

➤ **THERMODYNAMIQUE : 1<sup>er</sup> principe**

État standard. Enthalpie standard de réaction. Loi de Hess.

État standard de référence d'un élément, enthalpie standard de formation. Enthalpie standard de dissociation de liaison, de changement d'état, de combustion.

⇒ Déterminer une enthalpie standard de réaction à l'aide de données thermodynamiques.

Effets thermiques lors d'une transformation monobare :

transfert thermique associé à la transformation chimique monobare monotherme ;

variation de température lors d'une transformation monobare et adiabatique.

⇒ Prévoir le sens et calculer la valeur du transfert thermique entre un système, siège d'une transformation physico-chimique monobare et monotherme, et le milieu extérieur.

⇒ Évaluer la température atteinte par un système siège d'une transformation physico-chimique, monobare et adiabatique.

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

➤ **ORBITALES ATOMIQUES**

CONTENUS	Capacités exigibles
Fonctions d'onde électroniques $\psi$ de l'atome d'hydrogène. Nombres quantiques $n, l, m_l, m_s$ . 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. QUE DU COURS pour les colles de mardi**

*Méthode de Combinaison Linéaire des Orbitales Atomiques.*

Description des molécules diatomiques homonucléaires : étude du dihydrogène et du dioxygène (idem pour  $F_2$ ) :

- 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  $\sigma$  et  $\Pi$  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.