

PREMIER PRINCIPE

 ◇ système fixe

 Hypothèse : $\Delta \mathcal{E}_c = \Delta \mathcal{E}_{p\ ext} = 0$ (système fixe, par exemple)

 \mathcal{E}_c = énergie cinétique macroscopique ; $\mathcal{E}_{p\ ext}$ = énergie potentielle externe

$$\Delta \mathcal{U} = W + Q = W_{press} + W_{autre} + Q$$

$$d\mathcal{U} = \delta W + \delta Q$$

 W = quantité de travail échangée

$$= W_{press} + W_{autre}$$

 Q = transfert thermique

ou quantité de chaleur échangée

 \mathcal{U} = énergie interne (fonction d'état)

(travail des actions extérieures de contact)

 quantités > 0 si reçues de l'extérieur, < 0 si cédées à l'extérieur

 ◇ Généralisation à un système mobile

 On remplace \mathcal{U} par $\mathcal{E} = \mathcal{U} + \mathcal{E}_c + \mathcal{E}_p$

$$\Delta \mathcal{E} = W + Q$$

CAS PARTICULIERS

 ◇ Premier principe en transformation monobare se déroulant entre 2 états d'équilibre

$$\Delta H = \Delta \mathcal{U} - W_{press} = Q + W_{autre}$$

 Enthalpie : $H = \mathcal{U} + pV$ (fonction d'état)

 (W_{press} est "inclus" dans ΔH)

 ◇ Premier principe pour les phases condensées idéales

$$\Delta \mathcal{U} = Q + W_{autre}$$

$$\Delta \mathcal{U} = \Delta H \text{ et } W_{press} = 0$$

VARIATIONS D'ÉNERGIE INTERNE ET D'ENTHALPIE

	gaz parfait	phase condensée idéale
$\Delta \mathcal{U}$	$\Delta \mathcal{U} = C_V \Delta T$	$\Delta \mathcal{U} \approx \Delta H = C \Delta T$
ΔH	$\Delta H = C_p \Delta T$	$C_V \approx C_p$, noté C

Complément sur les gaz parfaits :

$$\gamma = \frac{C_p}{C_V} ; \quad \text{transfo adiabatique mécaniquement réversible : } pV^\gamma = cste \quad (\text{loi de Laplace})$$