

PROGRAMME D'INTERROGATIONS ORALES DE SCIENCES PHYSIQUES

SEMAINE DU 05 JANVIER 2026

BONNE ANNÉE !

Avis aux étudiants : vous devez vous présenter en colle muni de

- ✖ La fiche d'évaluation qui vous a été remise avant la colle par le professeur.
- ✖ Votre cahier de colle complété.

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 de cours qui peuvent être posées en colle

Énergie

→ E1 : Systèmes thermodynamiques (cours + exercices)

(AVIS AUX COLLEURS : ÉNERGIE INTERNE ET CAPACITÉ THERMIQUE N'ONT PAS ÉTÉ INTRODUITES DANS CE CHAPITRE)

→ E2 : Description d'un corps pur en équilibre diphasé (cours + exercices)

Constitution et cohésion de la matière

→ C6 : Description d'un système chimique en réaction (cours + exercices)

→ C7 : Transformations modélisées par des réactions acide-base (cours + exercices sur les diagrammes de prédominance)

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

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
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).

Plan des chapitres

Chap E1 : Description d'un système thermodynamique

I. Caractérisation d'un système thermodynamique

1. Définitions
2. Échelles et paramètres de description d'un système
 - a. Échelle microscopique
 - b. Échelle macroscopique
 - c. Échelle mésoscopique
3. Deux grandeurs d'état : la température et la pression
 - a. La température
 - b. La pression
4. Équilibre thermodynamique
 - a. Équilibre interne
 - b. Équilibre thermodynamique avec l'extérieur

II. États physiques de la matière

1. Les trois états de la matière
 - a. Masse volumique
 - b. Compressibilité et dilatabilité
3. Modèle de la phase condensée indilatable et incompressible
4. Modèle du gaz parfait
 - a. Modèle macroscopique du gaz parfait
 - b. Modèle microscopique du gaz parfait
 - c. Conditions de validité du modèle ?

Chap C6 : Description d'un système chimique en réaction

- I. Description d'un système physico-chimique
 1. Définitions
 2. Paramètres descriptifs
- II. Bilan de matière d'une transformation chimique
 1. Modélisation de la transformation chimique
 2. Avancement d'une réaction
 - a. Définition
 - b. Avancement final et avancement maximal
 - c. Autres paramètres d'évolution
- III. Evolution d'un système
 1. Activité d'un constituant
 2. Quotient réactionnel Q_r
 3. Constante thermodynamique d'équilibre
 - a. Définition
 - b. Propriétés
 - c. Caractère thermodynamiquement favorable ou non d'une réaction
 4. Critère d'évolution spontanée d'un système
- IV. Composition à l'état final
 1. Méthode
 2. Applications

Chap E2 : Description d'un corps pur en équilibre diphasé

I. États physiques et changements d'état

II. Diagramme d'état en coordonnées (P, T) = diagramme de phases

1. Allure la plus générale
2. Allure des courbes de changement d'état
3. Exemples de diagrammes
4. Lecture du diagramme de phases

III. Cas particulier de l'équilibre liquide-vapeur - Diagramme de Clapeyron

1. Isothermes d'Andrews
2. Diagramme de Clapeyron
3. Evolution d'un système
 - a. Cas du corps pur
 - b. Vaporisation dans un autre gaz
 - c. Vocabulaire - Définitions
4. Composition du mélange diphasé

Chap C7 : Transformations modélisées par des réactions acide-base

I. Couples acido-basiques

1. Théorie de Brønsted (1923) : définitions
2. Couples de l'eau

II. Force des acides et bases en solution aqueuse

1. Acides forts et bases fortes
2. Acides faibles / bases faibles - constante d'acidité d'un couple AH/A^-
3. Constantes d'acidité des couples de l'eau
4. Échelle d'acidité
5. Influence de la constante d'acidité et de la concentration initiale sur le taux d'avancement de la réaction de l'acide avec l'eau

III. Répartition des espèces acido-basiques en fonction du pH

1. Définition du pH d'une solution aqueuse
2. Diagrammes de prédominance
3. Courbes de distribution des espèces en fonction du pH
4. Applications aux acides aminés

IV. Prévion de l'état d'équilibre d'un système siège d'une transformation acido-basique

1. Approche qualitative : utilisation des diagrammes de prédominance
2. Approche quantitative : détermination de constante thermodynamique d'équilibre
3. Méthode d'étude de la composition finale d'un système

V. Solutions tampons

1. Définition
2. Préparation d'une solution tampon

Exemples de questions de cours et savoir-faire...

❖ E 1 :

Questions de cours :

- Définitions : système, système ouvert-fermé-isolé + exemples
- Échelles microscopique, macroscopique, mésoscopique (définitions + ordre de grandeur)
- Température (approche macroscopique, microscopique, unités, conversion °C-K)
- Pression (définition, unité, interprétation microscopique)
- Équilibre thermodynamique (définitions, propriétés à vérifier dans le cas de l'équilibre mécanique et thermique)
- Caractérisation des 3 états de la matière (compact ou non/ordonné ou non/ordre de grandeur des masses volumiques /compressibilité-dilatabilité)
- Modèle de la phase condensée incompressible indilatable
- Modèle du gaz parfait (équation d'état, unités, modèle microscopique, condition de validité du modèle)

❖ C 6 :

Questions de cours :

- Système physico-chimique (def°, def° du constituant-physico-chimique...)
- Paramètres descriptifs : connaître les définitions : quantité de matière, concentration en quantité de matière et en masse, , fraction molaire, fraction massique, pression partielle.
- Def° : paramètre extensif ou intensif
- Notion de phase (def°, phase uniforme, système homogène ou hétérogène)
- avancement chimique de la réaction (def°, expression, caractère algébrique, avancement chimique final, avancement chimique maximal)
- def° : transformation totale / réactif limitant
- def° : mélange stœchiométrique
- def° : avancement volumique de réaction, taux d'avancement, taux de dissociation
- def° : activité d'un constituant
- quotient réactionnel associé à une équation chimique (def°, unité, signe)
- constante thermodynamique d'équilibre (def°, unité, signe, propriétés : constante associée à la réaction inverse ? à une combinaison linéaire d'équations chimiques ?, lien entre valeur de la constante thermo et caractère favorable ou non d'une transformation chimique)
- critère dévolution spontanée d'un système

Savoir faire :

- Écrire l'équation de la réaction modélisant une transformation à partir d'informations.
- Compléter un tableau d'avancement dans l'état initial, à un instant quelconque, à l'état final.
- Décrire la composition d'un système
- Exprimer puis calculer un quotient réactionnel
- Déterminer la composition d'un système à l'équilibre selon que la transformation est totale ou non.

❖ E 2 :

Questions de cours :

- × Définitions : corps pur, formes allotropiques (exemples)
- × Nom des différents changements d'état
- × Définition : pression de vapeur saturante, vapeur saturante, vapeur sèche
- × Définitions : vaporisation, ébullition, évaporation
- × Condition d'équilibre d'un corps pur à l'état de vapeur sèche
- × Condition d'équilibre d'un corps pur à l'état liquide
- × Diagramme d'état d'un corps pur (coordonnées, domaines, courbes (savoir discuter leurs pentes), points particuliers) + cas particulier du diagramme d'état de l'eau
- × Diagramme de Clapeyron (coordonnées, domaines, courbes, isothermes d'Andrews)

Savoir faire :

- Tracer une courbe d'analyse thermique ou courbe d'analyse en pression s'appuyant sur un diagramme d'état du corps pur
- Déterminer l'état physique d'un corps pur dans des conditions données (liquide, gazeux ou diphasé)

❖ C7 :

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 pKa des couples $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ et $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$)
- Échelle 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
- 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 :

- 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.