

## BCPST1 – Semaine 12

### 05 au 09 janvier

#### PROGRAMME DE PHYSIQUE

---

##### PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

Il s'agit d'un chapitre introductif. Des rappels sur les systèmes et les grandeurs d'état ont été. On a décrit l'état d'équilibre d'un système : équilibre de composition (pas vraiment au programme de première année), équilibre thermique et équilibre mécanique, avec la formule condensée  $P_{\text{ext}} = P_f$ , la pression étant entendue comme l'ensemble des forces qui s'appliquent divisée par la surface de la paroi. Le vocabulaire des transformations thermodynamiques a été introduit : isochore, monobare, en quasi-équilibre mécanique, isobare, monotherme, isotherme et adiabatique. Les conditions mécanique (monobare, quasi-équilibre et isobare) ont été décrites ; en revanche, les conditions d'une transformation isotherme ou adiabatique seraient vues lors du cours sur les transferts thermiques, et on signalera aux étudiants lorsqu'on se trouve dans un de ces deux cas.

Le premier principe a été énoncé de façon générale, et des rappels sur les propriétés de l'énergie interne ont été faits. Dans ce chapitre, aucun calcul de travail n'a été fait, et il s'agit simplement de manipuler le premier principe : calculer  $\Delta T$  connaissant  $W$  et  $Q$ , ou  $W$  connaissant  $\Delta T$  et  $Q$ , etc.

Questions de cours possibles (liste non exhaustive) : équilibre thermique d'un système, équilibre mécanique d'un système, transformation isochore, transformation monobare, transformation en quasi-équilibre mécanique, transformation isobare, transformation monotherme, transformation adiabatique, premier principe de la thermodynamique, propriétés de l'énergie interne, etc

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

NOTIONS	CAPACITÉS EXIGIBLES
<b>E.2. Bilan d'énergie pour un système thermodynamique</b>  <b>Transformations thermodynamiques.</b>  Transformations thermodynamiques d'un système. Transformation isochore, isobare et monobare. Thermostat, transformation 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 final.
<b>Premier principe de la thermodynamique.</b> <b>Bilans d'énergie.</b>  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 d'énergie interne d'un système du statut des termes d'échange d'énergie avec le milieu extérieur.

#### PROGRAMME DE CHIMIE

---

##### RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION

Pour cette semaine, on ne posera pas d'exercices sur les titrages rédox, directs ou indirects, qui seront au programme la semaine suivante.

Voir programme semaine 11

## STRUCTURE ÉLECTRONIQUE DES ATOMES ET CLASSIFICATION PÉRIODIQUE

Les rappels sur la description d'un atome : noyau, isotopes, nombre de masse, etc ont été faits. La quantification des niveaux est mise en évidence à l'aide des spectres d'émission et d'absorption atomiques. La classification périodique est présentée avec les blocs, périodes et familles. Les notions de sous-couche (comme niveau d'énergie) et d'orbitale atomique (comme description de la localisation) sont admises sans aucune mention aux nombres quantiques. Les trois premières périodes sont à connaître par cœur. Sachant la place d'un élément dans la classification, on doit retrouver sa configuration, et réciproquement. Les ions usuels et les degrés d'oxydation extrêmes doivent pouvoir être déterminés à partir de la configuration électronique. Les propriétés atomiques (caractère métallique, électronégativité et polarisabilité) sont connues.

Questions de cours possibles (liste non exhaustive) : description d'un atome, spectres d'absorption et démission d'un atome, niveau d'énergie des électrons dans un atome, localisation des électrons décrit par une orbitale atomique s ou p, configuration électronique d'un atome, description de la classification périodique, ions usuel d'un atome, degré d'oxydation extrême d'un élément, etc.

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

NOTIONS	CAPACITÉS EXIGIBLES
<p><b>C.1.1. Constitution et cohésion au sein des atomes</b></p> <p><b>Modélisation quantique de l'atome.</b></p> <p>Constitution de l'atome. Spectre de raies atomiques et quantification des niveaux énergétiques électroniques. Notion d'orbitale atomique : probabilité de présence des électrons, allure des orbitales atomiques s et p.  Classification périodique et configuration électronique : électrons de cœur, électrons de valence.</p> <p>Lien entre propriétés atomiques et tableau périodique : électronégativité, polarisabilité.</p>	<p>Relier longueurs d'onde d'émission ou d'absorption et diagramme des niveaux énergétiques. Citer les ordres de grandeur des énergies d'ionisation et des distances caractéristiques de l'atome.</p> <p>Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental à partir de son numéro atomique pour les trois premières périodes. En déduire la configuration électronique des ions monatomiques usuels. Établir la configuration électronique de valence d'un atome à partir du tableau périodique (bloc f exclu).  Comparer les électronégativités et les polarisabilités de deux atomes à partir des positions des éléments associés dans le tableau périodique.</p>
<p><b>C.2.3. Application aux transformations modélisées par des réactions d'oxydoréduction</b></p> <p>Oxydants et réducteurs, nombre d'oxydation.</p>	<p>Lier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur du corps simple correspondant. Prévoir les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique.</p>