction de l'acide avec l'eau (loi de la dilution d'Ostwald)
- Définition du pH, domaine des solutions acides/neutres/basiques
- Relation de Henderson : énoncé + démonstration
- Diagramme de prédominance d'un couple AH/A^- : le connaître + savoir l'établir
- Diagramme de majorité d'un couple AH/A^- : le connaître + savoir l'établir
- Définition : diagramme de distribution
- Cas des acides aminés (savoir écrire les différentes formes acido/basiques d'un aa) + point isoélectrique
- Définition : Réaction acide-base ; relation entre la constante thermodynamique d'équilibre et les constantes d'acidité des couples mis en jeu.
- Solution tampon (Définitions, préparation)

Savoir faire :

- Déterminer la concentration des ions H_3O^+ puis le pH de l'eau pure.
- Savoir établir les expressions des fractions d'espèce acide ou base en fonction du pH afin de tracer le diagramme de distribution
- 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
- Savoir lire un diagramme de distribution d'espèces (savoir extraire les constantes d'acidité)
- Écrire l'équation de la réaction acide-base modélisant une transformation en solution aqueuse et déterminer la valeur de sa constante thermodynamique d'équilibre.
- 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.

❖ E 3 : Transformations – Bilans d'énergie - Travail

Questions de cours :

- Nombreuses définitions à bien connaître :
 - Définitions : transformations infinitésimales/finies + notations associées aux variations de grandeurs d'état ou aux grandeurs de transferts dans chaque cas.
 - Transformation quasi-statique / brutale
 - transformations réversible (définitions + propriétés)
 - transformations isobare, isotherme, isochore, monobare, monotherme
 - transformation adiabatique (paroi athermane/diathermane)
 - transformation cyclique
 - Diagramme de Clapeyron/ de Watt
- Energie interne (définition, unité, propriété, 1^{ère} loi de Joule)
- Capacité thermique à volume constant dans le cas du modèle du GP ou de la phase condensée indilatable incompressible (définition, unité, propriété, cas de la capacité thermique massique de l'eau liquide)
- Variation d'énergie interne d'un GP ou d'un système en phase condensée indilatable incompressible
- Énoncé du 1^{er} principe de la thermodynamique complet sur une transformation finie (avec définition précise de tous les termes)

- Énoncé du 1^{er} principe de la thermodynamique complet sur une transformation élémentaire (avec définition précise de tous les termes)
- Énoncé du 1^{er} principe de la thermodynamique complet sur une transformation finie (avec définition précise de tous les termes) dans le cas d'un système macroscopiquement au repos
- Définition : Travail des forces pressantes
- Interprétation géométrique du travail des forces pressantes

Savoir faire :

- Calculer la variation d'énergie interne d'un GP ou d'un système en phase condensée indilatable incompressible monophasé ou polyphasé, au cours d'une transformation finie.
- Calcul du travail des forces pressantes dans le cas d'une transformation isochore, ou monobare, ou réversible...
- Calcul du travail à partir de la puissance associée à une force

❖ TP : Titrages

Questions de cours :

- Relation à l'équivalence d'un titrage (énoncé en français + relation entre les quantités de matière)
- Détermination du point équivalent sur une courbe de suivi conductimétrique
- Détermination du point équivalent sur une courbe de suivi pH-métrique
- Indicateur coloré (définition + comment le choisir pour un suivi colorimétrique)

Savoir faire :

- Identifier la réaction support du titrage
- Justifier l'allure d'une courbe conductimétrique
- Utiliser la méthode des tangentes parallèles et de la dérivée pour déterminer le point équivalent sur une courbe de suivi pH-métrique
- Choisir un indicateur coloré de fin de titrage pH-métrique
- Exploiter la courbe de titrage d'une base faible par un acide forte pour déterminer le pK_A du couple de la base faible.
- Exploiter la courbe de titrage d'un acide faible par une base forte pour déterminer le pK_A du couple de l'acide faible.

❖ E 4 : Enthalpie

Questions de cours :

- Enthalpie : définition, unité, propriétés (extensivité/fonction d'état), 2^{ème} loi de Joule
- Capacité thermique à pression constante dans le cas du modèle du GP ou de la phase condensée indilatable incompressible (définition, unité, propriété)
- Variation d'enthalpie d'un GP ou d'un système en phase condensée indilatable incompressible subissant une variation de température
- Enthalpie massique de changement d'état (définition, notation, unité) et variation d'enthalpie d'un corps pur subissant un changement d'état réversible, à température constante
- Énoncé du 1^{er} principe de la thermodynamique pour un système fermé subissant une transformation monobare entre deux états d'équilibre mécanique avec l'extérieur.
- Calorimétrie (définition, calorimètre, nature de la transformation)

Savoir faire :

- Calculer la variation d'enthalpie d'un GP ou d'un système en phase condensée indilatable incompressible en fonction de la variation de température.
- Exploiter l'extensivité de l'enthalpie
- Exploiter le caractère « fonction d'état » de l'enthalpie pour réaliser un bilan d'enthalpie sur une transformation avec changement d'état et de température...