

➤ **THERMODYNAMIQUE : 1^{er} principe : révisions**

Remarque : Les exercices peuvent porter sur des expériences de calorimétrie à pression constante. (cf TP n°4 : détermination d'une enthalpie standard de réaction)+ exercice traité en classe.

➤ **ORBITALES ATOMIQUES**

| CONTENUS | Capacités exigibles |
|--|--|
| Fonctions d'onde électroniques ψ de l'atome d'hydrogène. Nombres quantiques n, l, ml, ms. Énergie et rayon associés à une fonction d'onde. | Interpréter $ \psi ^2$ comme la densité de probabilité de présence d'un électron en un point et la relier à la densité de charge. Prévoir qualitativement, pour l'atome d'hydrogène et les ions hydrogénoïdes, l'évolution du rayon et de l'énergie associés à une fonction d'onde en fonction du nombre quantique principal. |
| Orbitales des atomes polyélectroniques, représentation schématique. Configuration électronique d'un atome et d'un ion monoatomique. Électrons de cœur et de valence. | Dessiner l'allure des orbitales atomiques s et p. Établir la configuration électronique d'un atome ou d'un ion à l'état fondamental. Déterminer le nombre d'électrons non appariés d'un atome dans son état fondamental. |
| Notion qualitative de charge effective. Électronégativité. Rayon d'une orbitale atomique, polarisabilité | Relier qualitativement le rayon associé à une orbitale atomique à la charge effective. Relier qualitativement l'énergie associée à une orbitale atomique à l'électronégativité de l'atome. Relier qualitativement le rayon associé aux orbitales de valence d'un atome à sa polarisabilité. |
| Architecture du tableau périodique des éléments. Organisation par blocs. | Relier la position d'un élément dans le tableau périodique à la configuration électronique de l'atome associé dans son état fondamental. Situer dans le tableau les familles suivantes : métaux alcalins et alcalino-terreux, halogènes et gaz nobles. |

➤ **Révisions de SUP : schéma de Lewis des molécules.**

➤ **Structure électronique des molécules**

Méthode de Combinaison Linéaire des Orbitales Atomiques.

Description des molécules diatomiques homonucléaires : étude du dihydrogène et du dioxygène (idem pour F₂) :

- principe de construction des orbitales moléculaires par combinaison linéaire d'orbitales atomiques de même symétrie ; notion de recouvrement de deux OA.
- Compétences attendues pour ces trois molécules :
 - Construire des orbitales moléculaires par interaction d'orbitales atomiques du même type (s-s, p- p).
 - énergie d'une orbitale moléculaire : dans le diagramme, savoir placer qualitativement le niveau énergétique de l'OM à partir du niveau énergétique des OA
 - Reconnaître le caractère liant, antiliant, non liant d'une orbitale moléculaire ainsi que la symétrie σ et Π à partir de sa représentation conventionnelle ou d'une surface d'iso-densité.
 - Remplissage électronique d'un diagramme d'orbitales moléculaires.
 - Calcul de l'indice de liaison (interprétation, Relier dans une molécule diatomique l'évolution de la longueur et de la constante de force de la liaison à l'évolution de l'ordre de liaison)
 - Identifier la symétrie ou d'une orbitale moléculaire à partir de sa représentation conventionnelle ou d'une surface d'isodensité.

Description des molécules **diatomiques de type A-B**

- Proposer une représentation conventionnelle d'une orbitale moléculaire en tenant compte d'une éventuelle dissymétrie du système.
- Justifier la dissymétrie d'une orbitale moléculaire obtenue par interaction d'orbitales atomiques centrées sur des atomes d'éléments différents.

Interaction **d'orbitales de fragments** (se limiter à des interactions de 2 orbitales) : Justifier l'existence d'interactions entre orbitales de fragment en termes de recouvrement ou d'écart d'énergie. Deux molécules traitées H_3 et BeH_2

➔ **Titrages redox (si tout a été évalué)**