

Fiche de cours – Transformations infinitésimales en thermodynamique

Ceci est un exemple minimal de fiche de cours concernant ce chapitre. Je vous encourage à vous en inspirer pour faire votre propre fiche (écrire votre fiche vous aidera à retenir), qui pourra être plus complète, plus personnelle, avec des schémas, des couleurs, des flèches...

► Premier principe version infinitésimale :

$$dU = \delta W + \delta Q$$

Remarques :

- ▷ Pour un **système fermé** seulement.
- ▷ Une forme plus complète est $dU + dE_c + dE_p = \delta W + \delta Q$.
- ▷ Cas du travail des forces de pression : $\delta W = -p_{\text{ext}}dV$.
Si évolution réversible ou quasi-statique sans frottement, alors $p_{\text{ext}} = p$ (p pression du système).
- ▷ δW et δQ sont comptés comme reçus par le système. S'ils sont positifs c'est que le système reçoit en effet, s'ils sont négatifs c'est que le système a en fait cédé du travail ou de la chaleur au milieu extérieur.
- ▷ Version avec l'**enthalpie** : $dH + dE_c + dE_p = \delta W' + \delta Q$,
 - avec $\delta W'$ les travaux autres que ceux de pression
 - il s'applique si transformation isobare, ou monobare avec $p_{\text{initial}} = p_{\text{final}} = p_{\text{ext}}$
- ▷ On utilise d pour la variation d'une grandeurs d'état, et δ pour la variation d'une quantité échangée (δW , δQ , δS_e et δS_c).

► Second principe version infinitésimale :

$$dS = \delta S_e + \delta S_c$$

Remarques :

- ▷ Pour un **système fermé** seulement.
- ▷ $\delta S_e = \frac{\delta Q_{\text{reçu}}}{T_{\text{ext}}}$, avec T_{ext} la température de la frontière du système où à lieu le transfert δQ .
Si évolution réversible ou quasi-statique, alors $T_{\text{ext}} = T$ (T pression du système).
- ▷ $\delta S_c \geq 0$, caractérise la dégradation ou dissipation de l'énergie.
 - ★ $\delta S_c > 0 \Rightarrow$ dégradation de l'énergie, on aurait pu mieux l'exploiter, baisse du rendement ou de l'efficacité.
 - ★ $\delta S_c = 0 \Rightarrow$ évolution réversible, pas de dégradation, rendement ou efficacité maximale.

► **Identités thermodynamiques :**

$$\begin{aligned} dU &= TdS - pdV \\ dH &= TdS + Vdp \end{aligned}$$

Remarques :

- ▷ Pour un **système fermé** seulement.
- ▷ On démontre la seconde en utilisant la première et $H = U + pV$.

► **Grandeurs molaires et massiques :**

- Grandeurs molaires = la grandeur extensive / n | $U_m = \frac{U}{n}$, etc...
- Grandeurs massiques = la grandeur extensive / m | $u = \frac{U}{m}$, $w = \frac{W}{m}$, $q = \frac{Q}{m}$, etc...

Lien entre les deux avec la masse molaire : $U_m = M \times u$, etc...

Les principes deviennent, avec les grandeurs massiques :

- $du = \delta w + \delta q$
- $ds = \delta s_e + \delta s_c$

► **Expressions à connaître :**

- Gaz parfait : $dU = C_v dT$, $dH = C_p dT$.
- Phase condensée incompressible indilatable : $dU = dH = CdT$.
- Loi de Laplace (adiabatique réversible gaz parfait) : $pV^\gamma = \text{cst}$ ou $p^{1-\gamma}T^\gamma = \text{cst}$.
À savoir différencier facilement en passant au ln.

► **Savoir-faire numéros 9 et 10 : faire les petits exemples**