

Chapitre 1. Rappels thermodynamiques

1. Définition :

La cryogénie est une science et technologie qui s'intéresse à l'étude des très basses températures (-150C°), comment les produire, les maintenir et les utiliser.

Cryogénie : $\left[\begin{array}{l} \text{Kruos (grec) = Froid} \\ \text{Genesis (grec) = produire} \end{array} \right.$

-273C° < Températures cryogéniques < -150C°

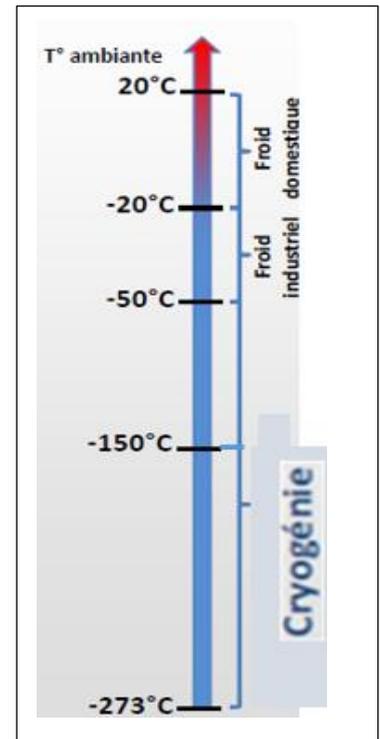
En Kelvin : 0 k < Températures cryogéniques < 123 k

Rappel : $T [\text{Kelvin}] = T [^{\circ}\text{C}] + 273.15$

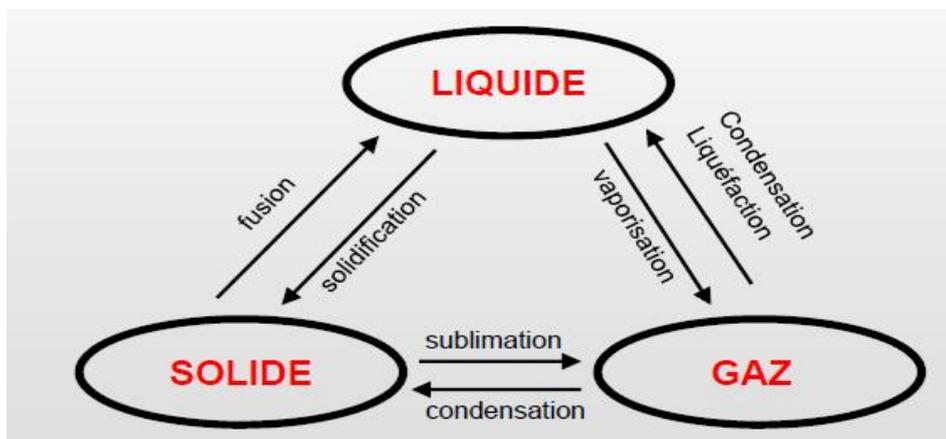
2. Comportement d'un fluide cryogénique :

En dessous de cette température (123K), le méthane (constituant du gaz naturel) et la plupart des gaz atmosphériques passent en phase liquide.

Fluides cryogéniques	T° Ebullition [K] à 1atm
Méthane	111.6
Oxygène	90.2
Azote	77.3
Hydrogène	20.4
Helium	4.2



3. Les trois états de la matière



Chapitre 1. Rappels thermodynamiques

4. Premier principe de la thermodynamique :

Expression du premier principe pour un système fermé :

$$(W_p + Q) = \Delta U + \Delta Ec + \Delta Ep \quad \text{Ou}$$

$$W_p = - \int_1^2 P dV$$

Expression du premier principe pour un système ouvert :

$$W_T + Q = (\Delta H + \Delta Ec + \Delta Ep)$$

$$\text{Avec : } W_T = \int_1^2 V dP$$

I.3 : Gaz parfaits.

C'est, un gaz idéal qui satisfait à l'équation d'état :

$$PV = m \cdot r \cdot T \quad \text{ou} \quad PV = n \cdot R \cdot T \quad (\text{avec : } R = r \cdot \mathcal{M} = 8.32 \text{ j/mole}^\circ\text{K})$$

Dans un gaz parfait, il n'y a aucune interaction entre les molécules (forces inter moléculaires nulles).

I.3.1 Transformations d'un gaz parfait :

- **Transformation isotherme. (T = cte)**

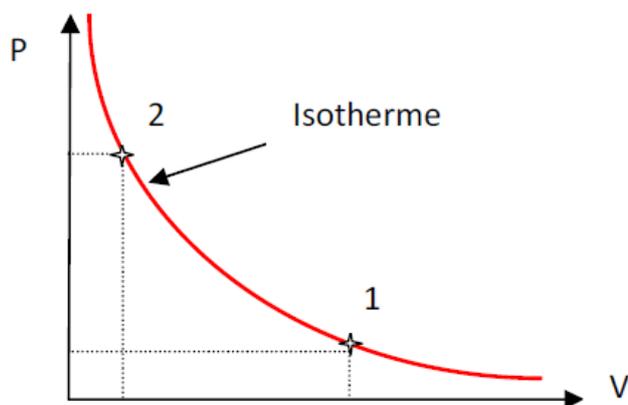


Diagramme de CLAPYRON (PV)

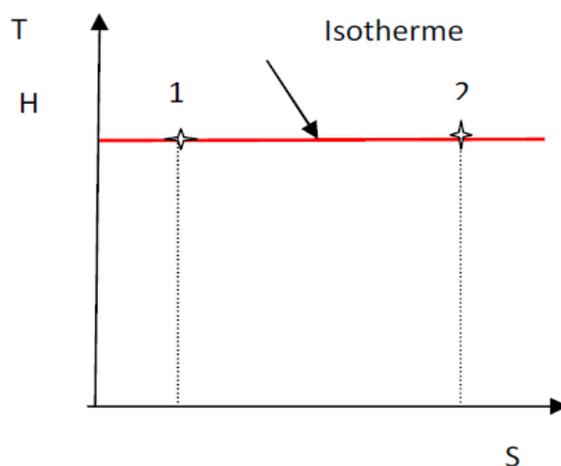


Diagramme entropique (Enthalpique)

Chapitre 1. Rappels thermodynamiques

- **Transformation Isobare. (P= cte).**

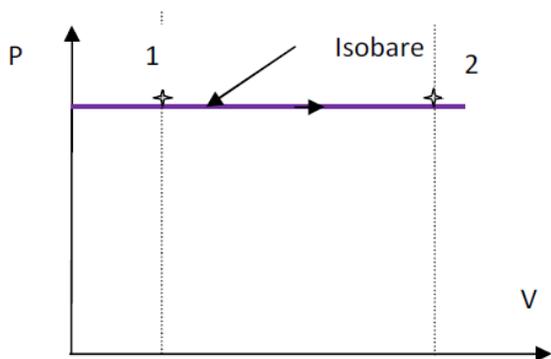


Diagramme PV

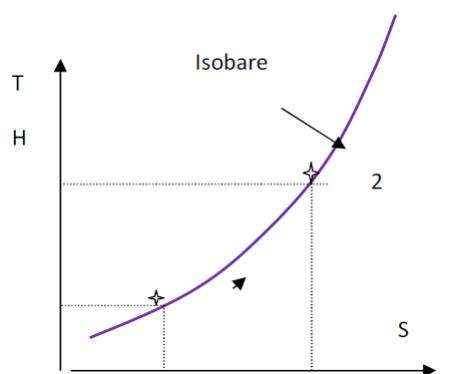


Diagramme TS (HS)

- **Transformation isochore (V= cte)**

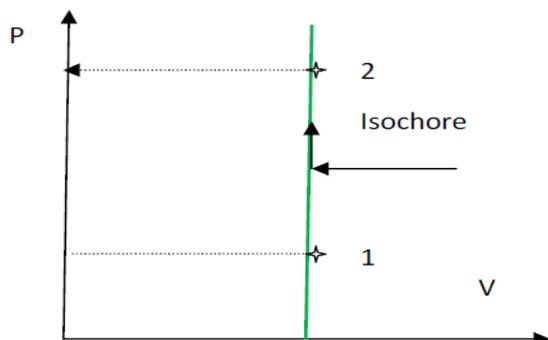


Diagramme PV

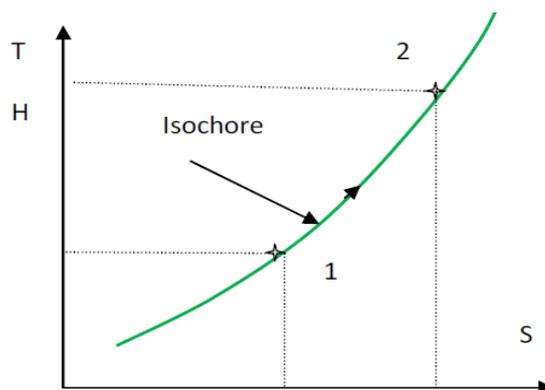


Diagramme TS (HS)

- **Transformation isentropique (Adiabatique (Q=0) + réversible)**

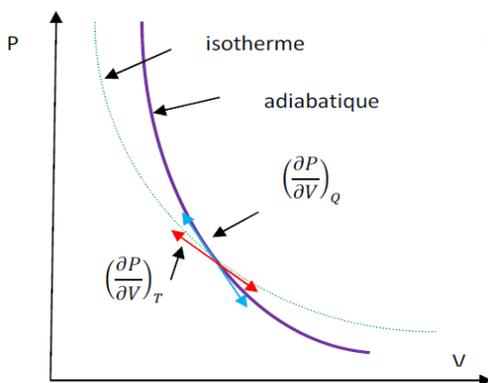


Diagramme PV

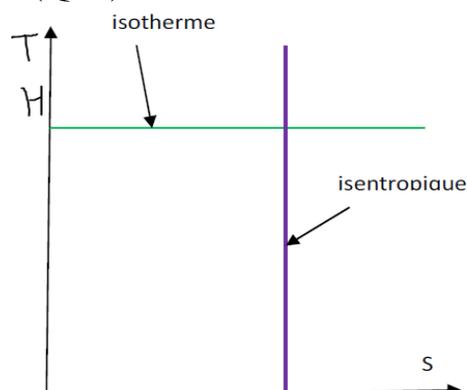


Diagramme TS (HS)

Chapitre 1. Rappels thermodynamiques

Processus isentropique du gaz parfait		Processus isobare du gaz parfait	
First Law	$dQ = TdS = 0$ $dU = pdV$ $dH = Vdp$	First Law	$dU = dQ - pdV$ $dH = dQ - Vdp = dQ$
Ideal Gas Relation	$pV^\kappa = constant$	Ideal Gas Relation	$\frac{V}{T} = constant$
p, V, T Relations	$\frac{p_1}{p_2} = \left[\frac{V_2}{V_1}\right]^\kappa = \left[\frac{T_1}{T_2}\right]^{\frac{\kappa}{\kappa-1}}$	p, V, T Relations	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
Change in Internal Energy	$dU = mc_v(T_2 - T_1)$	Change in Internal Energy	$dU = mc_v(T_2 - T_1)$
Change in Enthalpy	$dH = mc_p(T_2 - T_1)$	Change in Enthalpy	$dH = mc_p(T_2 - T_1)$
Heat Transfer	0	Heat Transfer	$dQ = mc_p(T_2 - T_1)$
pdV Work	$W_{dv} = pdV = dU = mc_v(T_2 - T_1)$	pdV Work	$W_{i \rightarrow f} = p(V_f - V_i)$ $W_{i \rightarrow f} = nR(T_f - T_i)$
Vdp Work	$W_{dp} = Vdp = dH = mc_p(T_2 - T_1)$	Vdp Work	$W_{i \rightarrow f} = 0$