

MEC1210 - Heures 9 à 11

- I) Introduction: définition et utilité de la thermodynamique
- II) Notions de base et définitions
- III) 1^{er} principe de la thermodynamique (systèmes fermés)
- IV) *Propriétés des corps purs, simples et compressibles***

heures 9,10 →

- *Postulat d'état*
- *Relations P-v-T*
- *Propriétés thermodynamiques*
- *Gaz Parfait*

- V) 1^{er} principe de la thermodynamique (systèmes ouverts)
- VI) 2^{ème} principe de la thermodynamique
- VII) Entropie
- VIII) Cycles thermodynamiques communs
- IX) Mélanges non réactifs

IV) Propriétés des corps purs, simples et compressibles

Révision

- i) Substance pure: substance de composition chimique uniforme et constante (dans l'espace) (éléments purs ou mélanges chimiquement uniformes)
- ii) Phase: quantité de matière physiquement homogène (solide , liquide, gaz) et de composition chimique uniforme
- iii) État: l'état d'un système thermodynamique est défini par la valeur de ses propriétés. *// faut noter que les propriétés ne sont pas toutes indépendantes les uns des autres. Donc, on peut spécifier un nombre limité de propriétés pour définir un état.*

1) Postulat d'état

Le postulat d'état établit le nombre maximal de propriétés pouvant être fixées de façon indépendante pour spécifier un état.

Postulat d'état: Pour un système de composition chimique constante, le nombre de propriétés intensives indépendantes (n) pouvant fixer un état est:

$$n = m + 1$$

où m est le nombre de forces généralisées (pression, gravitation, électrique, ...) pouvant effectuer un travail quasi-statique.

Système simple et compressible: système sans effet gravitationnel, électrique, magnétique, cinétique et tension de surface..., ou la seule force pouvant effectuer un travail quasi-statique est la pression: $m=1 \rightarrow n=2$

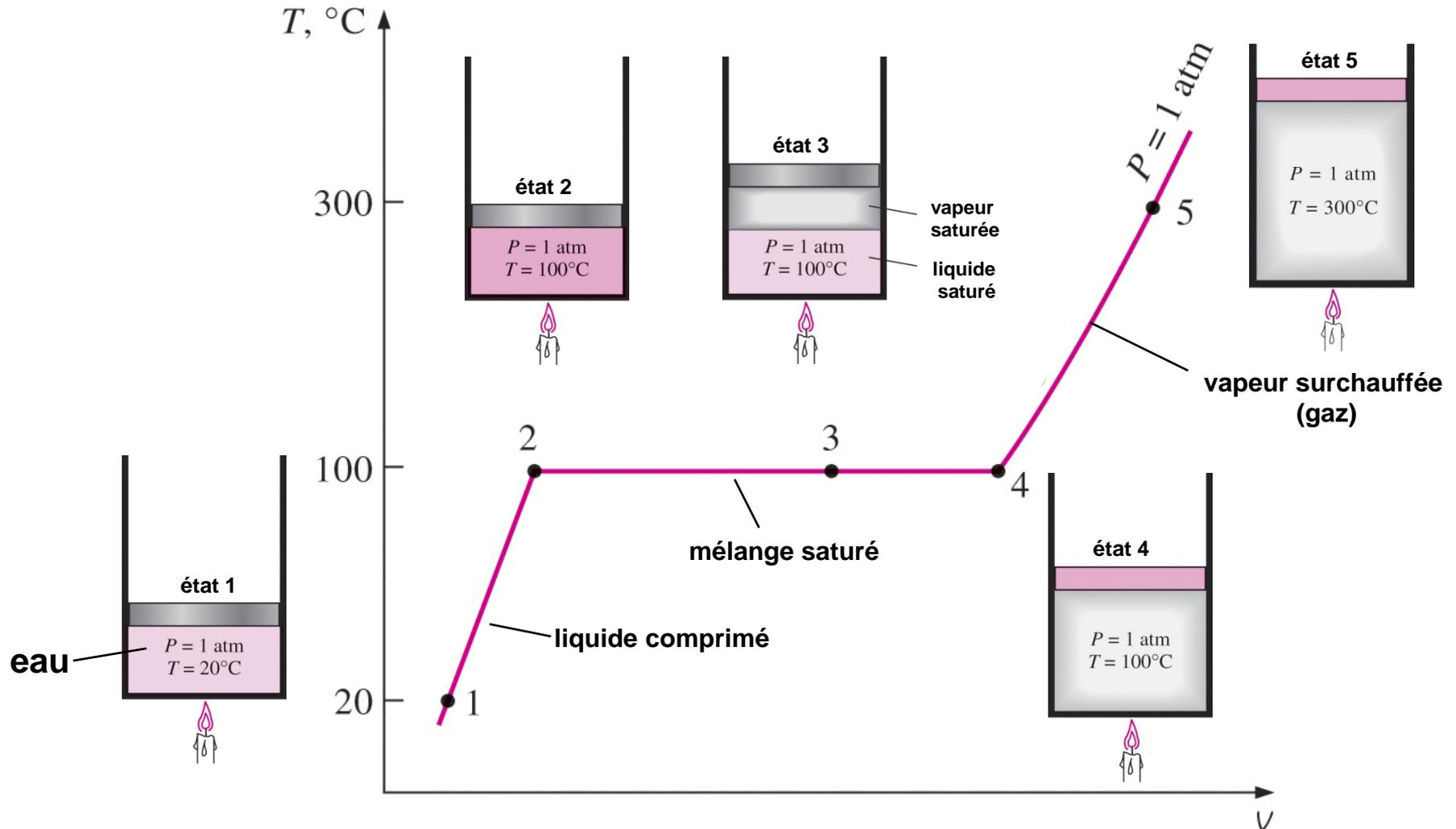
Donc pour un système simple et compressible, un état peut être spécifié par deux propriétés intensives indépendantes (exemple: P et T , ou P et ρ , ou T et ρ ; soit $u=f(P,T)$, $f(P,\rho)$ ou $f(T,\rho)$)

Notes:

- Deux propriétés sont indépendantes si on peut varier une, en gardant l'autre constante
- Si on incluait la gravité, il faudrait spécifier une propriété supplémentaire, soit la hauteur

2) Relations P-v-T

Prenons en exemple le chauffage de 1 kg d'eau à **pression** atmosphérique **constante** dans un cylindre et piston:



États 1 à 2: - l'eau est sous forme de **liquide comprimé**, c'est-à-dire un liquide qui n'est **pas** sur le point de s'évaporer (ex.: eau à 1 atm, en bas de 100°C).
- la température augmente (la chaleur fournie augmente l'énergie sensible)

État 2: l'eau commence à vaporiser (changement de phase liquide-gaz)

États 2 à 4: - deux phases de l'eau (liquide, gaz) co-existent en équilibre, dont:

i) **liquide saturé**: liquide sur le point de vaporiser

ii) **vapeur saturée**: gaz sur le point de condenser

- la température reste constante pendant le changement de phase (la chaleur fournie casse les liens entre molécules caractérisant la phase liquide)

- **énergie latente de vaporisation**: énergie absorbée par unité de masse vaporisée

- le taux de vaporisation dépend du taux de chaleur ajoutée (dQ/dt).

État 4: l'eau liquide vient d'être entièrement évaporée

États 4 à 5: - l'eau est sous forme de **vapeur surchauffée**, c'est-à-dire un gaz qui n'est **pas** sur le point de se condenser (ex.: eau à 1 atm, en haut de 100°C).

- la température augmente (la chaleur fournie augmente l'énergie sensible)

Note: si on enlève de la chaleur à partir de l'état 5, l'évolution 5-1 reprend le même chemin en direction inverse

a) Diagramme T-v

Si on répétait l'exercice précédent, à chaque fois avec une pression constante différente, en changeant la masse du piston:

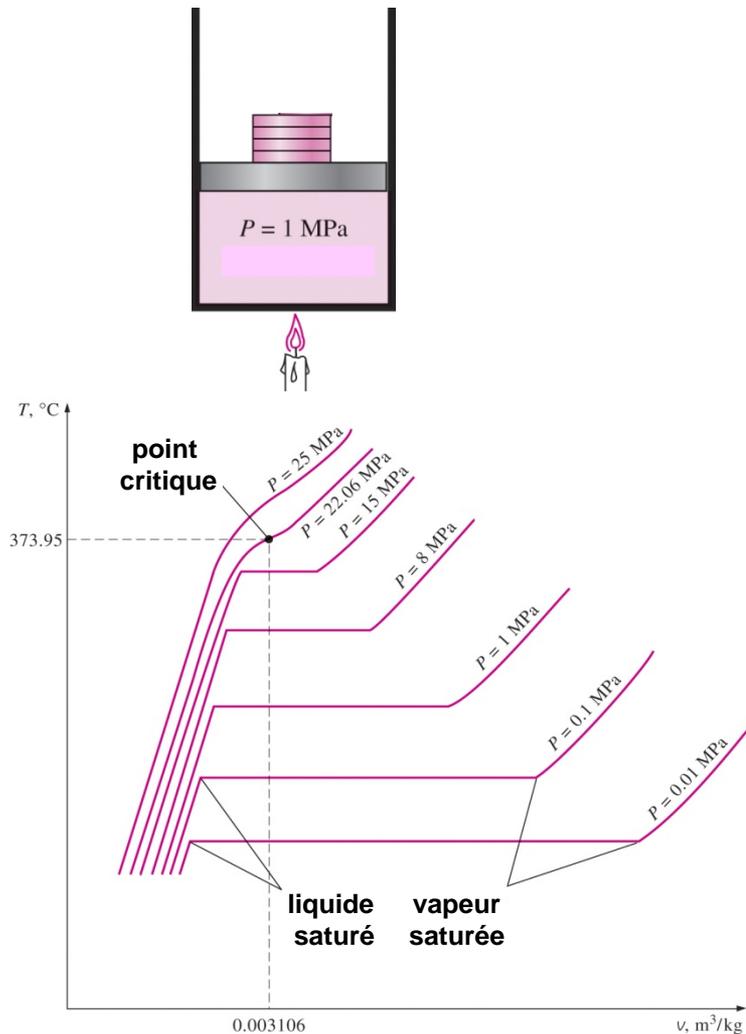
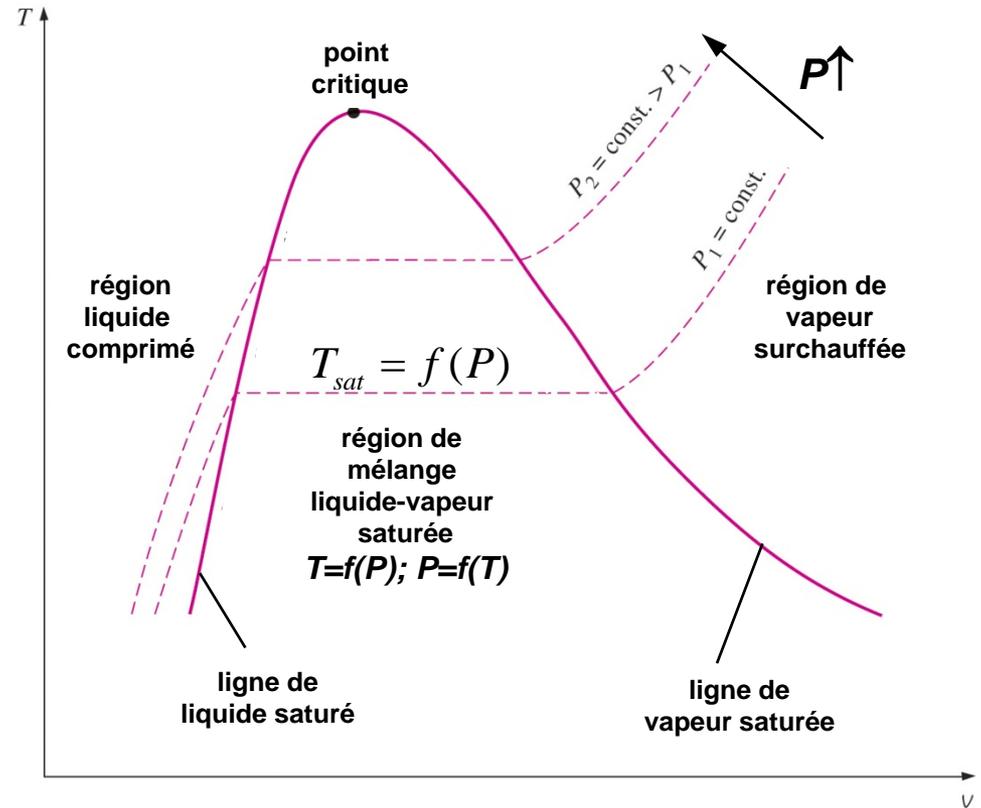


diagramme T-v



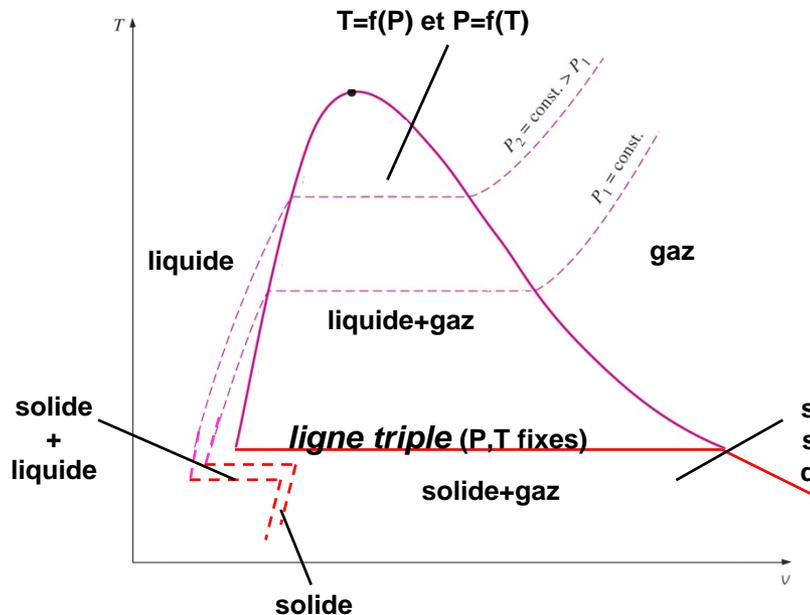
Température de saturation (T_{sat}): température à laquelle une substance pure change de phase, sujette à une certaine pression.

$$T_{sat} = f(P)$$

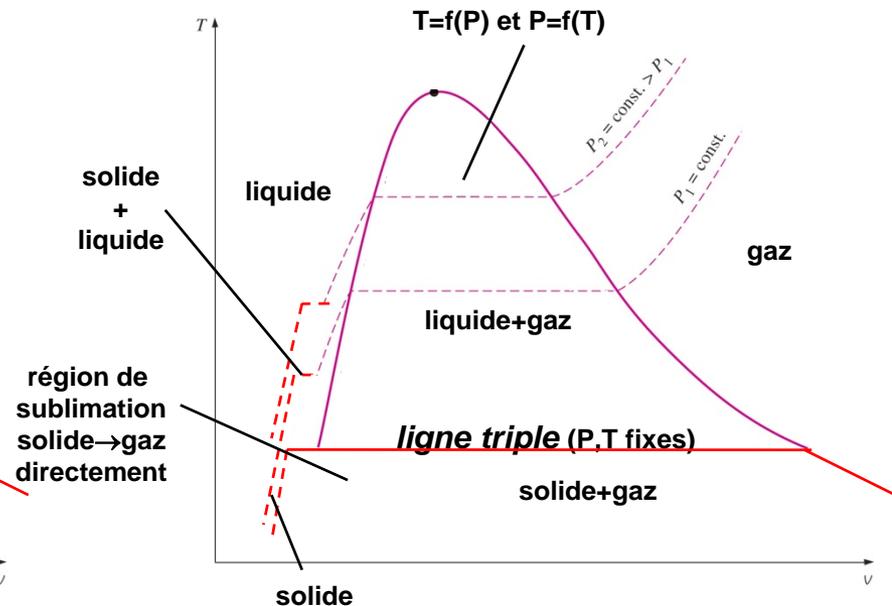
Point critique: point au-dessus duquel il n'y a pas de distinction entre liquide et vapeur saturée

On peut inclure la phase solide dans le diagramme T-v:

Substance qui s'expand sur congélation



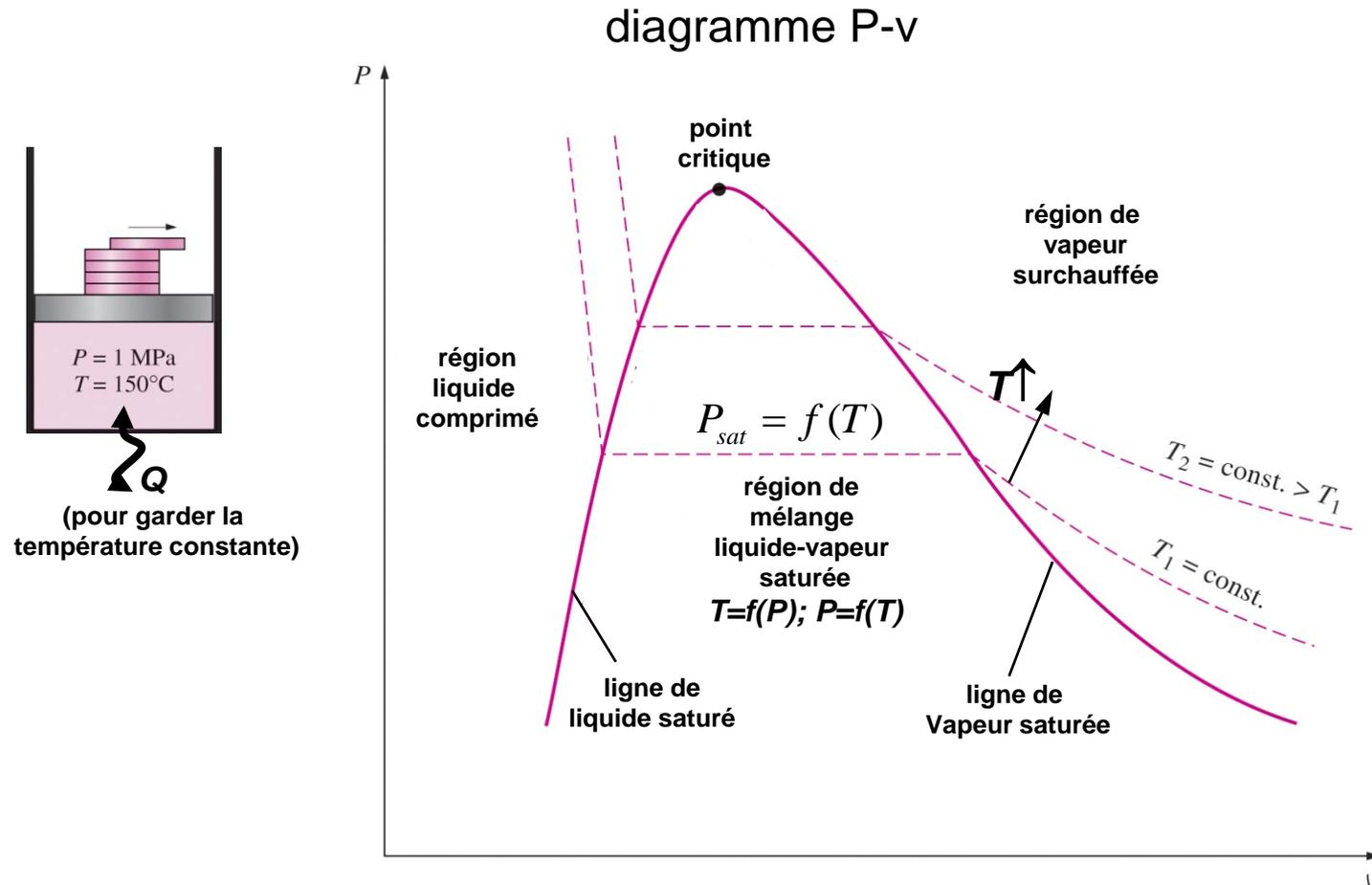
Substance qui se contracte sur congélation



ligne triple: ligne où les trois phases coexistent (P et T sont fixes)

b) Diagramme P-v

Si on prenait l'eau dans un cylindre/piston et on varie la pression lentement en enlevant des petites masses sur le piston, tout en gardant la température constante en laissant l'eau échanger de la chaleur avec l'environnement

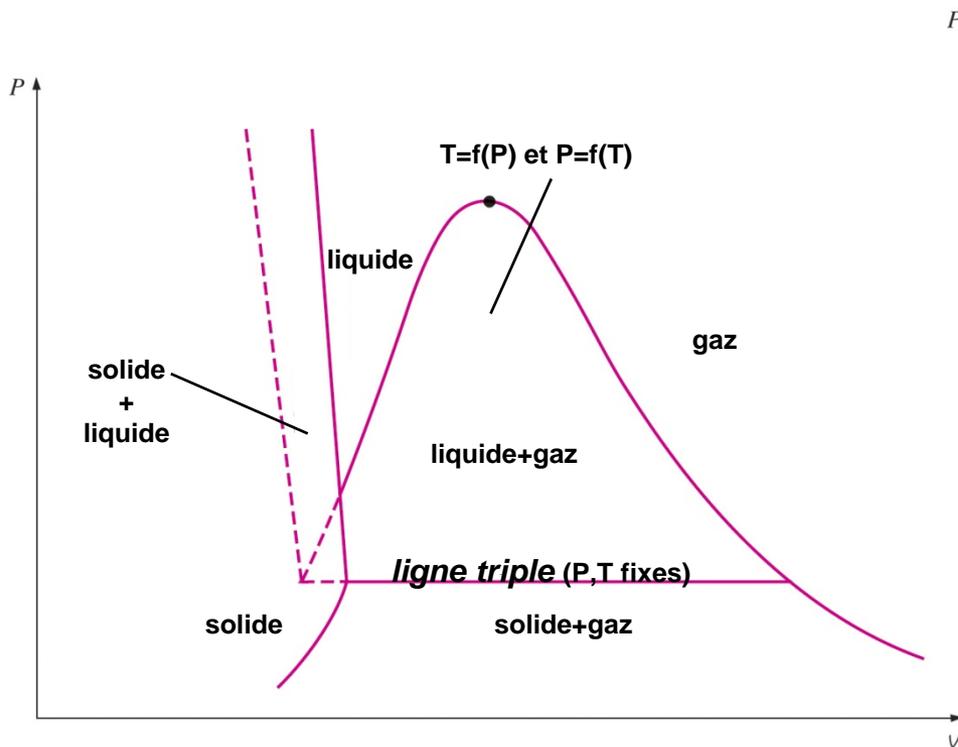


Pression de saturation (P_{sat}): pression à laquelle une substance pure change de phase, sujette à une certaine température.

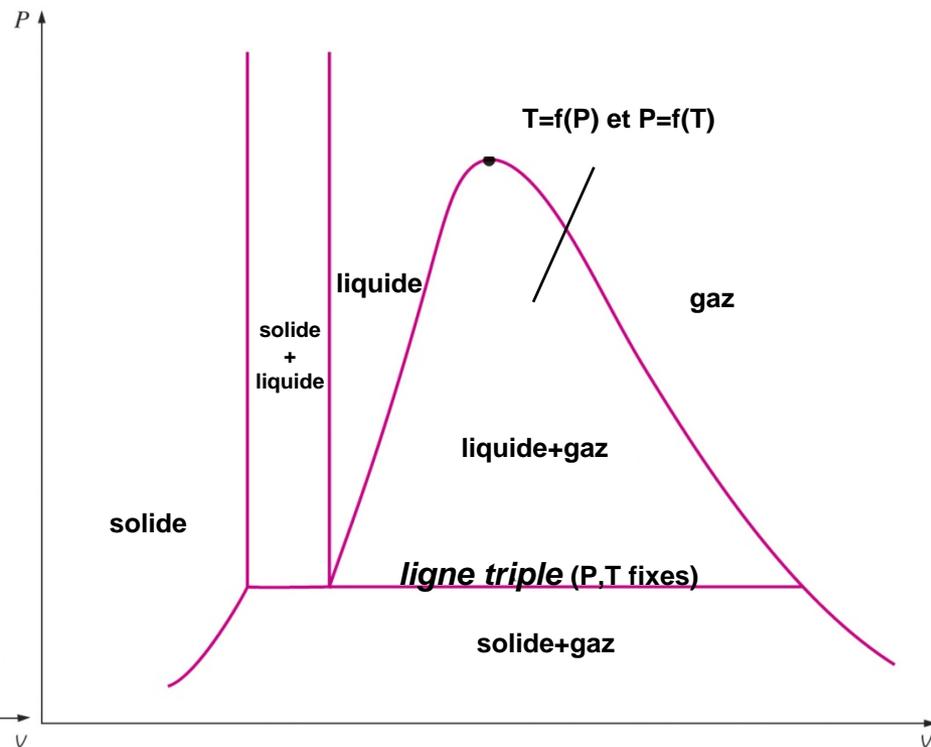
$$P_{sat} = f(T)$$

On peut inclure la phase solide dans le diagramme P-v:

Substance qui s'expand sur congélation



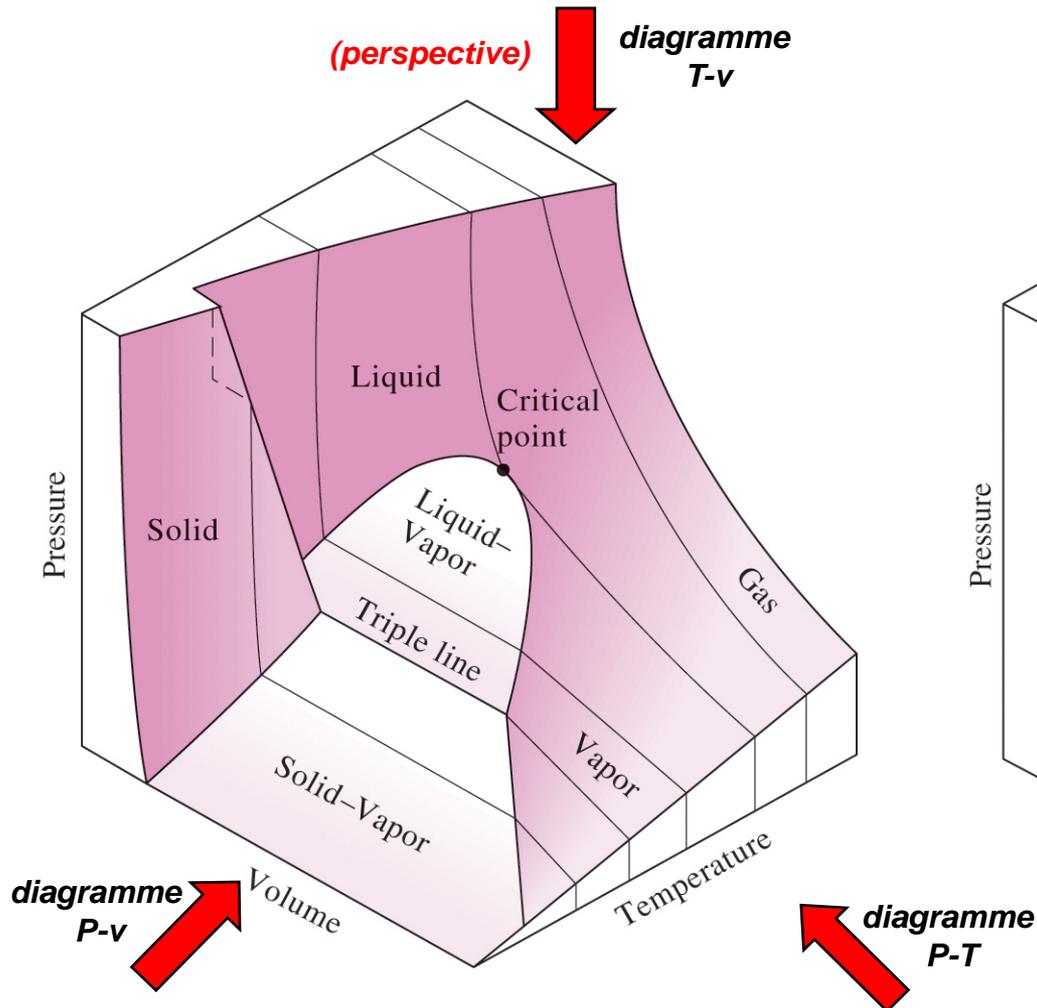
Substance qui se contracte sur congélation



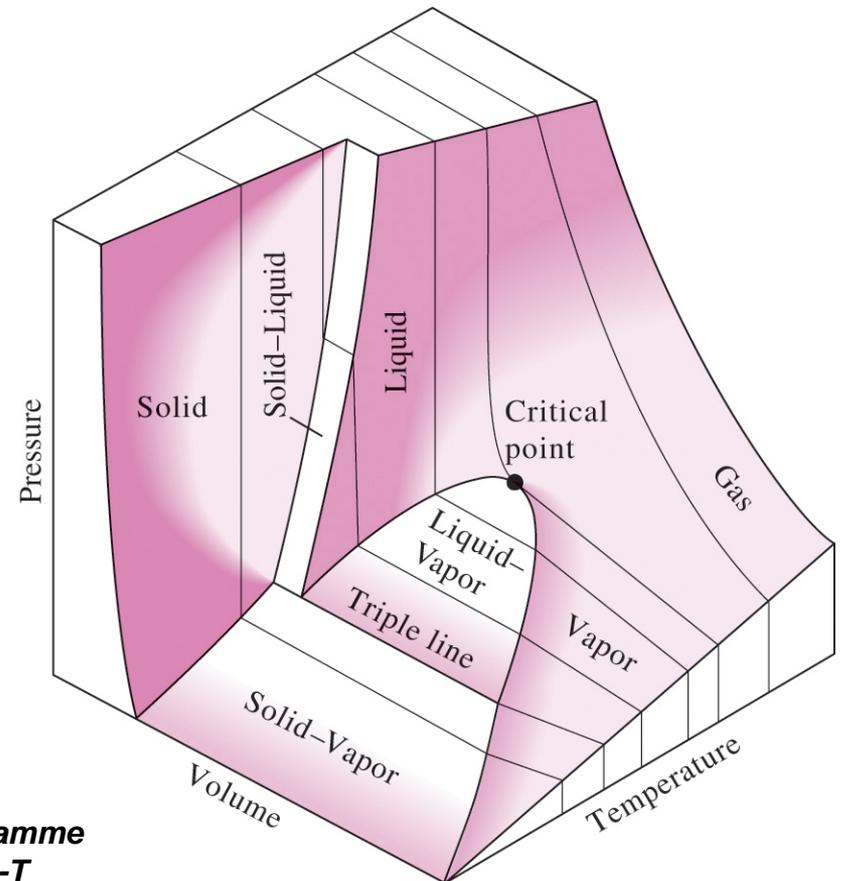
c) Diagramme P-v-T

En mettant les diagrammes T-v et P-v ensemble en 3-D, on obtient le diagramme P-v-T

Substance qui s'expand sur congélation



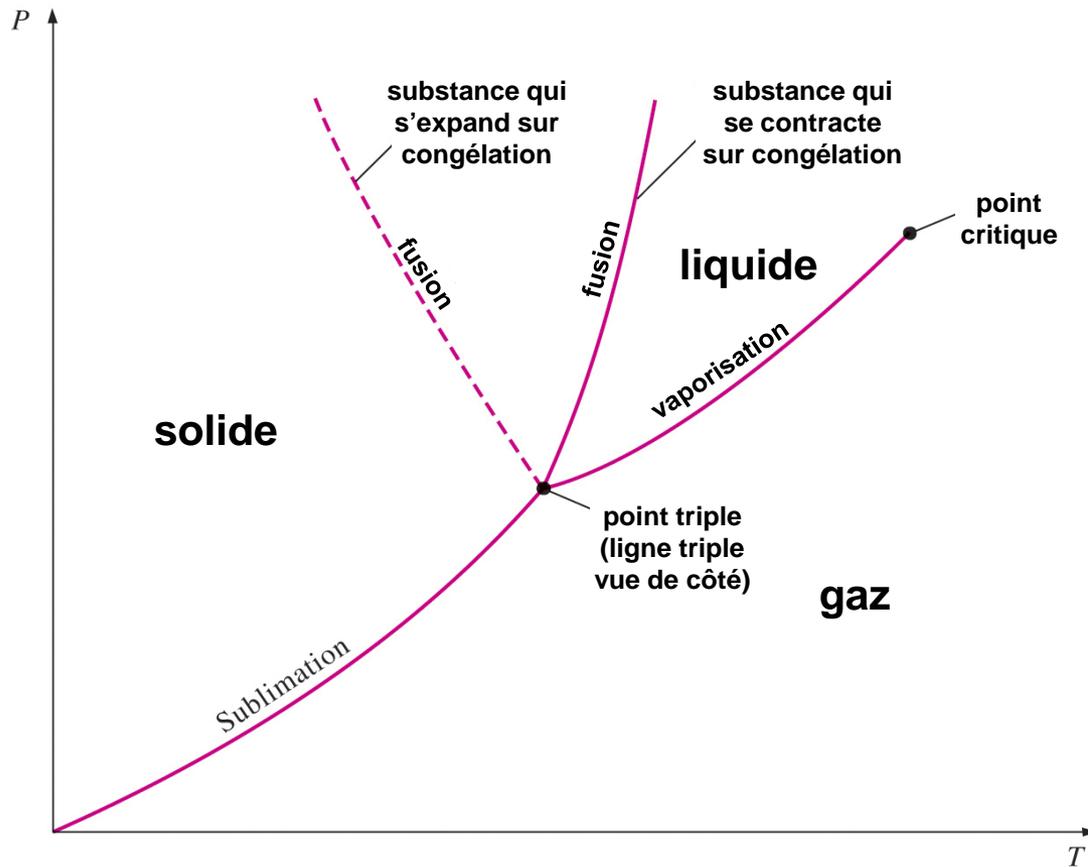
Substance qui se contracte sur congélation



d) Diagramme P-T (diagramme de phase)

Diagramme P-v-T vu de côté:

diagramme P-T



3) Propriétés thermodynamiques

a) P, T, v et ρ : déjà vu

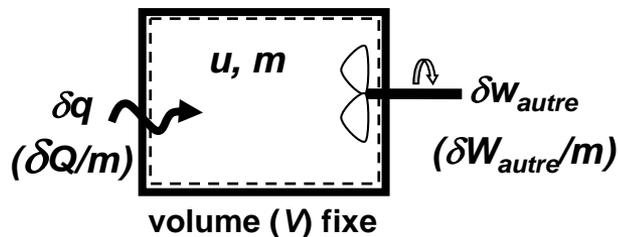
b) **Enthalpie** (h): une propriété dérivée pour convenance d'utilisation dans plusieurs problèmes thermodynamiques, surtout les systèmes ouverts.

$$\begin{array}{lll}
 H = U + PV & \text{(forme extensive)} & \text{(notez que } U \text{ et } PV \text{ ont la} \\
 h = u + Pv & \text{(forme intensive)} & \text{même unité)}
 \end{array}$$

c) **Chaleurs massiques** (C_p , C_v): énergie requise pour augmenter la température d'une unité de masse d'une substance de un degré. Alternativement, c'est une mesure de la capacité de stockage d'énergie d'une substance.

Deux types de chaleur massique:

i) chaleur massique à volume constant (C_v)

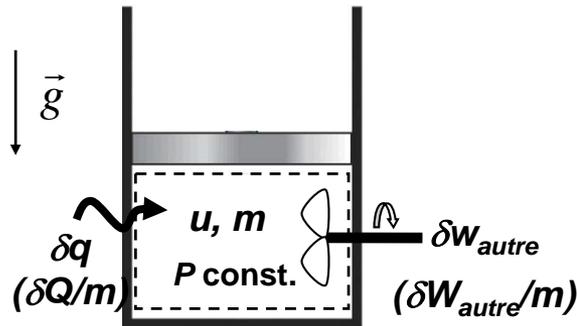


$$\begin{array}{l}
 \Delta e_{sys} = e_{in} - e_{out} \\
 \Delta u + \cancel{\Delta e_c} + \cancel{\Delta e_p} = \underbrace{\delta q + \delta w_{autre}}_{\text{énergie transférée au système}}
 \end{array}$$

$$c_v = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \frac{\overbrace{\delta q + \delta w_{\text{autre}}}^{\text{énergie fournie}}}{\Delta T} \Big|_{V_{\text{const.}}} = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \frac{\overbrace{\Delta u}^{\text{stockage d'énergie}}}{\Delta T} \Big|_{V_{\text{const.}}} \equiv \frac{\partial u}{\partial T} \Big|_V$$

$$\boxed{c_v = \frac{\partial u}{\partial T} \Big|_V} = \text{changement d'énergie interne avec } T \text{ en gardant le volume constant}$$

ii) chaleur massique à pression constante (C_p)



$$\Delta e_{\text{sys}} = e_{\text{in}} - e_{\text{out}}$$

$$\Delta u + \cancel{\Delta \vec{e}_c} + \cancel{\Delta \vec{e}_p} = \delta q + \delta w_{\text{autre}} - P \Delta v$$

$$\underbrace{\delta q + \delta w_{\text{autre}}}_{\text{énergie transférée au système}} = \Delta u + P \Delta v = \Delta(u + P v) \equiv \Delta h$$

$$c_p = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \frac{\delta q + \delta w_{\text{autre}}}{\Delta T} \Big|_{P_{\text{const.}}} = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \frac{\Delta h}{\Delta T} \Big|_{P_{\text{const.}}} \equiv \frac{\partial h}{\partial T} \Big|_P$$

$$\boxed{c_p = \frac{\partial h}{\partial T} \Big|_P} = \text{changement d'enthalpie avec } T \text{ en gardant la pression constante}$$

Notes:

- C_v et C_p sont exprimées en terme d'autres propriétés (h, u, T, v, P). Par conséquent, C_v et C_p sont elles mêmes des propriétés, c'est-à-dire dépendantes de l'état et indépendantes de l'évolution)
- Unités de C_v et C_p est [KJ/kg*K]
- $C_p > C_v$ car une partie de l'énergie fournie va au travail de frontière $P\Delta v$
- Pour une substance incompressible (bonne approximation pour les liquides et solides), le volume spécifique (v) reste constante ($\Delta v = 0$) et u est fonction de T seulement, donc:

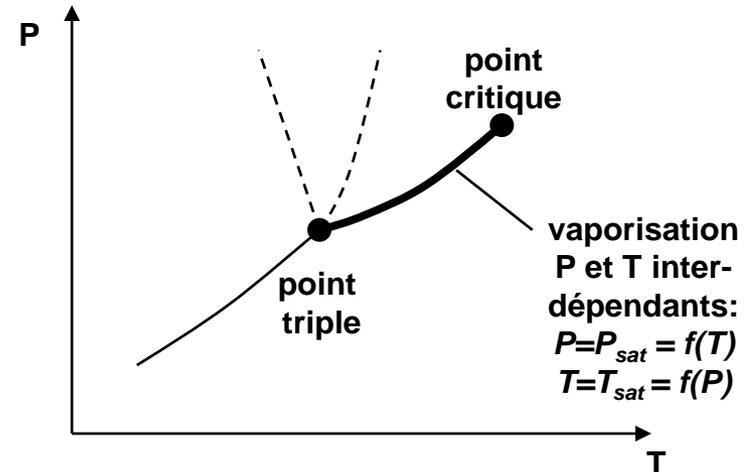
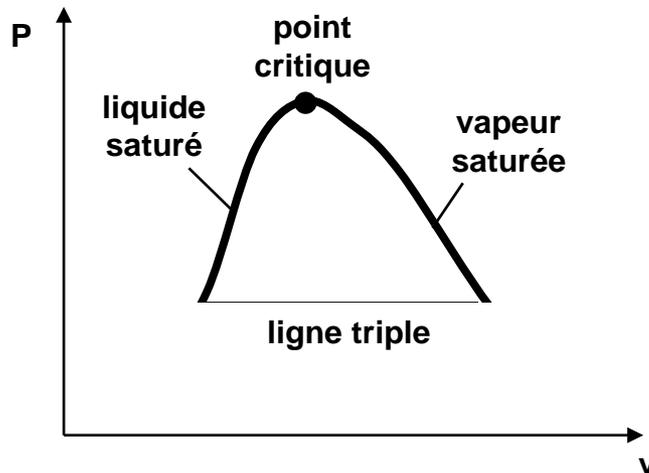
$$P\Delta v = 0 \rightarrow c_v = c_p = c = \frac{du}{dT}$$

3) Propriétés thermodynamiques (cont.)

d) Tables des propriétés

Dans la majeure partie des cas, la relation entre les propriétés thermodynamiques est complexe et ne peut être exprimée par des équations simples (telle que $PV=NRT$). Donc, les propriétés sont mesurées et mises sous forme de tables. Voici comment on utilise les tables pour trouver les propriétés associées à un état particulier.

i) liquides et vapeurs saturés



i) liquides et vapeurs saturés (cont.)

Pour une valeur de T donnée, les tables donnent P_{sat} et les autres propriétés
 Pour une valeur de P donnée, les tables donnent T_{sat} et les autres propriétés

ex.: C & B, tables A-4 et A-5 pour H₂O

TABLE A-4
 Saturated water—Temperature table (Continued)

Temp., T °C	Sat. press., P _{sat} kPa	Specific volume, m ³ /kg		Internal energy, kJ/kg			Enthalpy, kJ/kg			Entropy, kJ/kg · K		
		Sat. liquid, v _f	Sat. vapor, v _g	Sat. liquid, u _f	Evap., u _{fg}	Sat. vapor, u _g	Sat. liquid, h _f	Evap., h _{fg}	Sat. vapor, h _g	Sat. liquid, s _f	Evap., s _{fg}	Sat. vapor, s _g
205	1724.3	0.001164	0.11508	872.86	1723.5	2596.4	874.87	1920.0	2794.8	2.3776	4.0154	6.3930

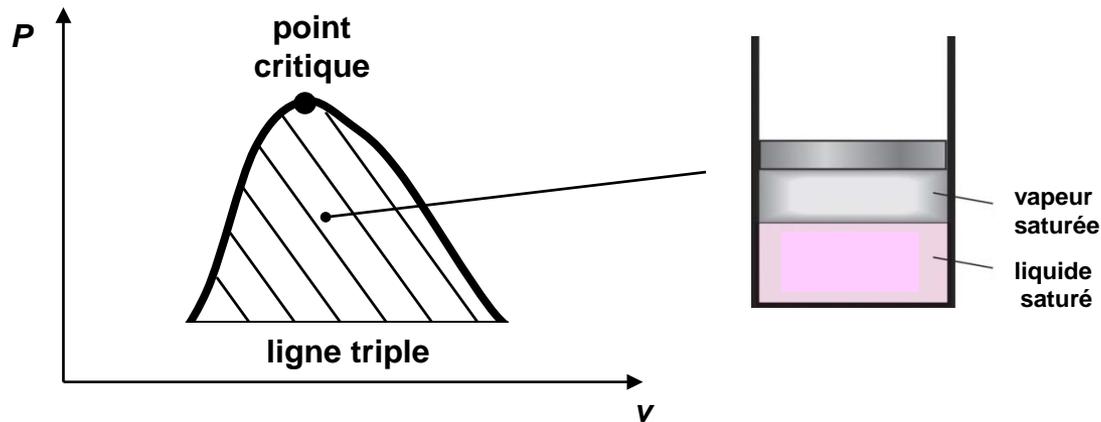
propriétés données:

- v_f** et **v_g**: volume spécifique du liquide saturé et de la vapeur saturée, respectivement.
- u_f** et **u_g**: énergie interne spécifique du liquide saturé et de la vapeur saturée, respectivement.
- h_f** et **h_g**: enthalpie spécifique du liquide saturé et de la vapeur saturée, respectivement.
- s_f** et **s_g**: entropie spécifique du liquide saturé et de la vapeur saturée, respectivement.
- u_{fg}**, **h_{fg}** et **s_{fg}**

où $(\text{propriété})_{fg} = (\text{propriété})_g \text{ (vapeur saturée)} - (\text{propriété})_f \text{ (liquide saturé)}$

h_{fg} ('énergie de vaporisation'): énergie requise pour vaporiser une masse unitaire de liquide saturé une certaine P ou T

ii) mélanges liquide/vapeur saturés



Pour obtenir une propriété extensive Y (par exemple V , U , H ou S) de ce mélange composé de deux phases, on somme la propriété Y des deux phases et on divise par la masse totale du mélange pour obtenir la propriété intensive y (Y/m) du mélange.

exemple: volume spécifique du mélange ($Y=V$)

$$\begin{aligned}
 & \begin{array}{ccc}
 & \text{liquide saturé} & \\
 & \downarrow & \downarrow \\
 V_{total} & = & V_f + V_g \\
 & & \text{vapeur saturée}
 \end{array} \\
 & m_{totale} v_{total} = m_f v_f + m_g v_g \rightarrow m_{totale} = m_f + m_g \\
 & v_{totale} = \frac{m_f}{m_{totale}} v_f + \frac{m_g}{m_{totale}} v_g = \left(1 - \frac{m_g}{m_{totale}}\right) v_f + \frac{m_g}{m_{totale}} v_g
 \end{aligned}$$

ii) mélanges liquide/vapeur saturés (cont.)

On voit que nous avons besoin d'une nouvelle propriété qui donne la proportion des composantes du mélange. Définissons une telle propriété dénommée 'titre' (dénotée x):

$$x = \frac{m_g}{m_{totale}} = \frac{m_g}{m_f + m_g} \rightarrow \begin{array}{l} x=0 \quad : \text{liquide saturé} \\ 0 < x < 1 \quad : \text{mélange saturé} \\ x=1 \quad : \text{vapeur saturée} \end{array}$$

donc, le volume spécifique du mélange devient: $v = (1-x)v_f + xv_g$

ou pour une propriété intensive y (ex.: v, u, h, s) (qui est la forme réduite d'une propriété extensive Y):

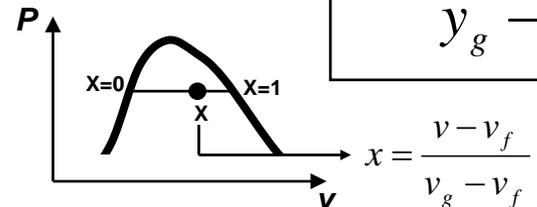
$y = (1-x)y_f + xy_g$ ou connaissant y on peut trouver x :

$$y = y_f + xy_{fg}$$

où

$$y_{fg} \equiv y_g - y_f$$

$$x = \frac{y - y_f}{y_g - y_f}$$

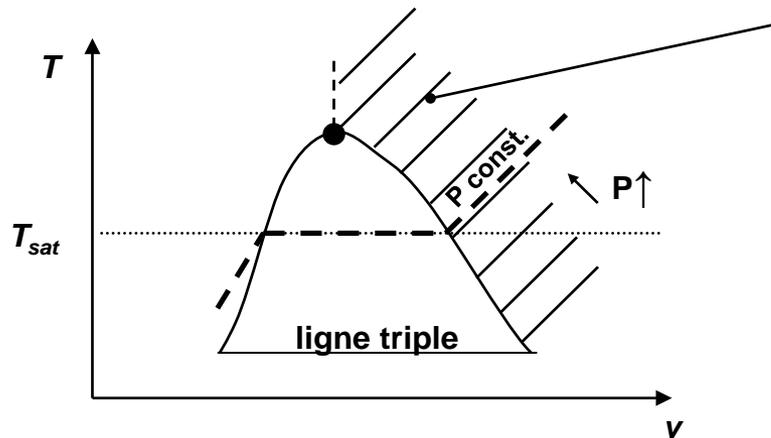


notes: - $0 < x < 1$, donc $y_f < y < y_g$

- les valeurs de y_f et y_g viennent des tables de liquide/vapeur saturé
- selon le postulat d'état, dans ce cas on aurait besoin de deux propriétés indépendantes pour décrire un état:

liquide comprimé ou vapeur surchauffée : **P et T** (indépendantes)
 mélange saturé: **P ou T** (inter-dépendantes) **et x**.

iii) vapeur surchauffée



région de vapeur surchauffée

- **P & T indépendantes**
- **$P < P_{sat}$ pour une T donnée**
- **$T > T_{sat}$ pour une P donnée**
- **$v > v_g$ pour une P ou T donnée**
- **$u > u_g$ pour une P ou T donnée**
- **$h > h_g$ pour une P ou T donnée**
- **$s > s_g$ pour une P ou T donnée**

Propriété $y = f(P, T)$: tabulation des propriétés v, u, h, s versus P et T qui nécessite parfois des interpolations en 2-D.

exemple: C & B, tables A-6 pour H_2O

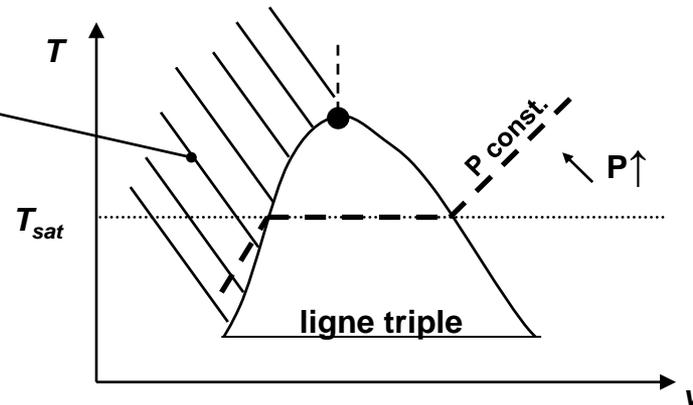
TABLE A-6

Superheated water

T °C	v m ³ /kg	u kJ/kg	h kJ/kg	s kJ/kg · K	v m ³ /kg	u kJ/kg	h kJ/kg	s kJ/kg · K
$P = 0.01 \text{ MPa (45.81°C)*}$					$P = 0.05 \text{ MPa (81.32°C)}$			
Sat. ^f	14.670	2437.2	2583.9	8.1488	3.2403	2483.2	2645.2	7.5931
50	14.867	2443.3	2592.0	8.1741				
100	17.196	2515.5	2687.5	8.4489	3.4187	2511.5	2682.4	7.6953
150	19.513	2587.9	2783.0	8.6893	3.8897	2585.7	2780.2	7.9413
200	21.826	2661.4	2879.6	8.9049	4.3562	2660.0	2877.8	8.1592
250	24.136	2736.1	2977.5	9.1015	4.8206	2735.1	2976.2	8.3568
300	26.446	2812.3	3076.7	9.2827	5.2841	2811.6	3075.8	8.5387
400	31.063	2969.3	3280.0	9.6094	6.2094	2968.9	3279.3	8.8659

iv) liquide comprimé

- région de liquide comprimé
- P & T indépendantes
 - $P > P_{sat}$ pour une T donnée
 - $T < T_{sat}$ pour une P donnée
 - $v < v_f$ pour une P ou T donnée
 - $u < u_f$ pour une P ou T donnée
 - $h < h_f$ pour une P ou T donnée
 - $s < s_f$ pour une P ou T donnée



Propriété $y = f(P, T)$: tabulation des propriétés v, u, h, s versus P et T qui nécessite parfois des interpolations en 2-D. (Table semblable à celle pour la vapeur surchauffée.)
ex.: C & B, tables A-7 pour H_2O

Cependant, les données pour les liquides comprimés sont rares, surtout aux basses pressions. En leur absence, vu que les propriétés des liquides comprimés sont relativement insensibles à la pression, on peut faire l'approximation:

$$y(P, T) \approx y_f(T)$$

exception possible: $y=h$ (enthalpie), car $h=u+Pv$. Dans ce cas, certains approximent parfois h avec

$$h(P, T) \approx h_f(T) + v_f(T) * (P - P_{sat}(T))$$

Note: **u , h , s** sont des propriétés dont la valeur est donnée par rapport à une référence. (seules Δu , Δh , Δs sont significatives). Cette référence peut changer d'une table à l'autre. Il faut donc faire attention si on utilise des tables de sources différentes.

exemple 1 (en classe): Trouvez la phase et les propriétés

exemple 2 (en classe): Eau dans un cylindre et piston

exemple 3 (en classe): CBK&L, problème 4.31 (4.36 dans CB&L, 1^{ère} éd., 4-42 dans C&B, 6^{ème} éd.)

Où on en est

- I) Introduction: définition et utilité de la thermodynamique
- II) Notions de base et définitions
- III) 1^{er} principe de la thermodynamique (systèmes fermés)
- IV) ***Propriétés des corps purs, simples et compressibles***
 - *Postulat d'état*
 - *Relations P-v-T*
 - *Propriétés thermodynamiques*
 - ***Gaz Parfait***
- heure 11  V) 1^{er} principe de la thermodynamique (systèmes ouverts)
- VI) 2^{ème} principe de la thermodynamique
- VII) Entropie
- VIII) Cycles thermodynamiques communs
- IX) Mélanges non réactifs

4) Gaz parfaits

a) Équations d'état

Équation qui relie P, v & T (ou d'autres propriétés) d'une substance.

Plusieurs équations d'état existent, du simple au complexe, pour différents substances et valides dans différentes régions de la surface P-v-T. En leur absence on utilise les tables comme dans la section précédente.

L'équation d'état la plus simple est l'**équation de gaz parfait**.

$$\boxed{PV=NR_uT} \text{ où } N : \text{ nombre de moles du gaz}$$

$R_u : \text{ constante universelle de gaz (8.31447 KJ/kmol}\cdot\text{K)}$

Un gaz parfait est un gaz imaginaire qui obéit cette relation. Cependant, à basse pression et haute température (donc basse densité) beaucoup de gaz familiers à basse masse molaire (air, N₂, O₂, H₂, He, Ar, ...) peuvent être approximés par un gaz parfait.

Pour les gaz plus lourds ou dans des régions de P et T où la densité est haute, on devrait utiliser les tables.

- ex.: - réfrigérant (élément lourd)
- vapeur d'eau à haute P dans une centrale thermique (haute densité)

a) Équations d'état (cont.)

Autres formes de l'équation de gaz parfait:

$$PV = NM \frac{R_u}{M} T \quad \text{où } M = \text{masse molaire du gaz}$$

$$\boxed{PV = mRT} \quad \text{où } m = NM = \text{masse du gaz}$$

$$R \equiv \frac{R_u}{M} = \text{constante du gaz (différente pour chaque gaz)}$$

$$\boxed{Pv = RT} \quad \text{où } v = \frac{V}{m} = \text{volume spécifique}$$

$$\boxed{P = \rho RT} \quad \text{où } \rho = \frac{1}{v} = \text{densité}$$

b) u , h , c_v et c_p pour un gaz parfait

i) énergie interne (u): pour un gaz parfait, on peut démontrer analytiquement et expérimentalement que l'énergie interne est seulement fonction de la température

$$\boxed{u = u(T)}$$

b) u , h , c_v et c_p pour un gaz parfait (cont.)

ii) enthalpie (h): $h = u + Pv \rightarrow Pv = RT$

$$h = u + RT \rightarrow u = u(T)$$

$$\boxed{h = h(T)}$$

iii) chaleurs massiques (c_v , c_p)

$$c_v \equiv \left. \frac{\partial u}{\partial T} \right|_v \stackrel{u=u(T)}{=} \frac{du}{dT} = \boxed{c_v(T)}$$

$$c_p \equiv \left. \frac{\partial h}{\partial T} \right|_p \stackrel{h=h(T)}{=} \frac{dh}{dT} = \boxed{c_p(T)}$$

donc, pour un changement d'état: $du = c_v dT \rightarrow \Delta u = u_2 - u_1 = \int_{T_1}^{T_2} c_v(T) dT$

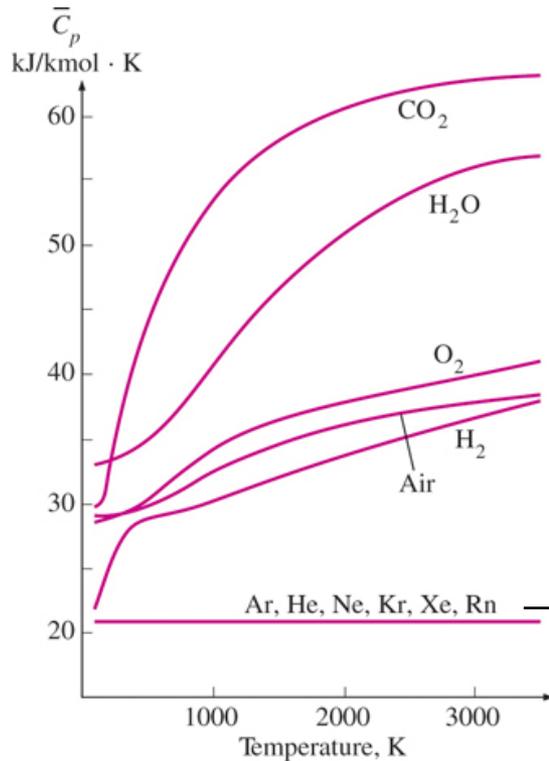
$$dh = c_p dT \rightarrow \Delta h = h_2 - h_1 = \int_{T_1}^{T_2} c_p(T) dT$$

(Notez que ces deux relations s'appliquent pour *toute* évolution de gaz parfait, pas juste pour celles à v ou P constante.)

b) u , h , c_v et c_p pour un gaz parfait (cont.)

Pour intégrer et obtenir Δu et Δh , il faut en principe connaître les fonctions $c_v(T)$ et $c_p(T)$.

Pour les gaz sous des conditions (P basse, T haute) qui permettent de les approximer par un gaz parfait, voici la variation de c_p avec T :



Note: on verra plus loin que $c_v = c_p - R$

→ gaz monoatomiques

b) u , h , c_v et c_p pour un gaz parfait (cont.)

Pour une évolution d'un gaz parfait, on peut trouver Δu et Δh , par trois méthodes:

- (1) Utiliser les tables de gaz parfait pour chaque gaz où u & h sont obtenu en intégrant, avec les fonctions exactes de $c_v(T)$ et $c_p(T)$:

$$u(T) = \int_{T_{ref}}^T c_v(T) dT$$

$$h(T) = \int_{T_{ref}}^T c_p(T) dT$$

Note: T_{ref} est la température à un état de référence arbitrairement choisi

Ceci est la méthode la plus exacte.

exemple: C & B table A-19 pour O_2 comme gaz parfait

diviser par masse molaire pour obtenir u et h

état de référence →

TABLE A-19			
Ideal-gas properties of oxygen, O_2			
T K	\bar{h} kJ/kmol	\bar{u} kJ/kmol	\bar{s}° kJ/kmol · K
0	0	0	0
220	6,404	4,575	196.171
230	6,694	4,782	197.461
240	6,984	4,989	198.696
250	7,275	5,197	199.885
260	7,566	5,405	201.027
270	7,858	5,613	202.128
280	8,150	5,822	203.191
290	8,443	6,032	204.218
298	8,682	6,203	205.033
300	8,736	6,242	205.213

b) u , h , c_v et c_p pour un gaz parfait (cont.)

(2) Utiliser les relations données pour $c_v(T)$ et $c_p(T)$ et intégrer (souvent numériquement avec un ordinateur). Ces relations peuvent être données sous forme de:

- tables: par exemple C & B, table A-2b

TABLE A-2

Ideal-gas specific heats of various common gases
(b) At various temperatures

Temperature, K	c_p	c_v	k
	kJ/kg · K		
	<i>Air</i>		
250	1.003	0.716	1.401
300	1.005	0.718	1.400
350	1.008	0.721	1.398
400	1.013	0.726	1.395
450	1.020	0.733	1.391

- polynomes: par exemple C & B, table A-2c

TABLE A-2

Ideal-gas specific heats of various common gases (Concluded)

(c) As a function of temperature

$$\bar{c}_p = a + bT + cT^2 + dT^3$$

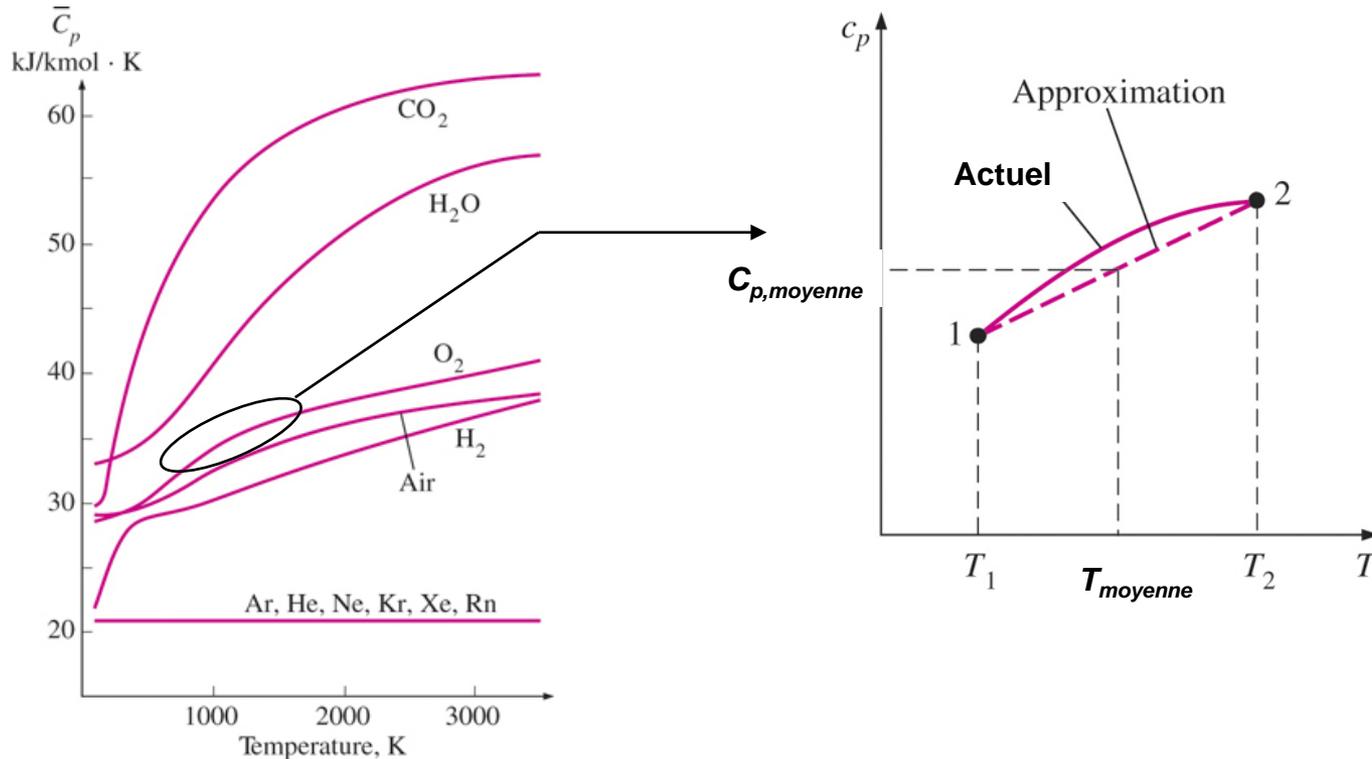
(T in K, c_p in kJ/kmol · K)

diviser par masse molaire
pour obtenir c_p
et $c_v = c_p - R$

Substance	Formula	a	b	c	d	Temperature range, K	% error	
							Max.	Avg.
Nitrogen	N ₂	28.90	-0.1571×10^{-2}	0.8081×10^{-5}	-2.873×10^{-9}	273–1800	0.59	0.34
Oxygen	O ₂	25.48	1.520×10^{-2}	-0.7155×10^{-5}	1.312×10^{-9}	273–1800	1.19	0.28
Air	—	28.11	0.1967×10^{-2}	0.4802×10^{-5}	-1.966×10^{-9}	273–1800	0.72	0.33

b) u , h , c_v et c_p pour un gaz parfait (cont.)

(3) Approximer $c_v(T)$ ou $c_p(T)$ par une valeur constante (préférentiellement la moyenne des valeurs évalués à la température initiale et finale) et intégrer:



$$c_{p,moyenne} = \frac{c_p(T_1) + c_p(T_2)}{2} \rightarrow \Delta h \approx c_{p,moyenne} (T_2 - T_1)$$

$$c_{v,moyenne} = \frac{c_v(T_1) + c_v(T_2)}{2} \rightarrow \Delta u \approx c_{v,moyenne} (T_2 - T_1)$$

b) u , h , c_v et c_p pour un gaz parfait (cont.)

iv) relation entre R , c_v , c_p :

pour un gaz parfait: $h(T) = u(T) + RT$

$$\frac{dh}{dT} = \frac{du}{dT} + R$$

$$c_p = c_v + R$$

une autre propriété: $k \equiv \frac{c_p}{c_v}$

'rapport des chaleurs massiques'

exemple 4 (en classe): CBK&L, problème 3.63 (3.68 dans CB&L, 1^{ère} éd., 3-80 dans C&B, 6^{ème} éd.)