

➡ THERMODYNAMIQUE : 1^{er} 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.

➡ TP : TITRAGES révisions de SUP PCSI

Notions contenus	Capacités exigibles
Les méthodes expérimentales de titrages : (pHmétriques, conductimétriques, potentiométriques)	Identifier et exploiter la réaction support du titrage recenser les espèces présentes dans le milieu au cours du titrage
Les types de titrage : ⇒ acide base ⇒ par précipitation ⇒ oxydoréduction* *savoir équilibrer une réaction rédox	justifier qualitativement l'allure de la courbe de titrage. Exploiter une courbe de titrage pour déterminer le titre en espèce dosée. Pour le dosage pHmétrique et potentiométrique savoir choisir les électrodes et justifier le rôle

A CONNAITRE

- exemples usuels d'acides et bases : nom, formule et caractère – faible ou fort – des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, acétique, du dioxyde de carbone aqueux, de la soude, la potasse, l'ion hydrogénocarbonate, l'ion carbonate, l'ammoniac ;
- Exemples d'oxydants et de réducteurs minéraux usuels : nom et formule des ions thiosulfate, permanganate, hypochlorite, du dichlore, du peroxyde d'hydrogène, du dioxygène, du dihydrogène, des métaux.

➡ ORBITALES ATOMIQUES

CONTENUS	Capacités exigibles
Fonctions d'onde électroniques ψ 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. Situier dans le tableau les familles suivantes : métaux alcalins et alcalino-terreux, halogènes et gaz nobles.

➡ Révisions de SUP : schéma de Lewis des molécules