

PROGRAMME DE COLLE DE PHYSIQUE

Semaine du 08/11 au 13/11

Th 5 - Premier principe de la thermodynamique : conservation de l'énergie (exercices)

– Énoncé général du premier principe. Cas particulier d'un système macroscopiquement au repos.

– Bilan énergétiques ΔU :

- pour une transformation isochore : $\Delta U = Q_V$. Pour un GP : $Q_V = C_V \Delta T = n C_{V_m} \Delta T$ en supposant la capacité thermique à volume constant indépendante de la température dans le domaine d'étude.
- pour une transformation isotherme d'un GP : $\Delta U = 0 = W + Q$

– Enthalpie

On considère un système macroscopiquement au repos.

Pour une transformation

– soit **isobare**

– soit **monobare** avec **équilibre mécanique dans l'état initial et dans l'état final**,

pour laquelle il existe un travail W_u autre que celui des forces de pression :

$$\Delta H = Q_P + W_u$$

avec $H = U + PV$ fonction d'état enthalpie.

L'enthalpie d'un gaz parfait ne dépend que de la température.

L'enthalpie d'une phase condensée idéale peut être confondue avec son énergie interne : $H \simeq U$.

Capacité thermique à volume constant :

- définition générale
- cas particulier du gaz parfait : connaître la relation de Mayer, savoir exprimer C_{P_m} et C_{V_m} en fonction de R et γ .
- savoir exprimer ΔH pour un gaz parfait dans le cas où la capacité thermique à pression constante peut être considérée comme constante.

$$\Delta H = C_P \Delta T = n C_{P_m} \Delta T = n \frac{\gamma R}{\gamma - 1} \Delta T = m_{\text{sys}} c_P \Delta T$$

- pour une phase condensée idéale $C_P = C_V = C$ et

$$\Delta H = \Delta U = C \Delta T = n C_m \Delta T = m_{\text{sys}} c \Delta T$$

dans le cas où la capacité thermique peut être considérée comme constante dans le domaine de température étudié.

– transformation adiabatique quasistatique (ou adiabatique mécaniquement réversible) d'un gaz parfait : lois de Laplace. Comparaison des pentes d'une isotherme et d'une adiabatique quasistatique d'un GP dans le plan (P, V) .

– connaître l'expression générale du travail reçu par un gaz parfait au cours d'une transformation adiabatique :

$$W = \Delta U = n C_{V_m} \Delta T = \frac{n R (T_2 - T_1)}{\gamma - 1} = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\gamma - 1}$$

– enthalpie de changement d'état : connaître sa définition et son interprétation.

Savoir refaire tous les exercices et les exemples traités en cours.

Th 6 a - Bilans enthalpiques (physique) - (exercices)

- Savoir effectuer des bilans enthalpiques pour des systèmes diphasés.
- Calorimétrie : principe d'un calorimètre, valeur en eau d'un calorimètre.

Savoir refaire tous les exercices et les exemples traités en cours.

Extrait du programme :

Notions et contenus	Capacités exigibles
Conservation de l'énergie	
Premier principe de la thermodynamique en système fermé	Définir un système fermé et établir pour ce système un bilan énergétique faisant intervenir travail et transfert thermique. Expliquer en quoi le premier principe est un principe de conservation.
Bilans enthalpiques	
Enthalpie d'un système monophasé, capacité thermique à pression constante dans le cas du gaz parfait ou d'une phase condensée incompressible et indilatable.	Définir l'enthalpie d'un système. Exprimer le premier principe sous la forme d'un bilan d'enthalpie dans le cas d'une transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et dans l'état final.
Enthalpie de changement d'état d'un corps pur	Connaître le vocabulaire des changements d'état et le diagramme (P, T) . Comparer les ordres de grandeurs des variations d'enthalpie des systèmes monophasés avec celles des changements d'état d'un corps pur. Calculer l'énergie récupérable lors d'un changement d'état d'un corps pur à pression constante.
Utilisation d'un modèle	
Modèle du gaz parfait	Utiliser, dans l'approximation où les capacités thermiques à volume constant et à pression constante sont constantes, la relation de Mayer et le coefficient isentropique.
Lois de Laplace	Utiliser les lois de Laplace pour évaluer des pressions ou des températures dans le cas de compressions ou détente de gaz parfait dans l'hypothèse adiabatique et mécaniquement réversible.

Th 6 b - Bilans enthalpiques pour les systèmes sièges de réactions chimiques (exercices)

On considère des systèmes sièges d'une réaction chimique, $\sum_i \nu_i A_i = 0$, en évolution monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et dans l'état final :

$$Q = \Delta H$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{si } \Delta H > 0 \quad \text{la réaction est endothermique} \\ \text{si } \Delta H < 0 \quad \text{la réaction est exothermique} \\ \text{si } \Delta H = 0 \quad \text{la réaction est athermique} \end{array} \right.$$

- Enthalpie standard de réaction $\Delta_r H^\circ(T)$.
- Le bilan enthalpique, pour un système siège d'une réaction chimique évoluant d'un état $(T, P, \xi_i = 0)$ vers un état $(T, P, \xi = \xi_f)$ s'exprime sous la forme :

$$\Delta H = \Delta_r H^\circ \xi_f$$

- Enthalpie standard de formation $\Delta_f H^\circ$. Savoir calculer une enthalpie standard de réaction à partir des enthalpies standard de formation des réactants par la loi de Hess :

$$\Delta_r H^\circ = \sum_i \nu_i \Delta_f H_i^\circ$$

- Température de flamme : savoir calculer la température maximale atteinte dans l'hypothèse d'une transformation adiabatique, en effectuant d'abord le bilan de matière complet (en tenant compte de la présence éventuelle de constituants n'intervenant pas dans la réaction) et ensuite le bilan enthalpique.

Extrait du programme :

Bilans enthalpiques	
Enthalpie standard de réaction	Effectuer un bilan de matière lors d'une réaction chimique. Évaluer la température atteinte par un système siège d'une transformation chimique supposée isobare et réalisée dans un réacteur adiabatique.

Th7 - Second principe de la thermodynamique (cours)

- Exemples d'évolutions irréversibles.
- Les causes de l'irréversibilité : effets dissipatifs (frottements, effet Joule), inhomogénéités (de température, de pression, de concentration...)
- Transformation réversible.
- Second principe :

À tout système à l'équilibre thermodynamique on peut associer une **fonction d'état extensive** S appelée **entropie**.

Si, lors d'une transformation d'un **système fermé**, d'un état d'équilibre (1) vers un état d'équilibre (2), le système reçoit des transferts thermiques Q_i ^a lors de la mise en contact avec des thermostats de température $T_{\text{ext},i}$, la variation d'entropie vérifie l'inégalité :

$$\Delta S \geq \sum_i \frac{Q_i}{T_{\text{ext},i}}$$

L'égalité est réalisée lorsque la transformation est réversible. Dans ce cas, lors de chaque transfert thermique la température du système est égale à la température du thermostat avec lequel il est en contact : $T_i = T_{\text{ext},i}$ d'où, pour une transformation réversible :

$$\Delta S = \sum_i \frac{Q_i^{\text{rev}}}{T_i}$$

^a. Rappel : $Q_i > 0$ si le système reçoit effectivement de l'énergie thermique, $Q_i < 0$ si le système cède de l'énergie.

- Transformation adiabatique réversible : $\Delta S = 0$. **Une transformation adiabatique réversible est une isentropique.**
- Entropie d'un gaz parfait ; entropie d'une phase condensée idéale (ces expressions n'ont pas à être connues et doivent être fournies si nécessaire).
- Transformation adiabatique réversible d'un gaz parfait : lois de Laplace $PV^\gamma = \text{cte}$. Savoir passer aux deux autres expressions $TV^{\gamma-1} = \text{cte}$ et $P^{1-\gamma}T^\gamma = \text{cte}$.
- Entropie de changement d'état. Lien entre entropie de changement d'état et enthalpie de changement d'état.
- Diagrammes (T, s) ; diagrammes (h, s) .