

**BCPST1 – Semaine 8**  
24 au 28 novembre

**PROGRAMME DE PHYSIQUE**

ÉTATS DE LA MATIÈRE

Ce chapitre de généralités sur les systèmes thermodynamique est terminé, avec l'introduction du vocabulaire : phase, système isolé, fermé et ouvert, grandeurs d'état extensives et intensives, équation d'état et systèmes divariant. La classification états condensés/non condensés et état ordonné/états fluide a été faite. La notion de pression liée à la force pressante a été présentée, mais pour l'instant, seul le cas d'une force pressante sur une surface plane soumise à une pression uniforme est à manipuler. La notion de température comme mesure de l'énergie cinétique d'agitation moléculaire est introduite. Les échelles de  $T$  à 2 points fixes et l'échelle absolue sont connues.

L'équation d'état du GP est connue, avec toutes les applications classiques (y compris Boyle Mariotte, et représentation des isothermes en coordonnées de Clapyeron). L'interprétation à l'échelle moléculaire est admise. Des exercices (simples) d'équilibres chimiques en phase gazeuse avec utilisation des pressions partielles et totale ont été faits. L'énergie interne d'un GP sous la forme  $U = nC_{vm}T$  est connue, avec  $C_{vm}$  dépendant de la nature des molécules (valeurs non exigibles *a priori*. Le terme « première loi de Joule » est connu.

Les phases condensées sont présentées comme indilatables incompressibles, avec pour conséquence que  $\Delta U$  ne dépend que de  $\Delta T$  :  $\Delta U = nC_m\Delta T = mc\Delta T$ .

Questions de cours possibles (liste non exhaustive) : variable d'état intensive, variable d'état extensive, système fermé ouvert ou isolé, lien entre pression et force pressante, échelles de température à 1 ou 2 points fixes, équation d'état du gaz parfait, énergie interne d'un gaz parfait, etc.

Programme officiel – Premier semestre – **Thème E – énergie : conversion et transfert**

NOTIONS	CAPACITÉS EXIGIBLES
<p><b>E.1.Description microscopique et macroscopique d'un système</b></p> <p><b>Caractérisation d'un système thermodynamique.</b></p> <p>Système thermodynamique. Échelles microscopique, mésoscopique et macroscopique. État d'équilibre thermodynamique.</p>	<p>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.</p>
<p><b>Gaz parfait</b></p> <p>Modèle du gaz parfait. Masse volumique, température, pression. Équation d'état du gaz parfait.</p> <p>Énergie interne du gaz parfait. Extensivité de l'énergie interne. Capacité thermique à volume constant d'un gaz considéré comme parfait.</p>	<p>Exploiter l'équation d'état pour décrire le comportement du gaz.</p> <p>Exploiter l'expression de la variation d'énergie interne d'un gaz considéré comme parfait, l'expression de la capacité thermique étant fournie.</p>
<p><b>Phase condensée indilatable incompressible</b></p> <p>Modèle de la phase condensée indilatable incompressible.</p> <p>Énergie interne et capacité thermique à volume constant d'une phase condensée indilatable et incompressible.</p>	<p>Exploiter l'expression de la variation d'énergie interne d'une phase condensée indilatable et incompressible en fonction de sa température.</p>

**PROGRAMME DE CHIMIE**

## RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES

Le cours sera fini lundi et le TD ne sera fait que mercredi. Toutes les définitions de base sur l'acido-basicité (couple,  $K_e$ ,  $K_a$ , domaines de prédominance et diagramme de distribution, y compris des acides aminés) sont connues. Les équilibres des acides et bases forts et faibles dans l'eau ont été traités, avec utilisation et vérification des hypothèses éventuelles, ainsi que la détermination de l'état d'équilibre de la réaction d'un acide quelconque sur une base quelconque (avec détermination de la réaction prépondérante, de sa constante d'équilibre, et utilisation du concept d'espèces compatibles et incompatibles). Pour cette semaine, on ne parlera ni de solution tampon ni de titrages acido-basiques.

Questions de cours possibles (liste non exhaustive) : couple acide-base, autoprotolyse de l'eau, constante d'acidité, pH, domaine de prédominance, détermination des proportions d'acide et de base en fonction du pH, point isoléctrique d'un acide aminé, acide et base fort, acide et base faible, force des acides et des bases, etc.

### Programme officiel – Premier semestre – **Thème C – constitution et transformations de la matière**

NOTIONS	CAPACITÉS EXIGIBLES
<p><b>C.2.2. Application aux transformations modélisées par des réactions acide-base</b></p> <p>Couple acide-base. Constante d'acidité <math>K_a</math> d'un couple, constantes d'acidité des couples acide-base de l'eau.</p>	<p>Reconnaître un couple acide-base. Écrire l'équation de la réaction associée à la constante d'acidité d'un couple donné.</p>
<p>pH, diagramme de prédominance, diagramme de distribution ; tracé et exploitation. Application aux acides aminés ; point isoélectrique.</p>	<p>Extraire les valeurs de constantes d'acidité de courbes de distribution et de diagramme de prédominance. <b>Capacité numérique</b> : tracer, à l'aide d'un langage de programmation, le diagramme de distribution des espèces d'un ou plusieurs couples acide-base, et déterminer la valeur du point isoélectrique d'un acide aminé.</p>
<p>Réaction acide-base ; relation entre la constante thermodynamique d'équilibre et les constante d'acidité des couples mis en jeu.</p>	<p>Reconnaître une réaction acido-basique 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.</p>
<p>Mise en solution d'un acide ou d'une base dans l'eau, modèle des acides et bases forts, des acides et des 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.</p>	<p>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 <math>K_a</math>). Citer l'influence de la constante d'acidité 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.</p>
<p>Exploitation de diagrammes de prédominance et état final d'un système.</p>	<p>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 d'un 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. <del>Mettre en œuvre une réaction acide-base pour réaliser une analyse qualitative ou quantitative en solution aqueuse.</del></p>
<p><del>Solution tampon.</del></p>	<p><del>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 ou géologiques.</del></p>