

## BCPST1 – Semaine 7

17 au 22 novembre

### PROGRAMME DE CHIMIE

---

#### DESCRIPTION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE EN RÉACTION

Tous les outils de description d'un système ont été présentés : fraction molaire et massique, concentration, pression partielle, activité et quotient réactionnel, ainsi que les outils décrivant son évolution : tableau d'avancement, avancement en quantité de matière (algébrique) et avancement volumique, taux d'avancement, réactif limitant, mélange stœchiométrique, notion qualitative d'équilibre chimique, limite du quotient réactionnel, détermination du sens d'évolution par comparaison de  $Q$  et  $K^\circ$ .

Les relations entre constantes d'équilibre de réactions en combinaison linéaire les unes des autres sont connues. La détermination de la composition à l'équilibre est dorénavant au programme de colle, et les notions de réaction totale et très limitées sont utilisables. Des situations simples de rupture d'équilibre ont été rencontrées.

Questions de cours possibles (liste non exhaustive) : fraction molaire, pression partielle, avancement chimique et lien avec les variations des quantités de matière, activité d'un constituant, quotient réactionnel, prévision du sens d'évolution d'un système, constante d'équilibre d'une réaction combinaison linéaire d'autres réactions, etc.

On se limitera aux réactions en phases gazeuses en lien avec le cours de physique

#### SOLUTIONS ÉLECTROLYTIQUES

Ce chapitre est l'occasion de parler d'électroneutralité dans les milieux. Dans un solide, cela permet de relier la formule brute à la nature des ions constitutif. Dans une solution, cela donne une relation entre les concentrations des anions et des cations. La préparation d'une solution électrolytique par dissolution d'un solide ionique ou par dissociation d'un composé moléculaire a été présentée. Les sels usuels (NaOH, KOH, NaCl, KCl, KI, NaHCO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, KNO<sub>3</sub>, etc) ainsi que les acides forts nitrique, chlorhydrique et sulfurique, sont CONNUS.

La conductimétrie a été présentée ; la formule de Kohlrausch de la conductivité est maintenant exigible. Le TP de conductimétrie a eu lieu, et la prédiction de l'évolution de la conductivité au cours d'un titrage peut être demandée.

Questions de cours possibles (liste non exhaustive) : neutralité d'un solide, formule de Kohlrausch, conduction et conductivité, etc.

#### Programme officiel – Préambule – B. Méthodes expérimentales

NATURE ET MÉTHODES	CAPACITÉS EXIGIBLES
<b>2.3 Dosages par titrage</b> Méthodes expérimentales de suivi d'un titrage : conductimétrie.	

## PROGRAMME DE PHYSIQUE

### PROPAGATION DE LA LUMIÈRE

En prévision du DS de fin de semaine, on peut encore poser des exercices sur ce thème.

Voir programme semaine 06

### 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
<b>E.1.Description microscopique et macroscopique d'un système</b> <b>Caractérisation d'un système thermodynamique.</b> 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.
<b>Gaz parfait</b> Modèle du gaz parfait. Masse volumique, température, pression. Équation d'état du 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'équation d'état pour décrire le comportement du gaz. Exploiter l'expression de la variation d'énergie interne d'un gaz considéré comme parfait, l'expression de la capacité thermique étant fournie.
<b>Phase condensée indilatable incompressible</b> Modèle de la 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 d'énergie interne d'une phase condensée indilatable et incompressible en fonction de sa température.