

PROGRAMME D'INTERROGATIONS ORALES DE SCIENCES PHYSIQUES

SEMAINE DU 16 DECEMBRE 2024

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

→ E1 : Systèmes thermodynamiques (cours + exercices)

(AVIS AUX COLLEURS : ENERGIE INTERNE ET CAPACITE THERMIQUE N'ONT PAS ENCORE ETE INTRODUITES)

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

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

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

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.

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 derniers chapitres

Chap E.1 : Description d'un système thermodynamique

- I. Caractérisation d'un système thermodynamique
 1. Définitions
 2. Echelles de description d'un système
 3. Paramètres d'état
 4. La pression
 5. La température
 - a. Echelle de température à deux points fixes
 - b. Echelle de température absolue
 6. Équilibre thermodynamique
 - a. Équilibre interne
 - b. Équilibre thermodynamique avec l'extérieur
- II. Etats physiques de la matière
 1. Notion de phase
 2. Les trois états de la matière
 3. Propriétés des différentes phases
 - a. Masse volumique
 - b. Compressibilité et dilatabilité
 4. Modèle de la phase condensée indilatable et incompressible
 5. Modèle du gaz parfait
 - a. Approche macroscopique du gaz parfait
 - b. Point de vue microscopique du gaz parfait
 - c. Mélange idéal de gaz parfaits
 - d. Conditions de validité du modèle ?

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

- I. Etats physiques et changements d'état
- II. Etude expérimentale
 1. Suivi de la température au cours d'un changement d'état
 2. Suivi de la pression au cours d'un changement d'état
 3. Cas de l'équilibre liquide-vapeur
 - a. Cas du corps pur
 - b. Vaporisation dans un autre gaz
 - c. Vocabulaire - Définitions
- III. 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
- IV. Cas particulier de l'équilibre liquide-vapeur - Diagramme en coordonnées (P, v)
 1. Isothermes d'Andrews
 2. Diagramme de Clapeyron
 3. Composition du mélange diphasé

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. Cas d'une transformation totale
 2. Cas d'un équilibre chimique

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

❖ E 1 :

Questions de cours :

- Définitions : système, système ouvert-fermé-isolé + exemples
- Echelles microscopique, macroscopique, mésoscopique (définitions + ordre de grandeur)
- Température (approche macroscopique, microscopique, unités, conversion °C-K)
- Pression (définition, unité, interprétation microscopique)
- Equilibre 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 stoechiométrique
- 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 :

- Ecrire 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 : Description d'un équilibre diphasé

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, vaporisation
- 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)