

Programme de colle du 1^{er}/06 au 5/06 (S29)

T3 : Deuxième principe de thermodynamique

- Irréversibilité d'une transformation thermodynamique : limites du premier principe, sources d'irréversibilité, transformation réversible.
- Interpréter qualitativement l'entropie en termes de désordre statistique à l'aide la formule de Boltzmann fournie.
- Deuxième principe de thermodynamique
- Entropie de systèmes thermodynamiques usuels : gaz parfait, phase condensée incompressible et indilatable
- Exemple d'application, bilans d'entropie.
- Variation d'entropie lors d'un changement d'état.

T4 : Machines thermiques

- Principe de fonctionnement des machines thermiques : machines thermiques cycliques, applications des principes de thermodynamique
- Machines dithermes : définitions, moteurs, machines réceptrices, cycle de Carnot.
- Exemple de machine à piston : le moteur quatre temps : description du fonctionnement réel, modélisation par le cycle Beau de Rochas, rendement.

SA1 : Réactions acido-basiques

- Couples acido-basiques : définition de Brønsted, couples de l'eau, pH d'une solution
- Forces de acides et des bases
- Constante d'acidité d'un couple acido-basique : réactions acido-basiques, constantes d'acidité des couples HA/A^- , constantes d'acidité des couples de l'eau,

- Distribution des espèces suivant le pH : diagrammes de prédominance, courbes de distribution.
- Prévion du sens d'évolution des réactions acido-basiques : utilisation des diagrammes de prédominance ou détermination de la constante de réaction, sens d'évolution spontanée à partir d'un état initial
- Dosages acido-basiques : exemples du dosage d'un acide fort par un base forte et du dosage d'un acide faible par une base forte. Simulation de dosage de polyacides, caractères simultané ou successif des réactions de dosage selon les différence de pK_a

Notions et contenus	Capacités exigibles
3.4. Deuxième principe. Bilans d'entropie	
Fonction d'état entropie.	Interpréter qualitativement l'entropie en termes de désordre statistique à l'aide de la formule de Boltzmann fournie.
Deuxième principe de la thermodynamique : entropie créée, entropie échangée. $\Delta S = S_{\text{ech}} + S_{\text{créé}}$ avec $S_{\text{ech}} = \sum Q_i / T_i$.	Définir un système fermé et établir pour ce système un bilan entropique. Relier la création d'entropie à une ou plusieurs causes physiques de l'irréversibilité. Analyser le cas particulier d'un système en évolution adiabatique.
Variation d'entropie d'un système.	Utiliser l'expression fournie de la fonction d'état entropie. Exploiter l'extensivité de l'entropie.
Loi de Laplace.	Citer et utiliser la loi de Laplace et ses conditions d'application.
Cas particulier d'une transition de phase.	Citer et utiliser la relation entre les variations d'entropie et d'enthalpie associées à une transition de phase : $\Delta h_{12}(T) = T \Delta s_{12}(T)$

Notions et contenus	Capacités exigibles
3.5. Machines thermiques	
Application du premier principe et du deuxième principe de la thermodynamique aux machines thermiques cycliques dithermes : rendement, efficacité, théorème de Carnot.	Donner le sens des échanges énergétiques pour un moteur ou un récepteur thermique ditherme. Analyser un dispositif concret et le modéliser par une machine cyclique ditherme. Définir un rendement ou une efficacité et les relier aux énergies échangées au cours d'un cycle. Justifier et utiliser le théorème de Carnot. Citer quelques ordres de grandeur des rendements des machines thermiques réelles actuelles. Expliquer le principe de la cogénération. Mettre en œuvre une machine thermique cyclique ditherme.

Notions et contenus	Capacités exigibles
4.4.1. Réactions acide-base et de précipitation	
Réactions acido-basiques - constante d'acidité ; - diagramme de prédominance, de distribution ; - exemples usuels d'acides et bases : nom, formule et nature – faible ou forte – des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, acétique, de la soude, l'ion	Identifier le caractère acido-basique d'une réaction en solution aqueuse. Écrire l'équation de la réaction modélisant une transformation en solution aqueuse en tenant compte des caractéristiques du milieu réactionnel (nature des espèces chimiques en présence, pH...) et des observations expérimentales.

hydrogénocarbonate, l'ammoniac.	Déterminer la valeur de la constante d'équilibre pour une équation de réaction, combinaison linéaire d'équations dont les constantes thermodynamiques sont connues. Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique. Prévoir l'état de saturation ou de non saturation d'une solution. Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires. Exploiter des courbes d'évolution de la solubilité d'un solide en fonction d'une variable.
Réactions de dissolution ou de précipitation - constante de l'équation de dissolution, produit de solubilité K_s ; - solubilité et condition de précipitation ; - domaine d'existence ; - facteurs influençant la solubilité.	Mettre en œuvre une réaction acide-base et une réaction de précipitation pour réaliser une analyse quantitative en solution aqueuse. Illustrer un procédé de retraitement, de recyclage, de séparation en solution aqueuse.