

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***

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. *Il 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: 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:

$$n = m + 1$$

- 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..., la seule force pouvant effectuer un travail quasi-statique est la pression: $m=1 \rightarrow n=2$

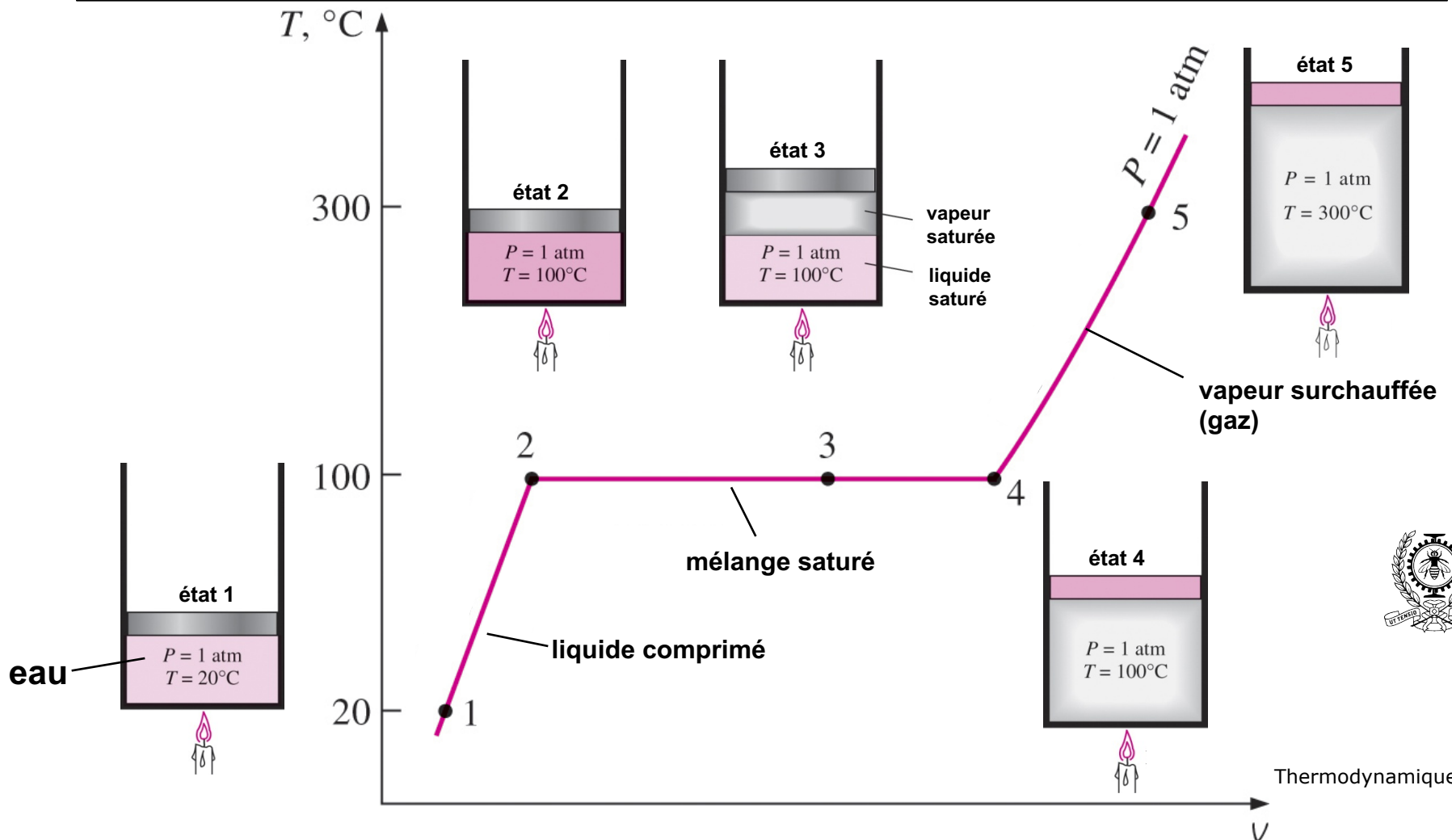
Pour un système simple et compressible, un état peut être spécifié par deux propriétés intensives indépendantes(exemple: P et T , ou P et ρ , ou T et ρ ; soit $u=f(P,T)$, $f(P,\rho)$ ou $f(T,\rho)$)

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 additionnelle, soit la hauteur



2) RELATIONS P-v-T

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



RELATIONS P-V-T, CHAUFFAGE DE L'EAU À PRESSION CONSTANTE

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: Il y a deux phases de l'eau (liquide, gaz) qui 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

On répète l'exercice précédent, à chaque fois avec une pression constante différente, en changeant la masse du piston.

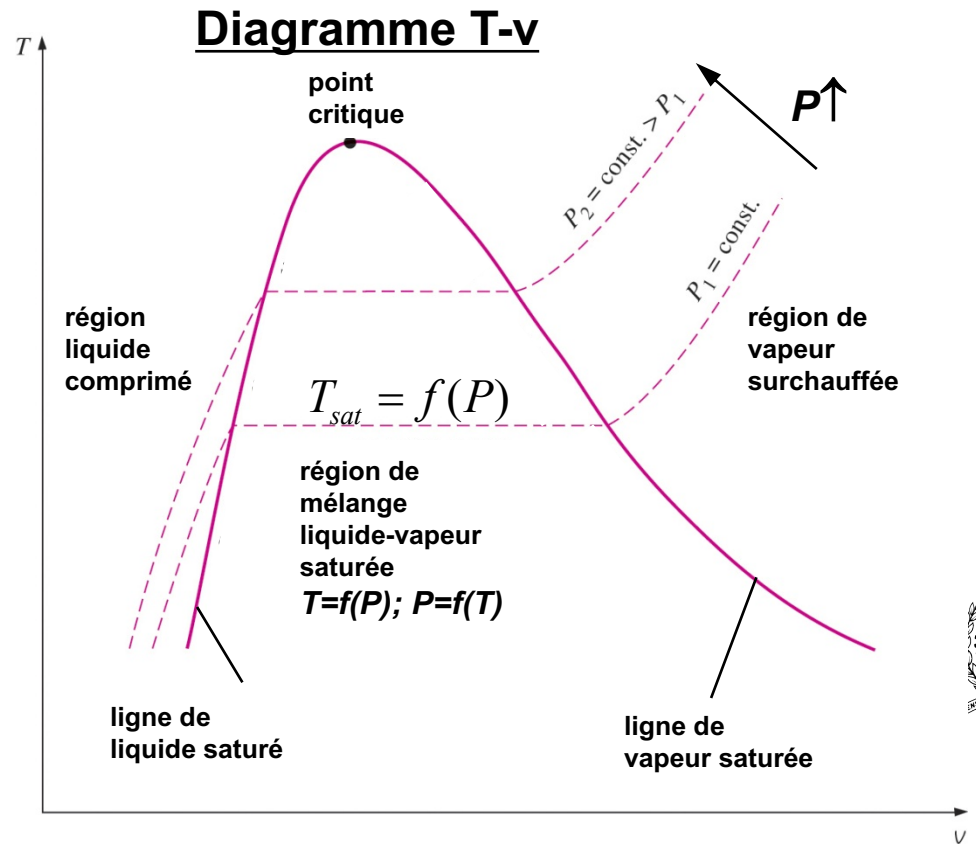
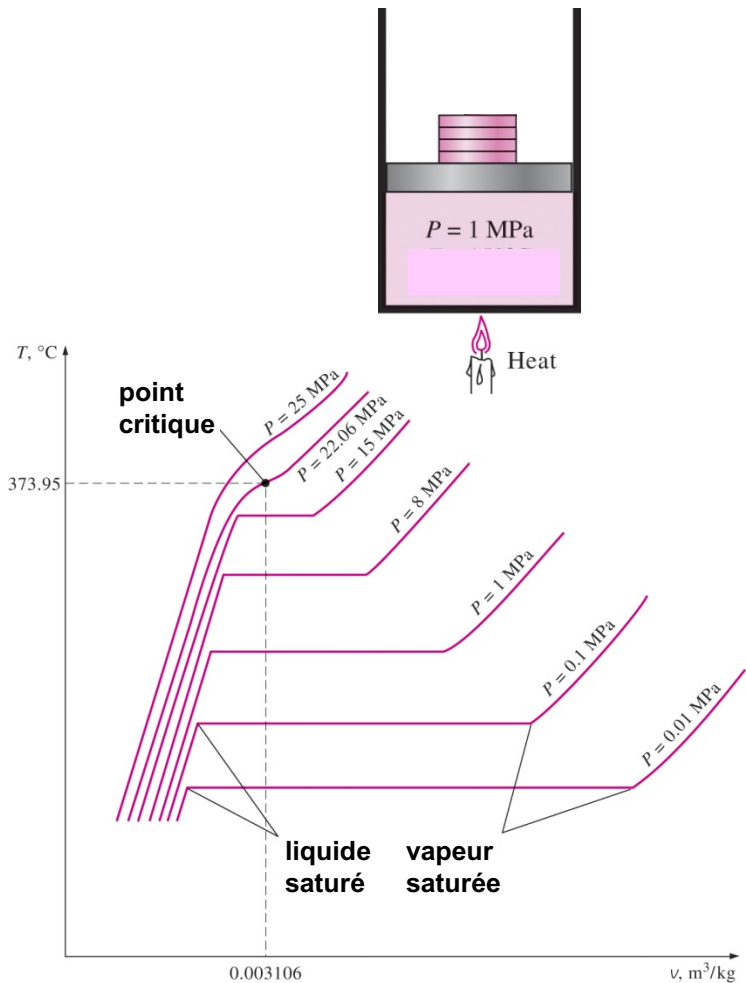


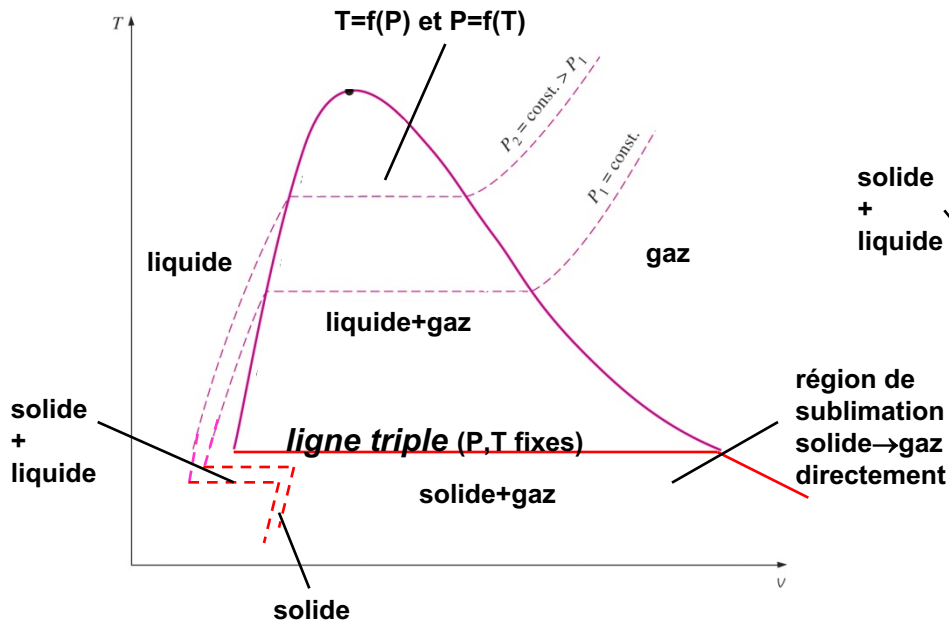
DIAGRAMME T-v

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

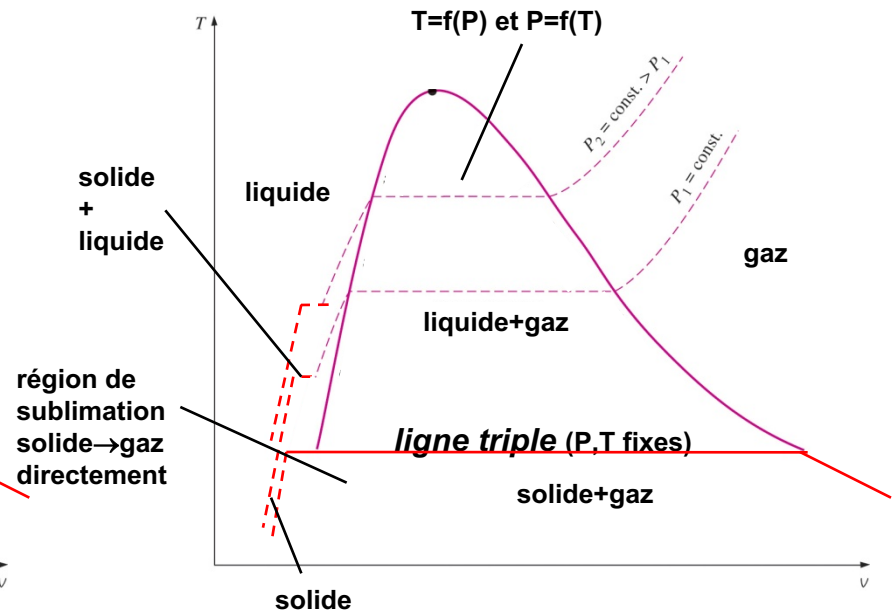
$$T_{sat} = f(P)$$

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

Substance qui s'expand sur congélation



Substance qui se contracte sur congélation

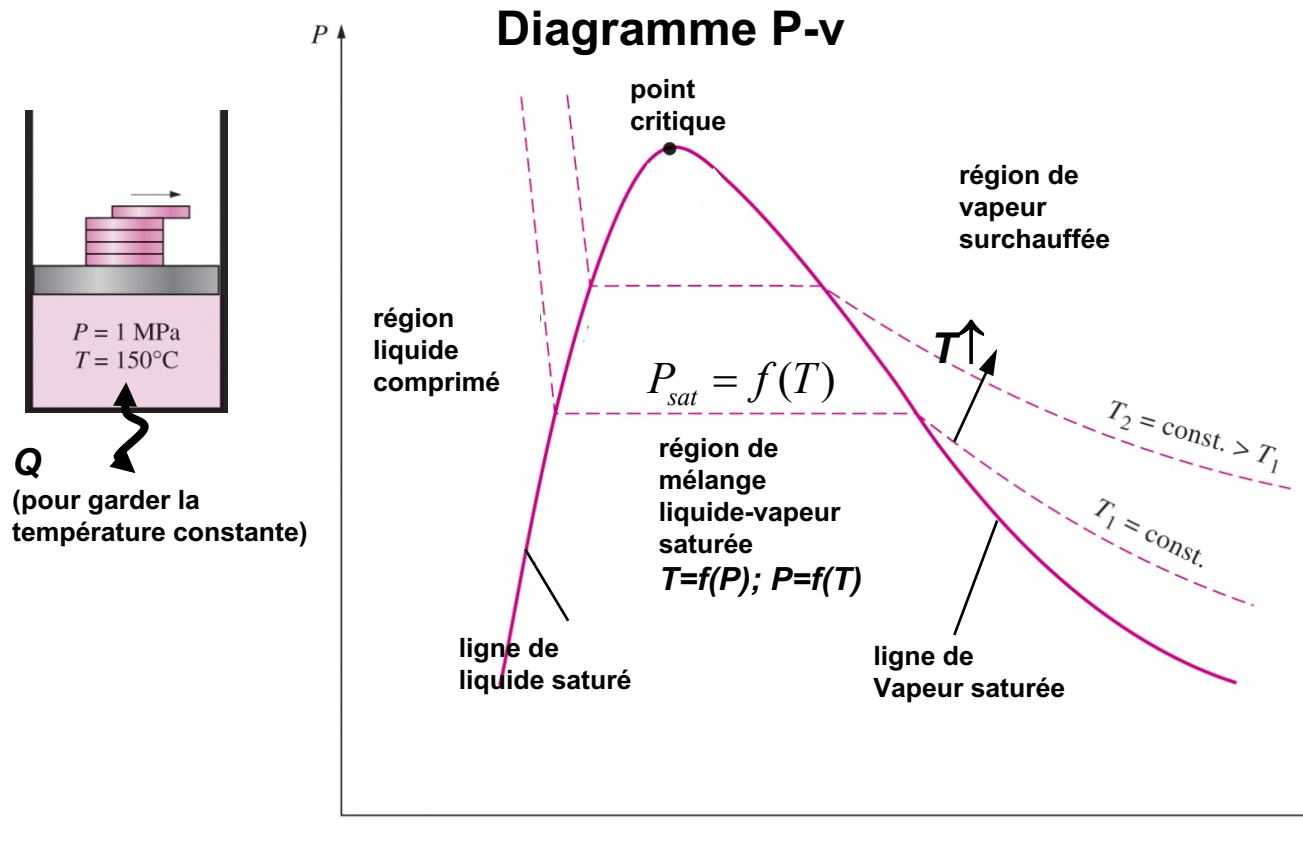


- La phase solide peut être incluse dans le diagramme T-v:
- **Ligne triple:** ligne où les trois phases coexistent (P et T y sont fixes)



B) DIAGRAMME P-v

Obtenu en enregistrant le changement de volume spécifique associé à une lente variation de pression, à température constante.



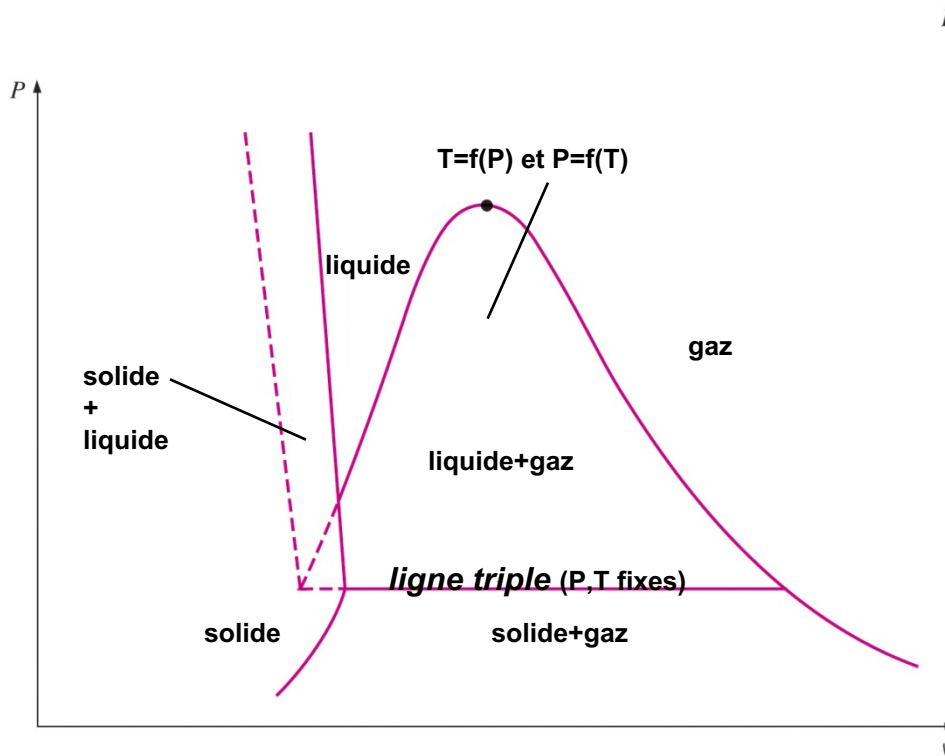
Exemple : Eau dans un cylindre/piston, pression changée lentement en enlevant des petites masses sur le piston, température gardée constante en laissant l'eau échanger de la chaleur avec l'environnement.



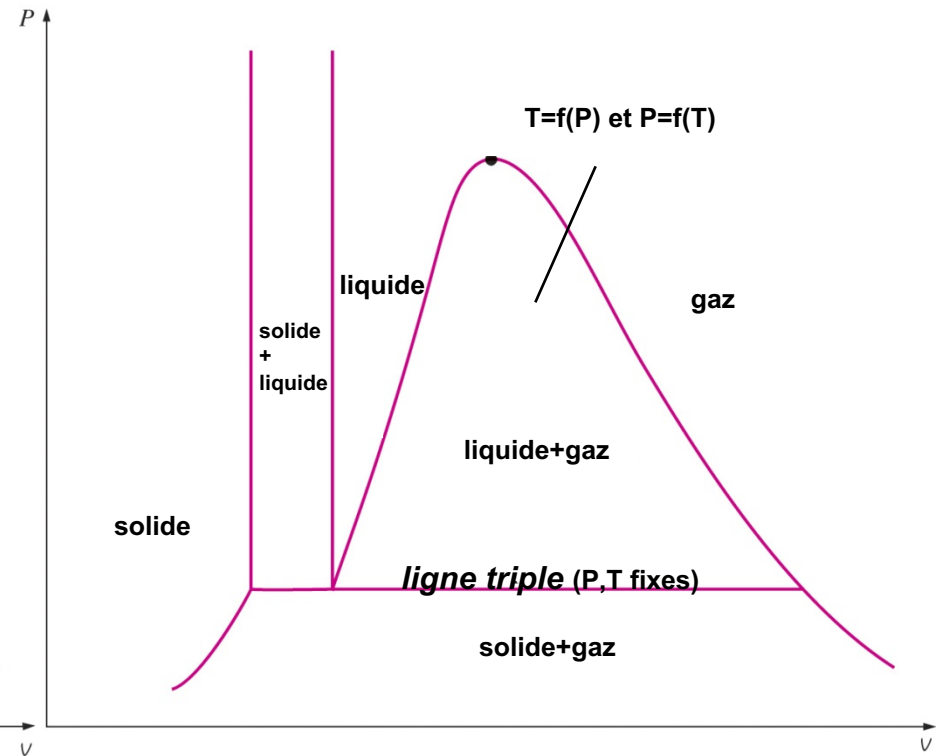
DIAGRAMME P-v

Pression de saturation (P_{sat}): pression à laquelle une substance pure change de phase, pour une certaine température.
 $P_{sat} = f(T)$

Substance qui s'expand sur congélation



Substance qui se contracte sur congélation

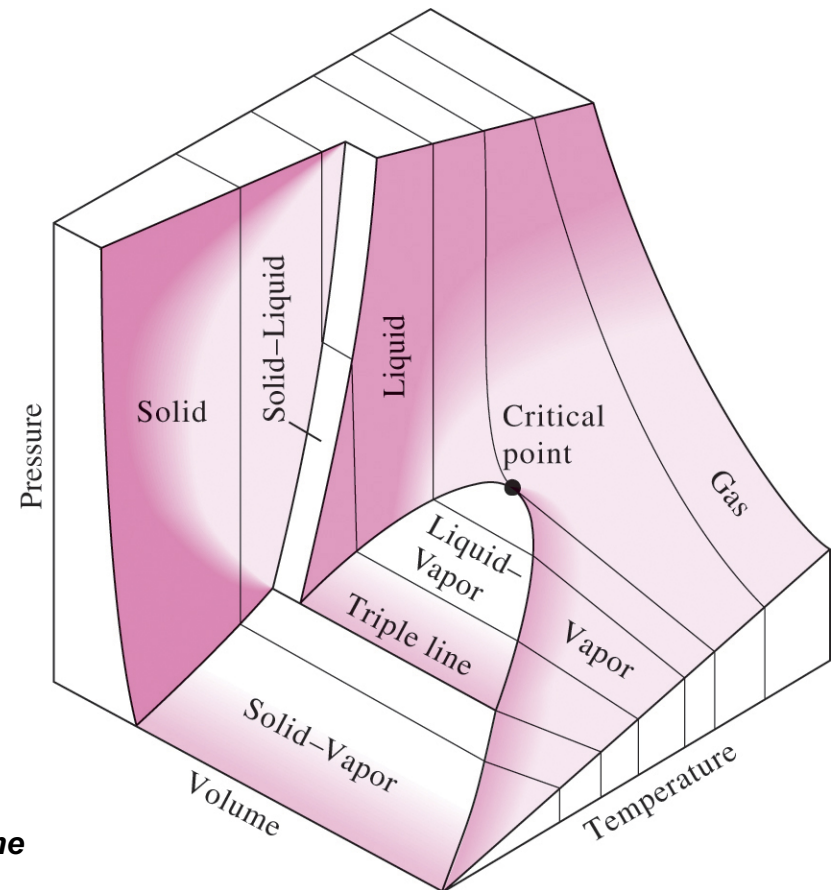
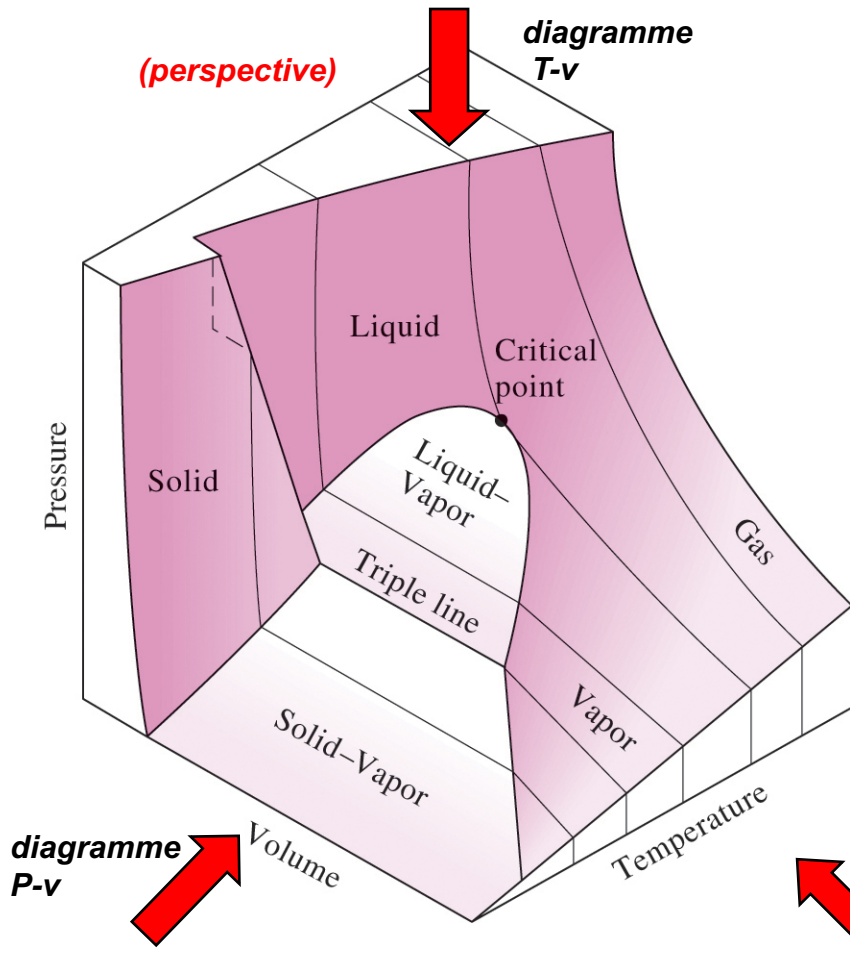


C) DIAGRAMME P-v-T

Diagrammes T-v et P-v assemblés en 3-D donnent le diagramme P-v-T

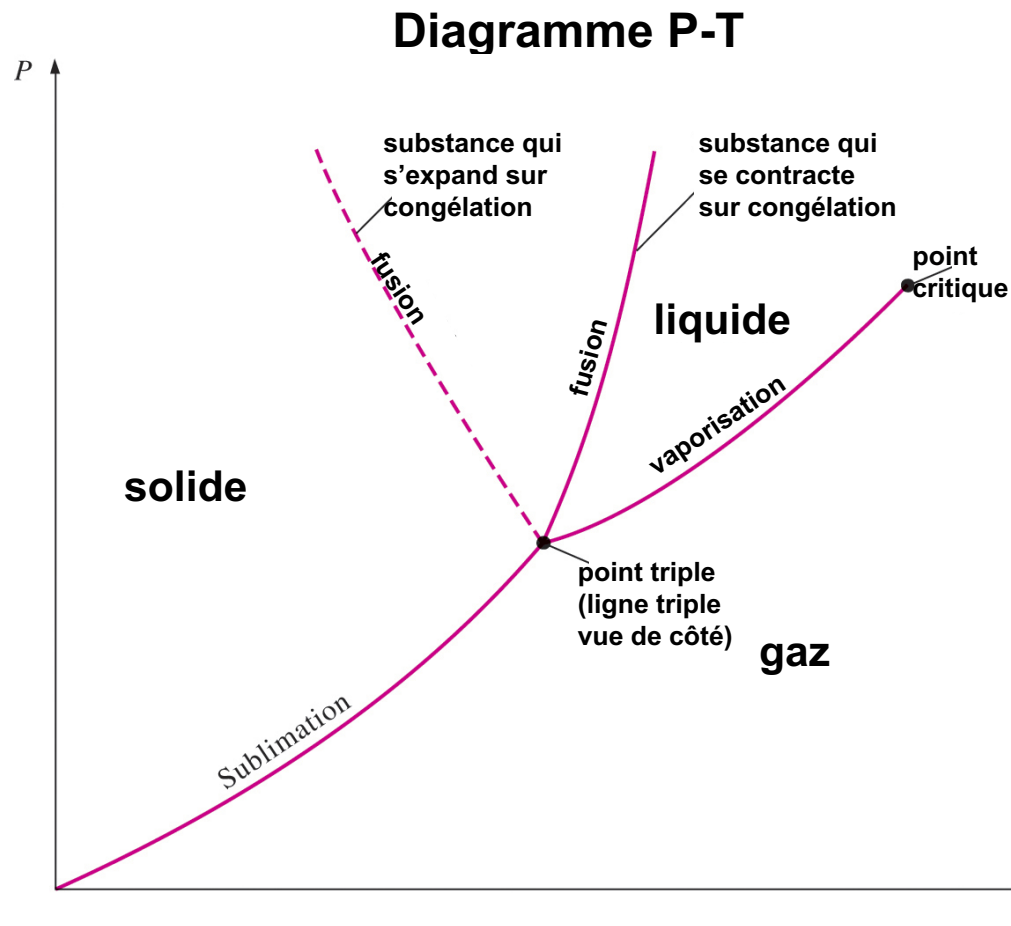
Substance qui s'expand sur congélation

Substance qui se contracte sur congélation



D) DIAGRAMME P-T

Diagramme de phase: Diagramme P-v-T vu de côté.



3) PROPRIÉTÉS THERMODYNAMIQUES

- a) Propriétés intensives de base: P, T, v et ρ : déjà vues
 b)

Enthalpie (h): Une propriété dérivée pour des raisons pratiques, utile d'utilisation dans plusieurs problèmes thermodynamiques, surtout les systèmes ouverts.

$$H = U + PV \quad (\text{forme extensive}) \quad (\text{notez que } U \text{ et } PV \text{ ont la même unité})$$

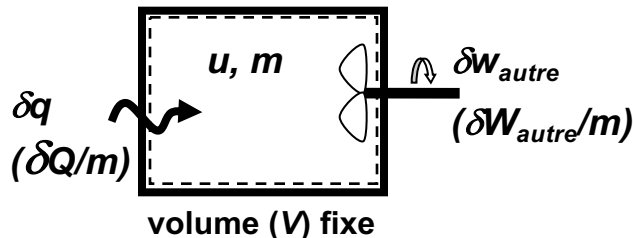
$$h = u + Pv \quad (\text{forme intensive})$$

a)

Chaleurs spécifiques (C_p , C_v): Énergie requise pour augmenter la température d'une unité de masse d'une substance de un degré. C'est donc une mesure de la capacité de stockage d'énergie d'une substance.

- Deux types de chaleur spécifiques (peuvent toutes deux être exprimées sous forme massique et molaire)

i) Chaleur spécifiques à volume constant (isochore) (C_v)



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

$$\Delta u + \Delta e_c + \Delta e_p = \underbrace{\delta q + \delta w_{\text{autre}}}_{\text{énergie transférée au système}}$$

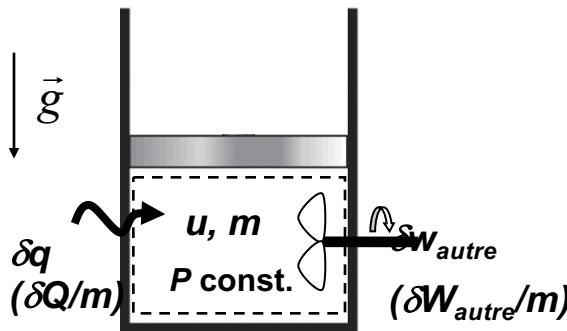


PROPRIÉTÉS THERMODYNAMIQUES – CHALEURS SPÉCIFIQUES

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

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

ii) Chaleur spécifique à pression constante (isobare) (C_p)



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

$$\Delta u + \Delta \overset{0}{e}_c + \Delta \overset{0}{e}_p = \delta q + \delta w_{\text{autre}} - P \Delta v$$

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

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

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



PROPRIÉTÉS THERMODYNAMIQUES – CHALEURS SPÉCIFIQUES

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] ou [KJ/kmol*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:

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



QUESTION CONCEPTUELLE

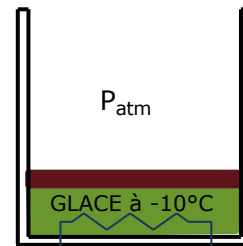
CHANGEMENT DE PHASE

Soit 0,5 kg de glace à la température de -10°C . On désire porter cette glace à l'état de mélange saturé avec un titre de 10%.

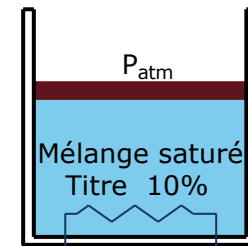
Les changements de phase se font à pression constante. Déterminer en kWh, l'énergie à fournir pour réaliser cette opération.

- A. 500.3 kWh
- B. 1295 kWh
- C. 0.387 kWh
- D. 0.139 kWh

C_{glace}	2.1 kJ/kg*K
C_{liquide}	4.2 kJ/kg*K
Δh_{fusion}	334 kJ/kg
$\Delta h_{\text{vap.}}$	2256 kJ/kg



Etat①: Glace à -10°C



Etat②: Eau mélange saturé 10%

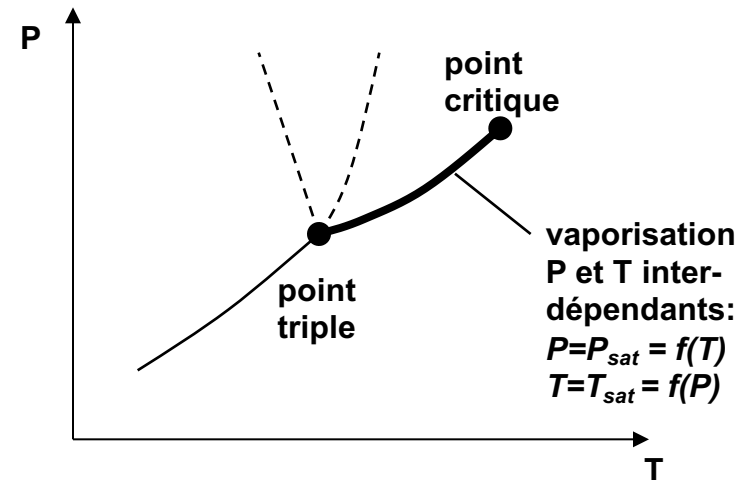
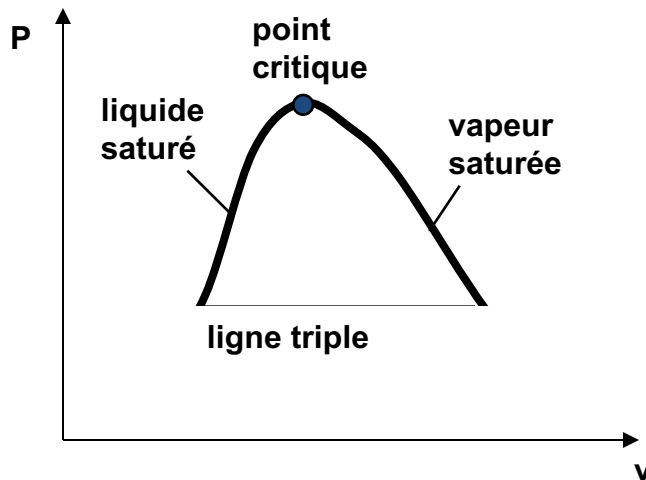


PROPRIÉTÉS THERMODYNAMIQUES

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



LIQUIDES ET VAPEURS SATURÉS

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 H_2O

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

Exemples de propriétés données dans les tables:

- 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}

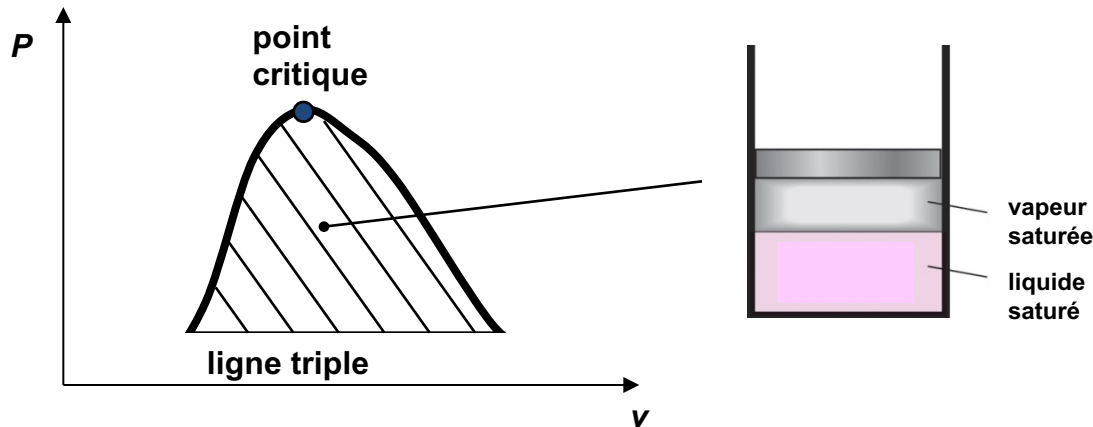
$$\text{où } (\text{propriété})_{fg} = (\text{propriété})_g \text{ (vapeur saturée)} - (\text{propriété})_f \text{ (liquide saturé)}$$

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



LIQUIDES ET VAPEURS SATURÉS

ii) mélanges liquide/vapeur saturés



Pour obtenir une propriété extensive Y (par exemple V , U , H ou S) d'un 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.

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

$$\begin{array}{c}
 \text{liquide saturé} \\
 \downarrow \\
 V_{total} = V_f + V_g \\
 \uparrow \\
 \text{vapeur saturée}
 \end{array}$$

$$m_{totale} v_{total} = m_f v_f + m_g v_g \rightarrow m_{totale} = m_f + m_g$$

$$v_{totale} = \frac{m_f}{m_{totale}} v_f + \frac{m_g}{m_{totale}} v_g = \left(1 - \frac{m_g}{m_{totale}}\right) v_f + \frac{m_g}{m_{totale}} v_g$$



LIQUIDES ET VAPEURS SATURÉS

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

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

- Le volume spécifique du mélange peut être exprimé: $v = (1 - x)v_f + xv_g$
- Pour une **propriété intensive y** (ex.: v, u, h, s) (forme réduite d'une propriété extensive Y):

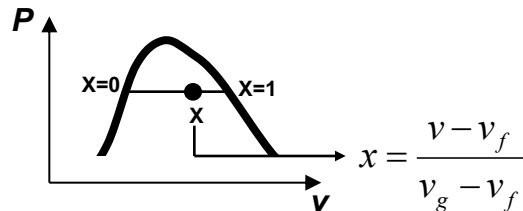
$$y = (1 - x)y_f + xy_g$$

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

où

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

- Alternativement, connaissant y on peut trouver x :



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



LIQUIDES ET VAPEURS SATURÉS

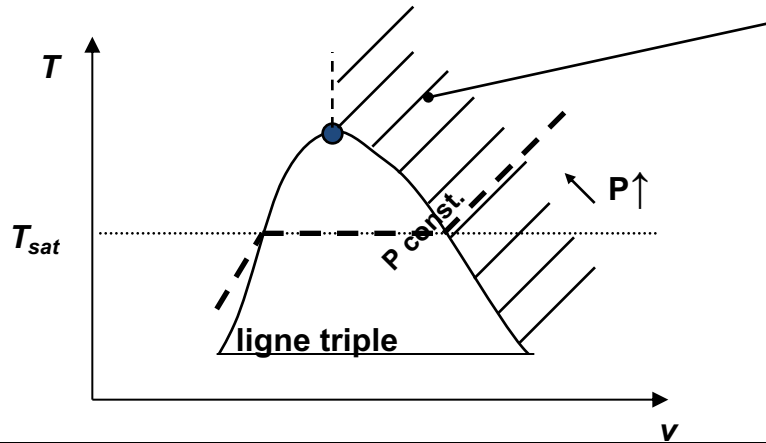
Notes:

- $0 < x < 1$, 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**.



PROPRIÉTÉS THERMODYNAMIQUES

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

Pour les propriétés qui sont à la fois dépendantes de P et de T ($y = f(P, T)$), une interpolation 2-D est parfois nécessaire dans les tables pour v , u , h , s versus P et T .

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

TABLE A-6

Superheated water

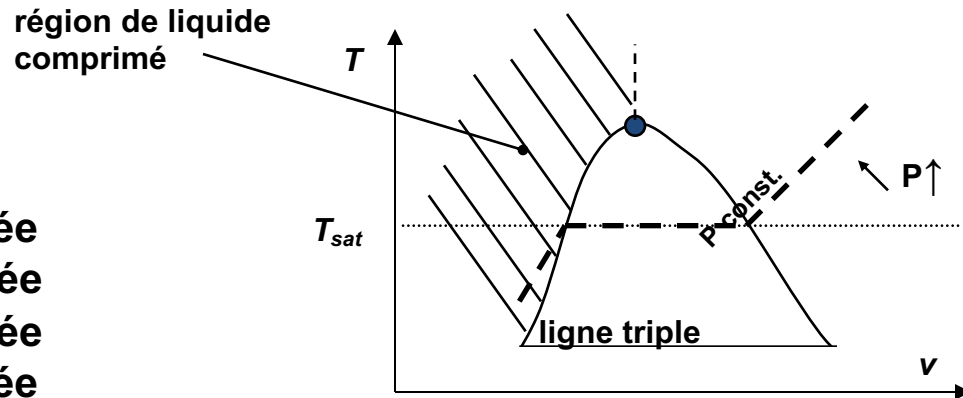
T °C	v m ³ /kg	u kJ/kg	h kJ/kg	s kJ/kg · K	v m ³ /kg	u kJ/kg	h kJ/kg	s kJ/kg · K	
$P = 0.01 \text{ MPa (45.81°C)}^*$					$P = 0.05 \text{ MPa (81.32°C)}$				
Sat. [†]	14.670	2437.2	2583.9	8.1488	3.2403	2483.2	2645.2	7.5931	
50	14.867	2443.3	2592.0	8.1741					
100	17.196	2515.5	2687.5	8.4489	3.4187	2511.5	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	



PROPRIÉTÉS THERMODYNAMIQUES

iv) liquide comprimé

- P & T indépendantes
- $P > P_{\text{sat}}$ pour une T donnée
- $T < T_{\text{sat}}$ 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



Pour les propriétés qui sont à la fois dépendantes de P et de T ($y = f(P, T)$), une interpolation 2-D est parfois nécessaire dans les tables pour v , u , h , s versus P et T .
(Table semblable à celle pour la vapeur surchauffée.)

Exemple: C & B, tables A-7 pour H_2O



PROPRIÉTÉS THERMODYNAMIQUES

Notes pour les liquides comprimés:

- Les données pour les liquides comprimés sont rares, surtout à basses pressions.
- Comme les propriétés des liquides comprimés sont relativement insensibles à la pression, on peut faire l'approximation:

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

- Pour l'enthalpie ($y=h$), on ne peut utiliser l'approximation précédente car $h=u+Pv$. Alternativement, on peut approximer h avec:

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

Note pour les propriétés thermodynamiques en général:

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



QUESTION CONCEPTUELLE

CHANGEMENT DE PHASE

Quelle est la phase de l'eau à une pression de 500 kPa si elle a une enthalpie de 640.090 kJ/kg?

- A. Liquide comprimé
- B. Mélange saturé
- C. Liquide saturé
- D. Vapeur surchauffée

TABLE A-5

P kPa	T_{sat} °C	v_f	v_g	u_f	u_{fg}	u_g	h_f	h_{fg}	h_g	s_f	s_{fg}	s_g
450	147.90	0.001088	0.41392	622.65	1934.5	2557.1	623.14	2120.3	2743.4	1.8205	5.0356	6.8561
500	151.83	0.001093	0.37483	639.54	1921.2	2560.7	640.09	2108.0	2748.1	1.8604	4.9603	6.8207
550	155.46	0.001097	0.34261	655.16	1908.8	2563.9	655.77	2096.6	2752.4	1.8970	4.8916	6.7886

TABLE A-6

Superheated water

T °C	v m ³ /kg	u kJ/kg	h kJ/kg	s kJ/kg · K
$P = 0.50 \text{ MPa (151.83°C)}$				
400	0.61731	2963.7	3272.4	7.7956
500	0.71095	3129.0	3484.5	8.0893



QUESTION CONCEPTUELLE

CHANGEMENT DE PHASE

Un autocuiseur de capacité 19,23 L contient 0,5 kg d'eau à l'état de mélange saturé à la pression de 5 bar. Déterminer le titre du mélange.

- A. $x = 0.1$
- B. $x = 0.5$
- C. $x = 100$
- D. $x = 0$

TABLE A-5

Saturated water—Pressure table

Press., P kPa	Sat. temp., T_{sat} °C	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
1.0	6.97	0.001000	129.19	29.302	2355.2	2384.5	29.303	2484.4	2513.7	0.1059	8.8690	8.9749
1.5	13.02	0.001001	87.964	54.686	2338.1	2392.8	54.688	2470.1	2524.7	0.1956	8.6314	8.8270
2.0	17.50	0.001001	66.990	73.431	2325.5	2398.9	73.433	2459.5	2532.9	0.2606	8.4621	8.7227
2.5	21.08	0.001002	54.242	88.422	2315.4	2403.8	88.424	2451.0	2539.4	0.3118	8.3302	8.6421
3.0	24.08	0.001003	45.654	100.98	2306.9	2407.9	100.98	2443.9	2544.8	0.3543	8.2222	8.5765
4.0	28.96	0.001004	34.791	121.39	2293.1	2414.5	121.39	2432.3	2553.7	0.4224	8.0510	8.4734
5.0	32.87	0.001005	28.185	137.75	2282.1	2419.8	137.75	2423.0	2560.7	0.4762	7.9176	8.3938
7.5	40.29	0.001008	19.233	168.74	2261.1	2429.8	168.75	2405.3	2574.0	0.5763	7.6738	8.2501
10	45.81	0.001010	14.670	191.79	2245.4	2437.2	191.81	2392.1	2583.9	0.6492	7.4996	8.1488
15	53.97	0.001014	10.020	225.93	2222.1	2448.0	225.94	2372.3	2598.3	0.7549	7.2522	8.0071
300	133.52	0.001073	0.60582	561.11	1982.1	2543.2	561.43	2163.5	2724.9	1.6717	5.3200	6.9917
325	136.27	0.001076	0.56199	572.84	1973.1	2545.9	573.19	2155.4	2728.6	1.7005	5.2645	6.9650
350	138.86	0.001079	0.52422	583.89	1964.6	2548.5	584.26	2147.7	2732.0	1.7274	5.2128	6.9402
375	141.30	0.001081	0.49133	594.32	1956.6	2550.9	594.73	2140.4	2735.1	1.7526	5.1645	6.9171
400	143.61	0.001084	0.46242	604.22	1948.9	2553.1	604.66	2133.4	2738.1	1.7765	5.1191	6.8955
450	147.90	0.001088	0.41392	622.65	1934.5	2557.1	623.14	2120.3	2743.4	1.8205	5.0356	6.8561
500	151.83	0.001093	0.37483	639.54	1921.2	2560.7	640.09	2108.0	2748.1	1.8604	4.9603	6.8207
550	155.46	0.001097	0.34261	655.16	1908.8	2563.9	655.77	2096.6	2752.4	1.8970	4.8916	6.7886
600	158.83	0.001101	0.31560	669.72	1897.1	2566.8	670.38	2085.8	2756.2	1.9308	4.8285	6.7593
650	161.98	0.001104	0.29260	683.37	1886.1	2569.4	684.08	2075.5	2759.6	1.9623	4.7699	6.7322
700	164.95	0.001108	0.27278	696.23	1875.6	2571.8	697.00	2065.8	2762.8	1.9918	4.7153	6.7071
750	167.75	0.001111	0.25552	708.40	1865.6	2574.0	709.24	2056.4	2765.7	2.0195	4.6642	6.6837



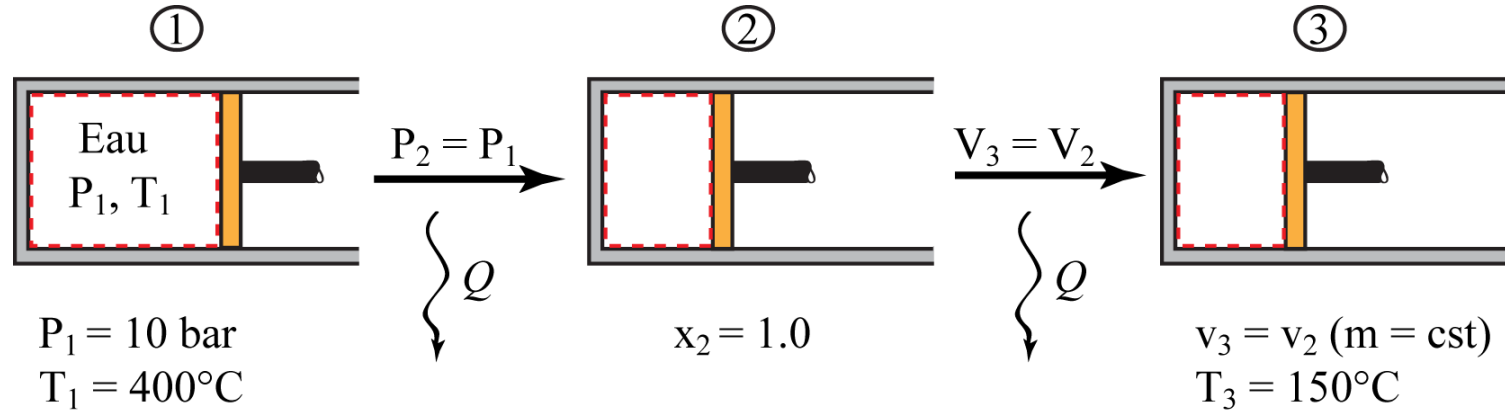
EXEMPLE #5 – PHASE ET PROPRIÉTÉS THERMODYNAMIQUES

Trouver la phase et les propriétés pour de l'eau aux conditions suivantes:

- A. $P = 300 \text{ kPa}$, $x = 0.4$. **Trouver T , u et phase.**
- B. $T = 200^\circ\text{C}$, $u = 1800 \text{ kJ/kg}$. **Trouver P , x et phase.**
- C. $P = 4000 \text{ kPa}$, $u = 3040 \text{ kJ/kg}$. **Trouver T , x et phase.**
- D. $T = 125^\circ\text{C}$, $P = 750 \text{ kPa}$. **Trouver v , x et phase.**
- E. $P = 1000 \text{ kPa}$, $x = 1.0$. **Trouver T , h et phase.**



EXEMPLE #6 – EAU DANS UN CYLINDRE ET PISTON

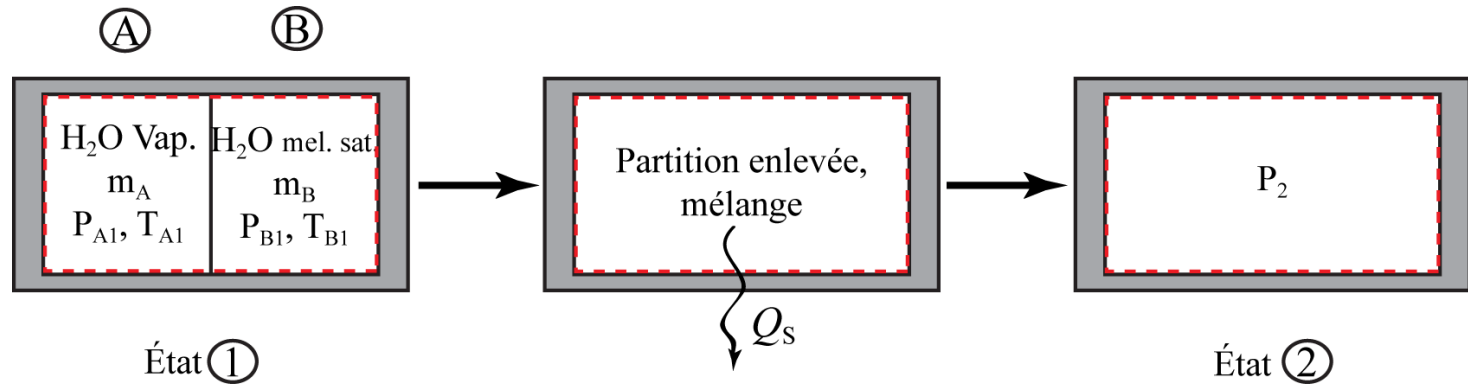


Questions:

- Montrez l'évolution thermodynamique du contenu du cylindre sur les diagrammes T-v et P-v.
- Trouvez le travail spécifique net du système entre les états 1 et 3, w_{13} [kJ/kg].
- Trouvez le transfert de chaleur spécifique net du système entre les états 1 et 3, q_{13} [kJ/kg].



EXEMPLE #7 – ÉQUILIBRE MÉLANGE EAU ET VAPEUR D'EAU



État 1	
$m_A = 2 \text{ kg}$	$m_B = 3 \text{ kg}$
$P_{A1} = 1 \text{ MPa}$	$x_{B1} = 0.5$
$T_{A1} = 300 \text{ °C}$	$T_{B1} = 150 \text{ °C}$

État 2
$P_2 = 300 \text{ kPa}$

Questions:

- $T_2, x_2?$
- $Q_s?$



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

- L'équation relie P,v & T (ou d'autres propriétés) pour une substance.
- Plusieurs équations d'état existent, du simple au complexe, pour différentes substances et valides dans différents régions de la surface P-v-T.
- En l'absence d'équation d'état, on utilise les tables comme dans la section précédente.

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

$$\boxed{PV=NR_uT} \quad \text{où } N : \text{nombre de moles du gaz}$$
$$R_u : \text{constante universelle de gaz (8.31447 KJ/kmol}\cdot\text{K)}$$

- 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.
- Exemples pour lesquels on ne peut pas utiliser l'équation des gaz parfaits:
 - Réfrigérant (molécule lourde)
 - Vapeur d'eau à haute P dans une centrale thermique (haute densité)



ÉQUATION D'ÉTAT

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

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



u, h, c_v ET c_p POUR UN GAZ PARFAIT

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

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

$$h = h(T)$$

iii) Chaleurs massiques (c_v, c_p)

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

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

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

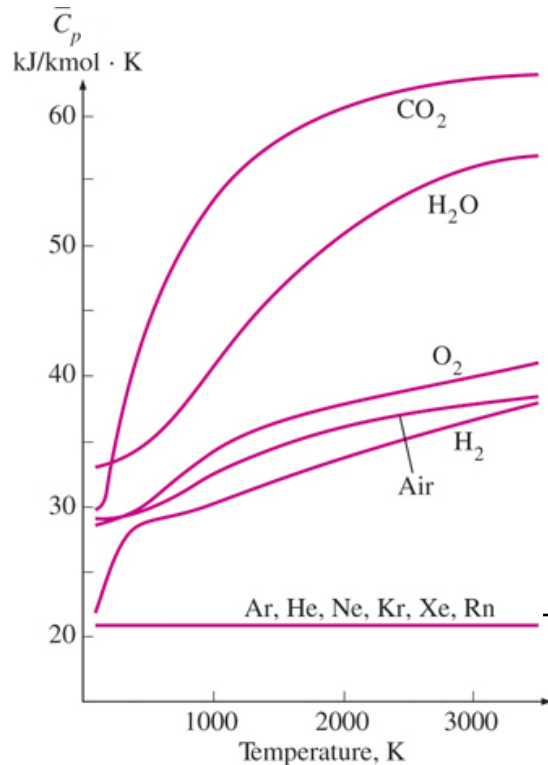
$$dh = c_p dT \rightarrow \Delta h = h_2 - h_1 = \int_{T_1}^{T_2} c_p(T) dT$$

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



u , h , c_v ET c_p POUR UN GAZ PARFAIT

- 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



u, h, c_v ET c_p POUR UN GAZ PARFAIT

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



u, h, c_v ET c_p POUR UN GAZ PARFAIT

(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)

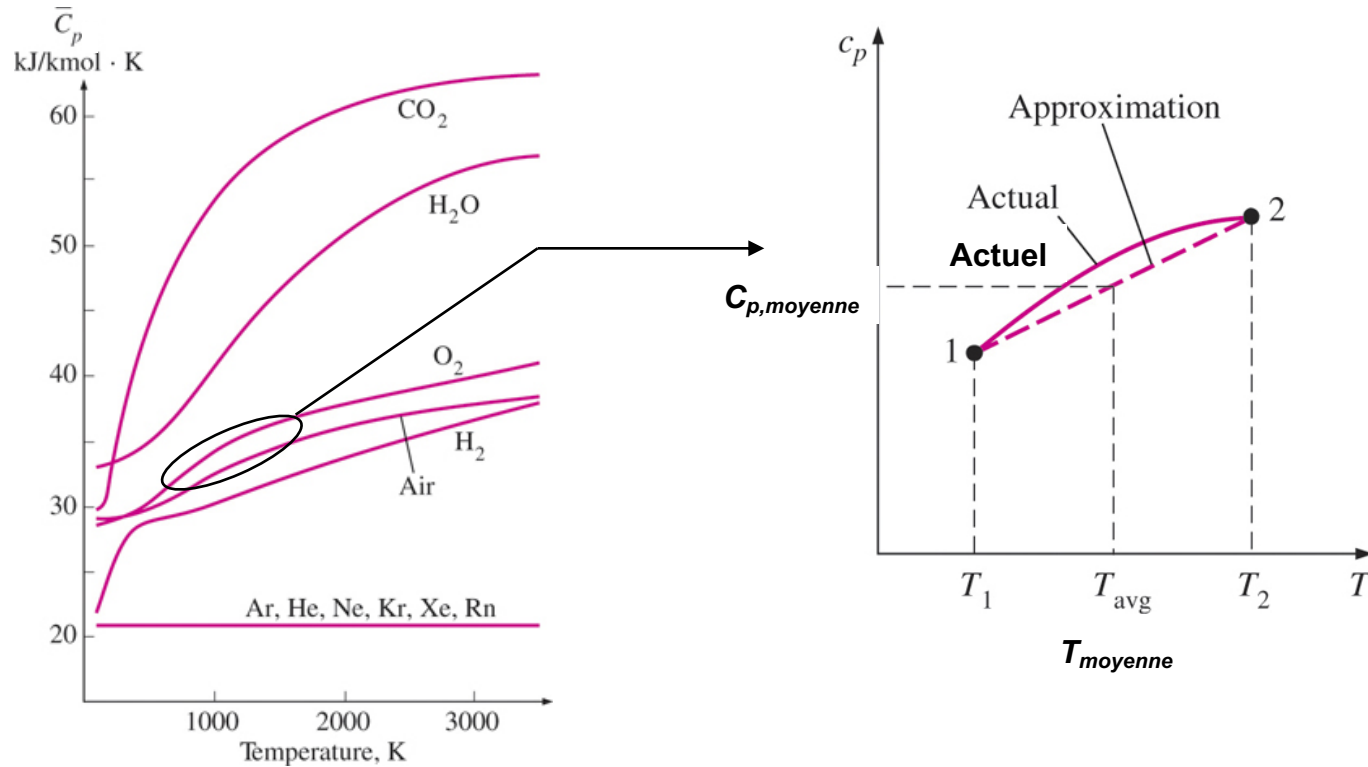
diviser par masse molaire
pour obtenir c_p
et $c_v = c_p - R$

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



u , h , c_v ET c_p POUR UN GAZ PARFAIT

(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:



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

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



u, h, c_v ET c_p POUR UN GAZ PARFAIT

iv) Relation entre R, c_v, c_p :

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

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

$$c_p = c_v + R$$

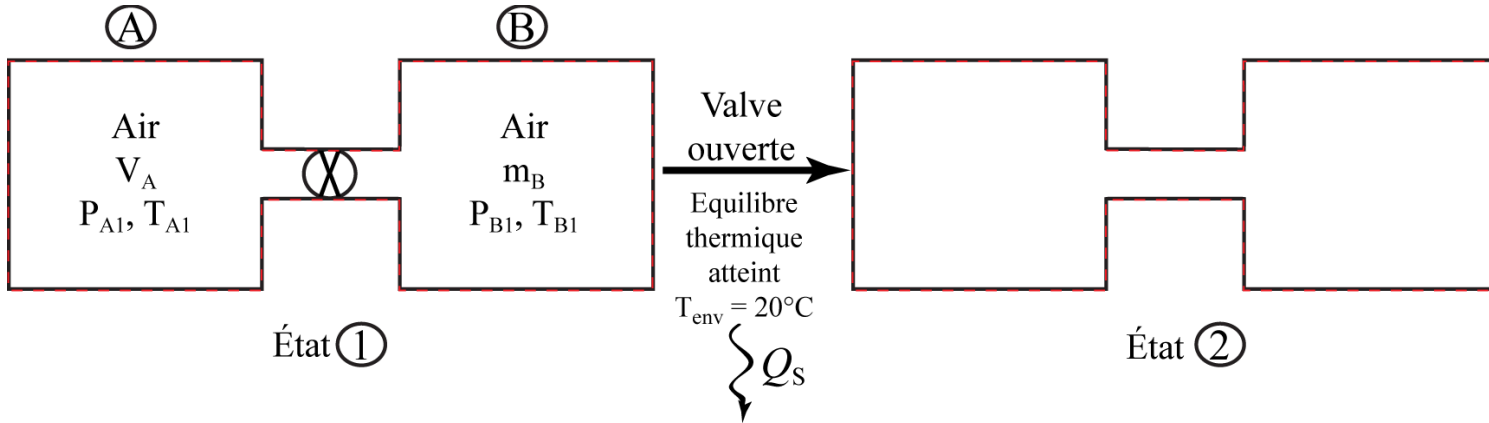
une autre propriété:

$$k \equiv \frac{c_p}{c_v}$$

'rapport des chaleurs massiques'



EXEMPLE #8 – RÉSERVOIR D'AIR SOUS PRESSION



État 1	
$V_A = 1 \text{ m}^3$	$m_B = 5 \text{ kg}$
$P_{A1} = 500 \text{ kPa}$	$P_{B1} = 200 \text{ kPa}$
$T_{A1} = 25 \text{ }^\circ\text{C}$	$T_{B1} = 35 \text{ }^\circ\text{C}$

Questions:

- $V_B?$
- $P_2?$
- $Q_S?$

