

UA: Termodinámica

Horas teóricas	3.0
Horas prácticas	1.0
Total de horas	4.0
Créditos institucionales	7.0
Título del material	Propiedades de las sustancias puras
Tipo de unidad de aprendizaje	curso
Carácter de la unidad de aprendizaje	obligatoria
Núcleo de formación	Sustantivo
Programa educativo	Ingeniería Mecánica
Espacio académico	Facultad de Ingeniería
Responsable de la elaboración	Juan Carlos Posadas Basurto

Índice

	Página
Presentación	1
Estructura de la unidad de aprendizaje	2
Contenido de la presentación	7
Fase	10
Sustancia pura	11
Diagrama de fases	12
Equilibrio de fases de sustancias puras	13
Líquido comprimido y saturado	14
Vapor saturado y vapor sobrecalentado	15
Diagrama $T-v$ para el proceso de calentamiento a presión constante	16
Temperatura de saturación y presión de saturación	17

	Página
Diagramas de propiedades para procesos de cambio de fase	18
Punto crítico	19
Domo	20
Diagrama Tv de una sustancia pura	21
Diagrama Pv de una sustancia pura	22
Diagrama Pv con fase sólida	23
Diagrama PT de una sustancia pura	24
Superficie PvT	25
Tablas de propiedades en saturación (T)	26
Tablas de propiedades en saturación (P)	27
Notas aclaratorias	28

	Página
Mezcla saturada de líquido vapor	29
Propiedades en zona de mezcla	30
Vapor de agua sobrecalentado	31
Propiedades en zona de vapor sobrecalentado	32
Agua líquida comprimida	33
Propiedades en zona de líquido comprimido	34
Ecuación de estado de gas ideal	35
Constante universal de los gases	36
Consideraciones de un gas ideal	37
Factor de compresibilidad	38
Presión y temperatura reducidas	39

	Página
Comparación de facto Z para varios gases	40
Volumen específico pseudorreducido	41
Ecuación de estado de Van der Waals	42
Ecuación de estado de Beattie-Bridgeman	43
Ecuación de estado de Benedict-Webb-Rubin	44
Constantes de las ecuaciones de estado de Beattie-Bridgeman y Benedict-Webb-Rubin	45
Consideraciones de las ecuaciones de estado	46
Bibliografía	47

Presentación

- La unidad de aprendizaje Termodinámica es obligatoria y se sugiere cursarla en el quinto período. No tiene Unidad de Aprendizaje antecedente.
- El propósito de la Unidad de Aprendizaje es que el discente identifique los procesos termodinámicos para su análisis mediante balances de energía utilizando los conceptos, principios y métodos de la termodinámica.
- Es importante que al final del curso el discente sea capaz de analizar ciclos termodinámicos ya que en la Unidad de Aprendizaje consecuente, Ingeniería Térmica, se analizan ciclos de potencia y refrigeración.

Estructura de la unidad de aprendizaje

1. Propiedades de las sustancias puras.
 - 1.1 Definición de sistemas, estado termodinámico, propiedad, proceso, ciclo, sistema simple compresible.
 - 1.2 Sustancia pura y fases.
 - 1.3 Procesos de cambio de fase en sustancias puras.
 - 1.4 Diagramas de propiedades para procesos de cambio de fase.
 - 1.5 Cálculo de propiedades termodinámicas usando tablas.
 - 1.6 Cálculo de propiedades termodinámicas con el modelo de gas ideal.
 - 1.7 Factor de compresibilidad.
 - 1.8 Ecuaciones de Estado .

2. Energía y primera ley de la termodinámica.

2.1 Energía de un sistema .

2.2 Energía transferida mediante trabajo de expansión o compresión.

2.3 Energía transferida por calor.

2.4 Energía interna y entalpía.

2.5 Calores específicos a volumen constante y a presión constante

2.6 Balance de masa y el volumen de control.

2.7 Balance de energía para un volumen de control

2.8 Análisis de energía para volúmenes de control en estado estacionario.

2.9 Análisis de varios dispositivos de interés en ingeniería

3. Segunda Ley de la termodinámica.

3.1 Introducción a la segunda ley de la termodinámica.

3.2 Máquinas térmicas, refrigeradores y bombas de calor.

3.3 Segunda ley de la termodinámica: enunciado de Clausius.

3.4 Segunda ley de la termodinámica: enunciado de Kelvin-Planck

3.5 Procesos reversibles e irreversibles.

3.6 Corolarios de Carnot.

3.7 Escala Kelvin de temperatura

3.8 Rendimiento y ciclo de Carnot.

3.9. Coeficiente de desempeño, el refrigerador de Carnot y la bomba de calor.

4. Entropía.

4.1 Desigualdad de Clausius.

4.2 Principio del incremento de entropía.

4.3 Obtención de valores de entropía en sustancias puras.

4.4 Procesos isoentrópicos.

4.5 Balance de entropía para sistemas cerrados.

4.6 Rendimientos isoentrópicos de turbinas, toberas, compresores y bombas.

4.7. Transferencia de calor y trabajo en procesos de flujo estacionario internamente reversible.

5. Exergía.

5.1 Introducción a la exergía.

5.2 Definición de exergía, trabajo reversible e irreversibilidad.

5.3 Eficiencia exergética (segunda ley).

5.4 Cambio de exergía de un sistema.

5.5 Transferencia de exergía por calor, trabajo y masa.

5.6. Balance de exergía en un sistema cerrado

Contenido de la presentación

- Comprende los incisos 1.2 a 1.8 del tema 1, propiedades de las sustancias puras, de la estructura de la Unidad de Aprendizaje.
- Inicia con la definición de fase y sustancia, diagrama de fases y equilibrio de la sustancia pura.
- Se definen líquido comprimido y saturado así como vapor saturado y sobrecalentado, mostrando la trayectoria que sigue a una presión constante en un diagrama temperatura volumen. Se definen presión y temperatura de saturación.
- Se muestran las partes que tiene el cambio de fase en un diagrama (Domo, punto crítico, líneas de saturación).

- Usando el agua como sustancia pura, se muestran las propiedades de la mezcla saturada de líquido vapor, vapor sobrecalentado y líquido comprimido.
- Se define la ecuación de estado del gas ideal y la constante universal de los gases. Se muestran las ecuaciones más representativas (Van der Waals, Beattie-Bridgeman, Bennedict-Ewbb_Rubin).
- Para considerar la desviación del comportamiento de gas ideal se definen la presión y temperatura reducidas que se aplican al factor de compresibilidad relacionado con la ecuación de gas ideal.
- Al final se incluye un apartado de referencias para que tanto el docente como el discente profundicen en los temas de interés.



Termodinámica

Propiedades de las sustancias puras: Sustancia pura y fases

Fase

- Fase es una cantidad de materia que es homogénea tanto en la composición química como en la estructura física. La homogeneidad en la estructura física significa que la materia es toda sólida, o toda líquido, o toda vapor (o equivalentemente todo gas) (Moran, Shapiro, Munson, & DeWitt, 2003).
- Aunque son tres las principales —sólida, líquida y gaseosa—, una sustancia puede tener varias fases dentro de la principal, cada una con distinta estructura molecular (Cengel & Boles, 2009).
- Los enlaces moleculares son más fuertes en los sólidos y más débiles en los gases. Las moléculas en los sólidos están más próximas entre sí, mientras que en los gases se hallan separadas por distancias relativamente grandes (Cengel & Boles, 2009).

Sustancia pura

- Una sustancia pura es aquella materia uniforme e invariable en la composición química (Moran, Shapiro, Munson, & DeWitt, 2003).
- Una sustancia pura puede existir en más de una fase, pero su composición química debe ser la misma en cada fase (Moran, Shapiro, Munson, & DeWitt, 2003).
- Una mezcla uniforme de gases puede considerarse como una sustancia pura, siempre que siga siendo un gas y no reaccione químicamente (Moran, Shapiro, Munson, & DeWitt, 2003).
- La mezcla de aceite y agua no es una sustancia pura, ya que el aceite no es soluble en agua, por lo que se acumula en la superficie y se forman dos regiones químicamente distintas (Cengel & Boles, 2009).

Diagrama de fases

- En 1875, el físico Americano Josiah Willard Gibbs (1839 a 1903) introdujo el término fase para describir las diferentes formas con la cual una sustancia pura puede existir (Moran, Shapiro, Munson, & DeWitt, 2003).
- Además de las fases líquido, sólido y gaseoso de una sustancia pura puede tener un número de fases sólidas diferentes (Moran, Shapiro, Munson, & DeWitt, 2003).
- Cada fase en un sistema está separada de las demás por interfaces llamadas fronteras de fase (Jones & Dugan, 1997).

Equilibrio de fases de sustancias puras

- Cuando dos fases de una sustancia pura coexisten en equilibrio, hay una relación fija entre su presión y temperatura. En este caso presión y temperatura no son propiedades independientes (Jones & Dugan, 1997).
- Dos o más fases de una sustancia pura pueden coexistir en equilibrio en condiciones de saturación. Cualquier fase en una sustancia que exista bajo estas condiciones se conoce como fase saturada (Jones & Dugan, 1997).

Líquido comprimido y saturado

(Cengel & Boles, 2009)

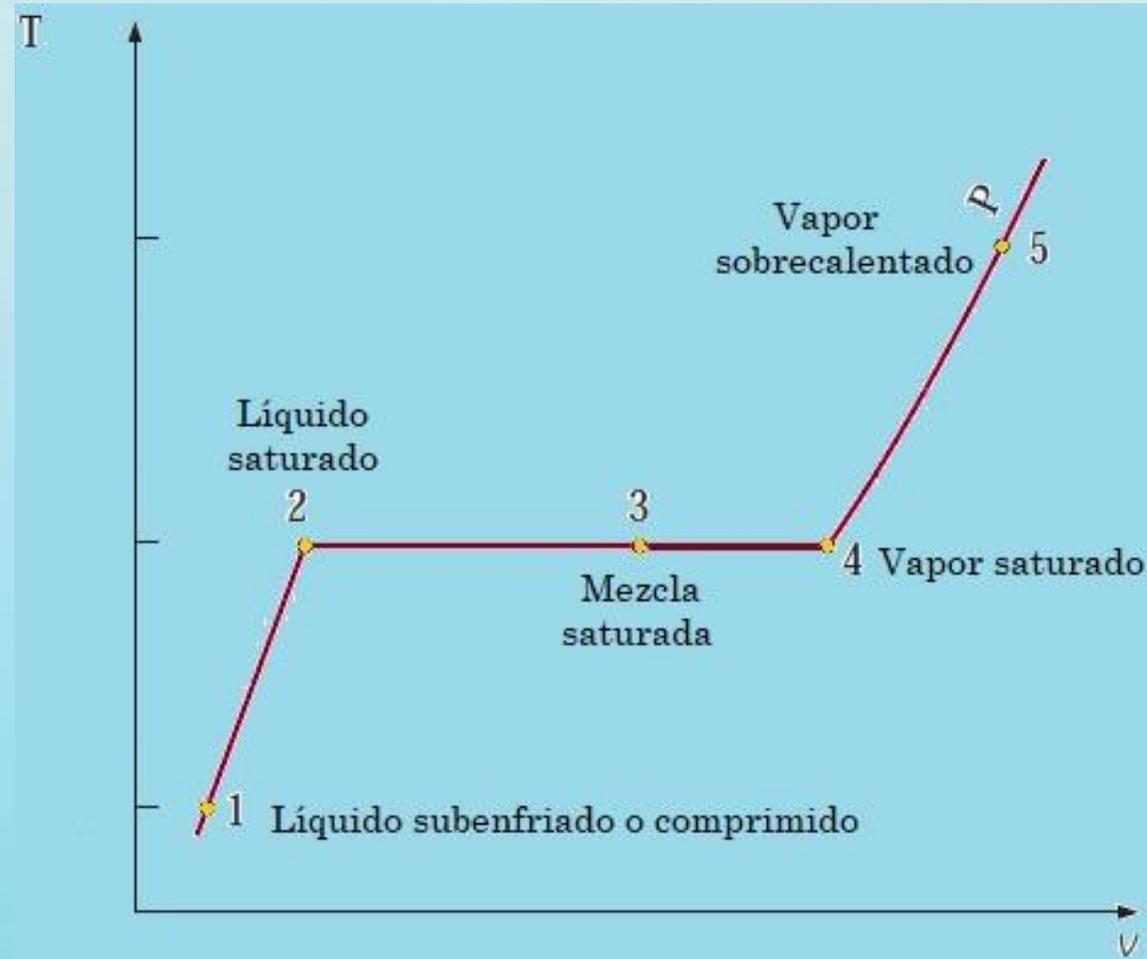
- Agua en estado líquido a una presión P y temperatura T que existe en fase líquida y no está a punto de evaporarse se denominada líquido comprimido o subenfriado.
- Al transferirle energía en forma de calor para aumentar la temperatura un ΔT , el agua líquida aumenta su volumen específico y se expande un Δv manteniéndose la presión P constante.
- Con el continuo suministro de calor el agua aumenta su temperatura hasta llegar a la de saturación T_s . Un líquido que está a punto de vaporizarse se llama líquido saturado.
- Cualquier adición de calor hace que parte del agua se vaporice a una temperatura T_s y presión P iniciando el proceso de cambio de fase de líquido a vapor.

Vapor saturado y vapor sobrecalentado

(Cengel & Boles, 2009)

- El proceso de cambio de fase se mantiene a la temperatura T_{sat} y presión P hasta que todo el líquido se vaporiza.
- Si se extrae cierta cantidad de calor, parte del vapor de agua empezará a cambiar su fase a líquido. Un vapor a punto de condensarse se denomina vapor saturado.
- Los estados intermedios en el proceso de líquido saturado a vapor saturado se conocen como vapor húmedo o una mezcla saturada de líquido vapor.
- Al suministrarle más calor al agua que tiene fase de vapor, la temperatura aumentará y la presión se mantendrá constante obteniendo vapor sobrecalentado.

Diagrama $T - v$ para el proceso de calentamiento a presión constante



(Cengel & Boles, 2009)

Temperatura de saturación y presión de saturación

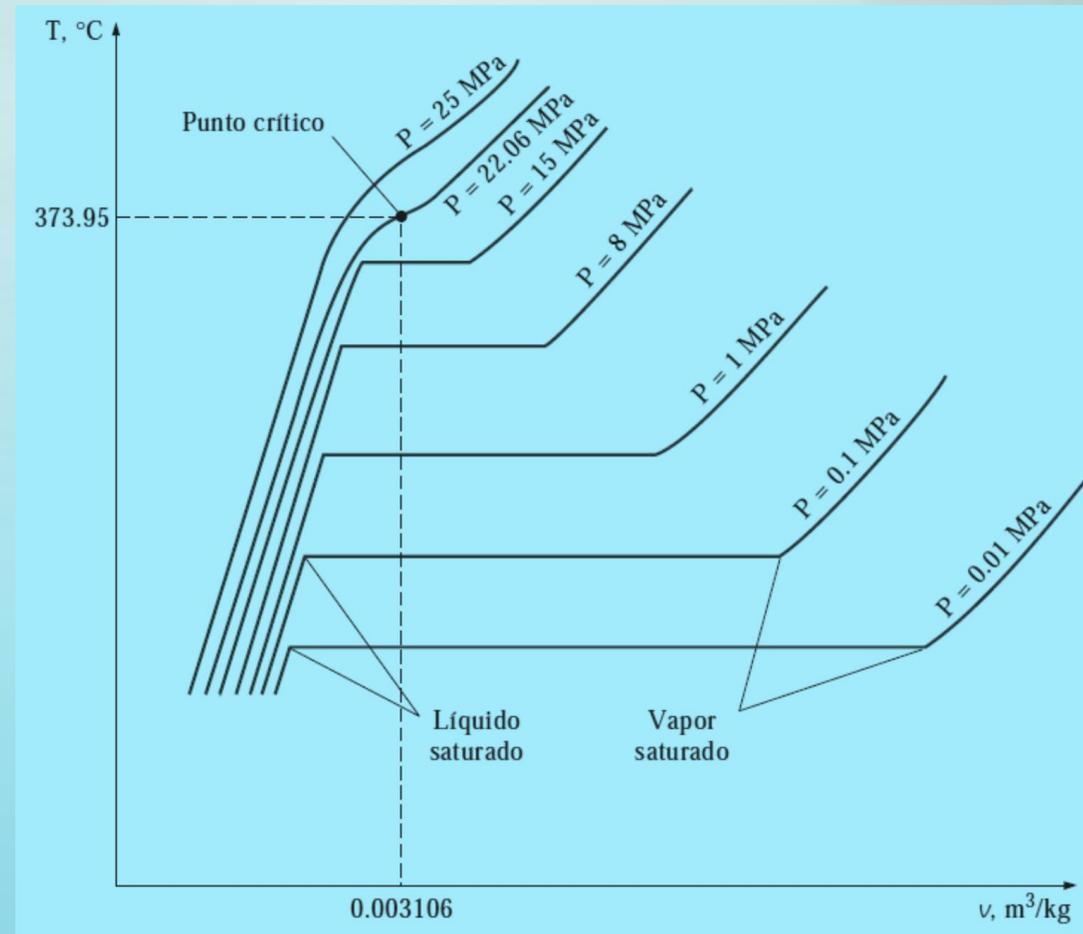
(Cengel & Boles, 2009)

- A una determinada presión, la temperatura a la que una sustancia pura cambia de fase se llama temperatura de saturación, T_{sat} .
- Del mismo modo, a una temperatura determinada, la presión a la que una sustancia pura cambia de fase se llama presión de saturación, P_{sat} .
- La cantidad de energía para fundir un sólido o vaporizar un líquido se conoce erróneamente como calor latente de fusión o calor latente de evaporación, respectivamente.
- Tanto la presión atmosférica como la temperatura de ebullición del agua disminuyen con la altura. Por cada 1 000 m de aumento, la temperatura de ebullición desciende poco más de 3°C.

Diagramas de propiedades para procesos de cambio de fase (Cengel & Boles, 2009)

Diagrama $T - v$

- A mayor presión el volumen específico es más pequeño en líquido comprimido.
- En saturación, tanto la temperatura de vaporización como el volumen específico del líquido saturado son más grandes.
- El volumen específico del vapor saturado es más pequeño.



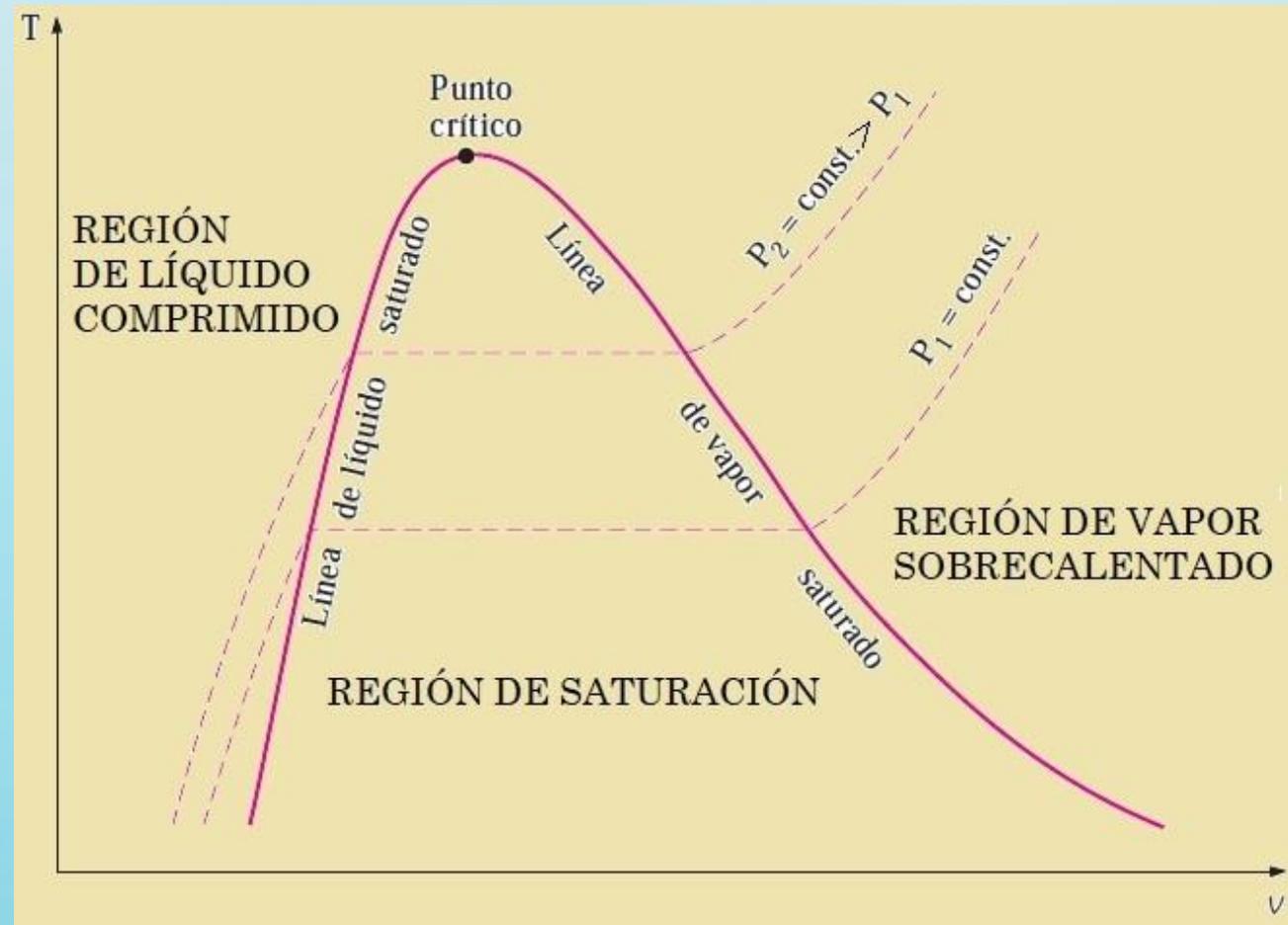
Punto crítico (Cengel & Boles, 2009)

- A medida que aumenta la presión, esta línea de saturación se acorta y se convierte en un punto.
- Este punto se llama punto crítico y se define como el punto en el que los estados de líquido saturado y vapor saturado son idénticos.
- La temperatura, la presión y el volumen específico de una sustancia en el punto crítico se denominan, respectivamente temperatura crítica T_{cr} , presión crítica P_{cr} y volumen específico crítico v_{cr} .
- Para el agua, las propiedades del punto crítico son $P_{cr} = 22.06 \text{ MPa}$, $T_{cr} = 373^\circ\text{C}$ y $v_{cr} = 0.003106 \text{ m}^3/\text{kg}$.

Domo (Cengel & Boles, 2009)

- Los estados de líquido saturado pueden conectarse mediante una línea llamada línea de líquido saturado, y los de vapor saturado mediante la línea de vapor saturado. Estas dos líneas se unen en el punto crítico formando un domo.
- En estas dos regiones la sustancia existe en una sola fase, líquida o vapor.
- Todos los estados que abarcan ambas fases en equilibrio se localizan bajo el domo, en la llamada región de vapor húmedo o región de saturación.

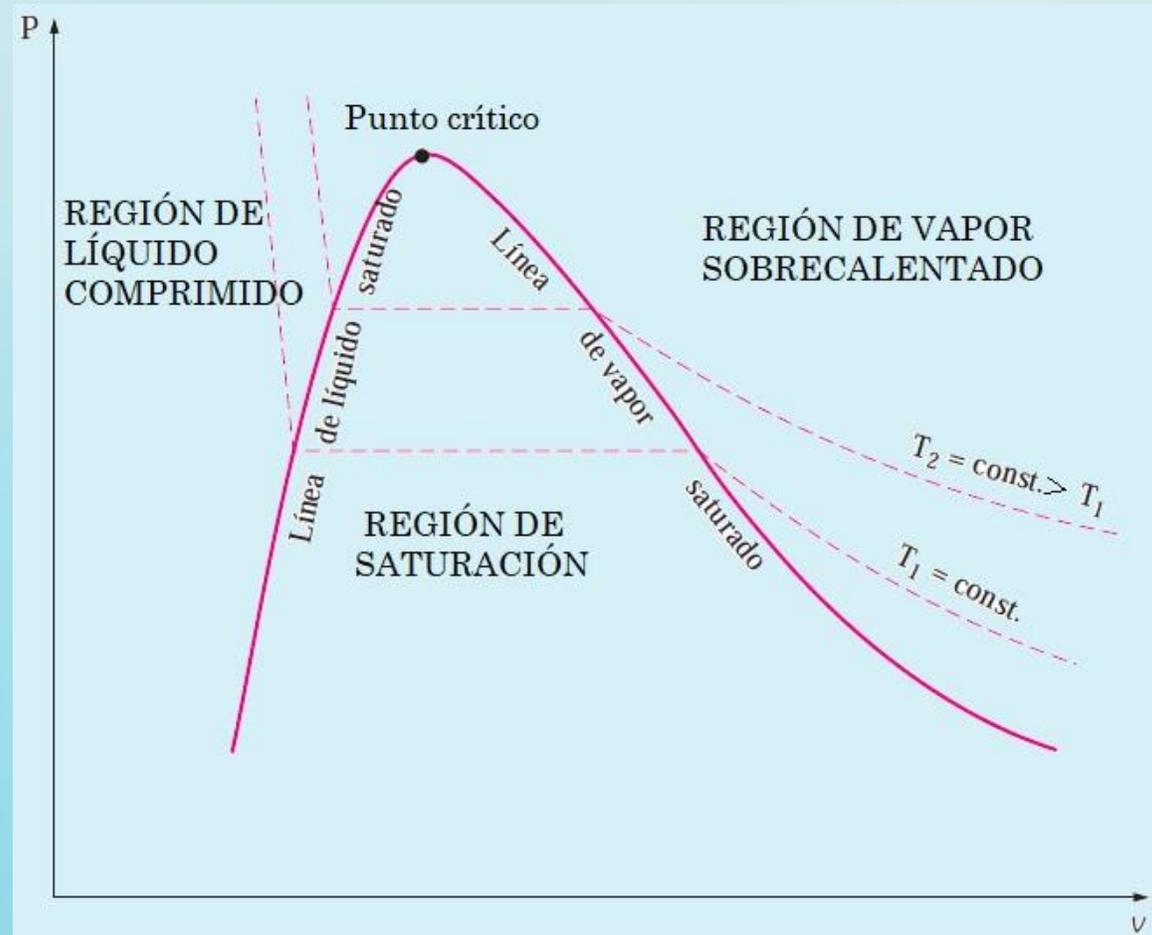
Diagrama Tv de una sustancia pura



(Cengel & Boles, 2009)

Juan Carlos Posadas Basurto

Diagrama Pv de una sustancia pura

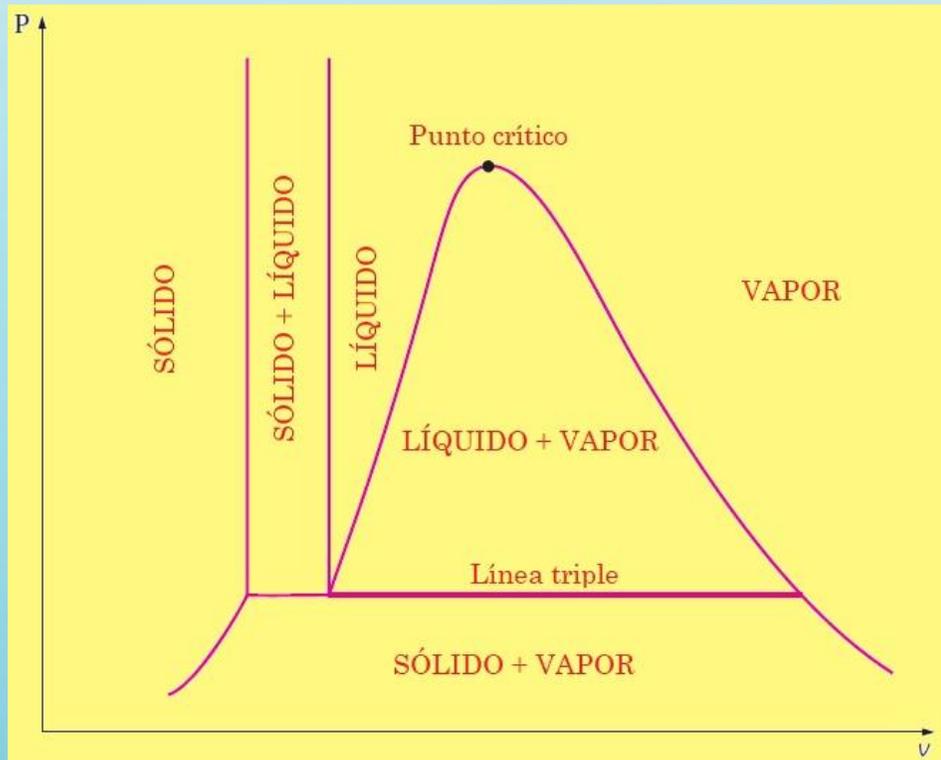


(Cengel & Boles, 2009)

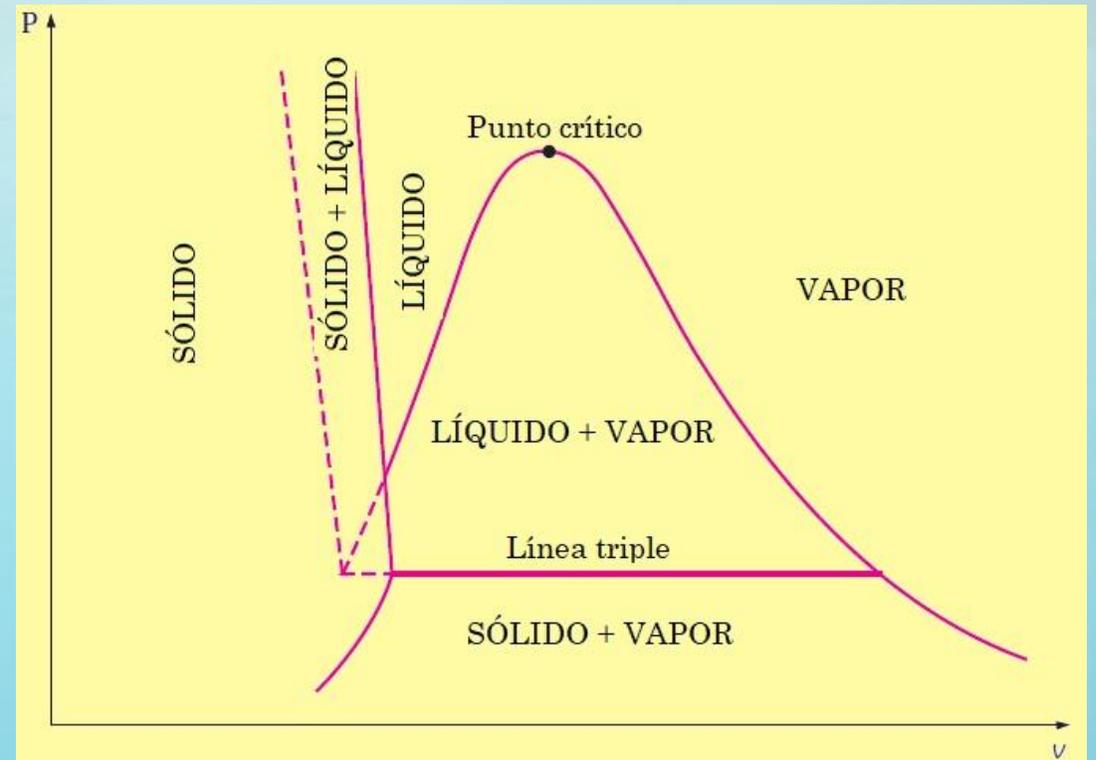
Juan Carlos Posadas Basurto

Diagrama Pv con fase sólida

Sustancia que se contrae al congelarse



Sustancia que se expande al congelarse



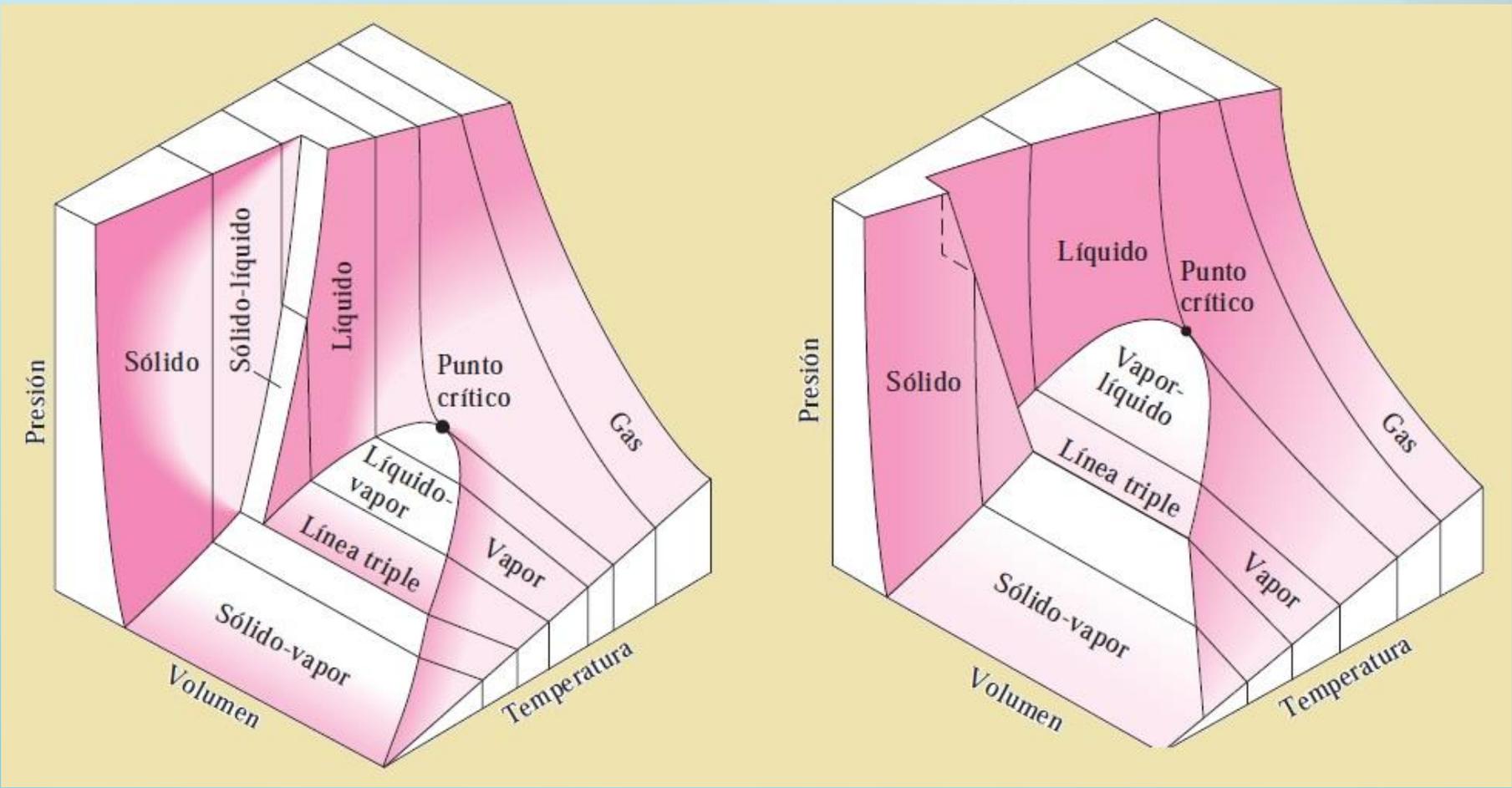
(Cengel & Boles, 2009)
Juan Carlos Posadas Basurto

Diagrama PT de una sustancia pura



(Cengel & Boles, 2009)
Juan Carlos Posadas Basurto

Superficie PvT



(Cengel & Boles, 2009)
Juan Carlos Posadas Basurto

Tablas de propiedades en saturación (T)

(Cengel & Boles, 2009)

Agua saturada. Tabla de temperaturas

Temp., T °C	Pres. sat., P_{sat} kPa	Volumen específico, m^3/kg		Energía interna, kJ/kg			Entalpía, kJ/kg			Entropía, kJ/kg · K		
		Líqu. sat., v_f	Vapor sat., v_g	Líqu. sat., u_f	Evap., u_{fg}	Vapor sat., u_g	Líqu. sat., h_f	Evap., h_{fg}	Vapor sat., h_g	Líqu. sat., s_f	Evap., s_{fg}	Vapor sat., s_g
0.01	0.6117	0.001000	206.00	0.000	2374.9	2374.9	0.001	2500.9	2500.9	0.0000	9.1556	9.1556
5	0.8725	0.001000	147.03	21.019	2360.8	2381.8	21.020	2489.1	2510.1	0.0763	8.9487	9.0249
10	1.2281	0.001000	106.32	42.020	2346.6	2388.7	42.022	2477.2	2519.2	0.1511	8.7488	8.8999
15	1.7057	0.001001	77.885	62.980	2332.5	2395.5	62.982	2465.4	2528.3	0.2245	8.5559	8.7803
20	2.3392	0.001002	57.762	83.913	2318.4	2402.3	83.915	2453.5	2537.4	0.2965	8.3696	8.6661
25	3.1698	0.001003	43.340	104.83	2304.3	2409.1	104.83	2441.7	2546.5	0.3672	8.1895	8.5567
30	4.2469	0.001004	32.879	125.73	2290.2	2415.9	125.74	2429.8	2555.6	0.4368	8.0152	8.4520
35	5.6291	0.001006	25.205	146.63	2276.0	2422.7	146.64	2417.9	2564.6	0.5051	7.8466	8.3517
40	7.3851	0.001008	19.515	167.53	2261.9	2429.4	167.53	2406.0	2573.5	0.5724	7.6832	8.2556
45	9.5953	0.001010	15.251	188.43	2247.7	2436.1	188.44	2394.0	2582.4	0.6386	7.5247	8.1633
50	12.352	0.001012	12.026	209.33	2233.4	2442.7	209.34	2382.0	2591.3	0.7038	7.3710	8.0748
55	15.763	0.001015	9.5639	230.24	2219.1	2449.3	230.26	2369.8	2600.1	0.7680	7.2218	7.9898
60	19.947	0.001017	7.6670	251.16	2204.7	2455.9	251.18	2357.7	2608.8	0.8313	7.0769	7.9082
65	25.043	0.001020	6.1935	272.09	2190.3	2462.4	272.12	2345.4	2617.5	0.8937	6.9360	7.8296
70	31.202	0.001023	5.0396	293.04	2175.8	2468.9	293.07	2333.0	2626.1	0.9551	6.7989	7.7540

Tablas de propiedades en saturación (P)

(Cengel & Boles, 2009)

Agua saturada. Tabla de presiones

Pres., P kPa	Temp. sat., T_{sat} °C	Volumen específico, m^3/kg		Energía interna, kJ/kg			Entalpía, kJ/kg			Entropía, $\text{kJ}/\text{kg} \cdot \text{K}$		
		Líqu. sat., v_f	Vapor sat., v_g	Líqu. sat., u_f	Evap., u_{fg}	Vapor sat., u_g	Líqu. sat., h_f	Evap., h_{fg}	Vapor sat., h_g	Líqu. sat., s_f	Evap., s_{fg}	Vapor sat., 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
20	60.06	0.001017	7.6481	251.40	2204.6	2456.0	251.42	2357.5	2608.9	0.8320	7.0752	7.9073
25	64.96	0.001020	6.2034	271.93	2190.4	2462.4	271.96	2345.5	2617.5	0.8932	6.9370	7.8302
30	69.09	0.001022	5.2287	289.24	2178.5	2467.7	289.27	2335.3	2624.6	0.9441	6.8234	7.7675
40	75.86	0.001026	3.9933	317.58	2158.8	2476.3	317.62	2318.4	2636.1	1.0261	6.6430	7.6691
50	81.32	0.001030	3.2403	340.49	2142.7	2483.2	340.54	2304.7	2645.2	1.0912	6.5019	7.5931

Notas aclaratorias

- El subíndice f se emplea para denotar propiedades de un líquido saturado y el subíndice g para expresar las propiedades de vapor saturado.
- Otro subíndice común es fg , el cual denota la diferencia entre los valores de vapor saturado y líquido saturado de la misma propiedad.
- Las tablas muestran nuevas propiedades del fluido de trabajo que no se definirán en esta presentación
 - ✓ Energía interna u
 - ✓ Entalpía $h = u + pv$
 - ✓ Entropía s

Mezcla saturada de líquido vapor

(Cengel & Boles, 2009)

- En el proceso de evaporación la sustancia existe con una parte líquida y otra de vapor. Es una mezcla de líquido saturado y vapor saturado.
- La proporción en que se hallan dentro de la mezcla las fases líquida y de vapor se determina por una nueva propiedad llamada la calidad o título x definida como la razón entre la masa de vapor y la masa total de la mezcla. La calidad de un sistema compuesto por líquido saturado es 0 (o 0 por ciento) y la de uno compuesto por vapor saturado es 1 (o 100 por ciento).
- Durante el proceso de vaporización sólo cambia la cantidad de líquido saturado, no sus propiedades, y lo mismo sucede con el vapor saturado.

Propiedades en zona de mezcla

(Cengel & Boles, 2009)

- Para obtener el valor de cualquier propiedad que se encuentre en zona de mezcla con una calidad x se utiliza la siguiente ecuación

$$\phi = \phi_f + x\phi_{fg}$$

- Donde ϕ es la propiedad analizada (volumen, energía interna, entalpia, entropía) y su dominio es

$$\phi_f \leq \phi \leq \phi_g$$

Vapor de agua sobrecalentado

Vapor de agua sobrecalentado

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	v m ³ /kg	u kJ/kg	h kJ/kg	s kJ/kg · K
	$P = 0.01 \text{ MPa (45.81}^\circ\text{C)}^*$				$P = 0.05 \text{ MPa (81.32}^\circ\text{C)}$				$P = 0.10 \text{ MPa (99.61}^\circ\text{C)}$			
Sat.†	14.670	2437.2	2583.9	8.1488	3.2403	2483.2	2645.2	7.5931	1.6941	2505.6	2675.0	7.3589
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	1.6959	2506.2	2675.8	7.3611
150	19.513	2587.9	2783.0	8.6893	3.8897	2585.7	2780.2	7.9413	1.9367	2582.9	2776.6	7.6148
200	21.826	2661.4	2879.6	8.9049	4.3562	2660.0	2877.8	8.1592	2.1724	2658.2	2875.5	7.8356
250	24.136	2736.1	2977.5	9.1015	4.8206	2735.1	2976.2	8.3568	2.4062	2733.9	2974.5	8.0346
300	26.446	2812.3	3076.7	9.2827	5.2841	2811.6	3075.8	8.5387	2.6389	2810.7	3074.5	8.2172
400	31.063	2969.3	3280.0	9.6094	6.2094	2968.9	3279.3	8.8659	3.1027	2968.3	3278.6	8.5452
500	35.680	3132.9	3489.7	9.8998	7.1338	3132.6	3489.3	9.1566	3.5655	3132.2	3488.7	8.8362
600	40.296	3303.3	3706.3	10.1631	8.0577	3303.1	3706.0	9.4201	4.0279	3302.8	3705.6	9.0999
700	44.911	3480.8	3929.9	10.4056	8.9813	3480.6	3929.7	9.6626	4.4900	3480.4	3929.4	9.3424
800	49.527	3665.4	4160.6	10.6312	9.9047	3665.2	4160.4	9.8883	4.9519	3665.0	4160.2	9.5682
900	54.143	3856.9	4398.3	10.8429	10.8280	3856.8	4398.2	10.1000	5.4137	3856.7	4398.0	9.7800
1000	58.758	4055.3	4642.8	11.0429	11.7513	4055.2	4642.7	10.3000	5.8755	4055.0	4642.6	9.9800
1100	63.373	4260.0	4893.8	11.2326	12.6745	4259.9	4893.7	10.4897	6.3372	4259.8	4893.6	10.1698
1200	67.989	4470.9	5150.8	11.4132	13.5977	4470.8	5150.7	10.6704	6.7988	4470.7	5150.6	10.3504
1300	72.604	4687.4	5413.4	11.5857	14.5209	4687.3	5413.3	10.8429	7.2605	4687.2	5413.3	10.5229

(Cengel & Boles, 2009)

Juan Carlos Posadas Basurto

Propiedades en zona de vapor sobrecalentado

(Cengel & Boles, 2009)

- Como la región sobrecalentada es de una sola fase (únicamente la de vapor), la temperatura y la presión ya no son propiedades dependientes y pueden usarse de manera conveniente como dos propiedades independientes en las tablas.
- La temperatura de saturación se da en las tablas entre paréntesis después del valor de presión.

Agua líquida comprimida (Cengel & Boles, 2009)

Agua líquida comprimida													
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	v m ³ /kg	u kJ/kg	h kJ/kg	s kJ/kg · K	
$P = 5 \text{ MPa (263.94}^\circ\text{C)}$					$P = 10 \text{ MPa (311.00}^\circ\text{C)}$				$P = 15 \text{ MPa (342.16}^\circ\text{C)}$				
Sat.	0.0012862	1148.1	1154.5	2.9207	0.0014522	1393.3	1407.9	3.3603	0.0016572	1585.5	1610.3	3.6848	
0	0.0009977	0.04	5.03	0.0001	0.0009952	0.12	10.07	0.0003	0.0009928	0.18	15.07	0.0004	
20	0.0009996	83.61	88.61	0.2954	0.0009973	83.31	93.28	0.2943	0.0009951	83.01	97.93	0.2932	
40	0.0010057	166.92	171.95	0.5705	0.0010035	166.33	176.37	0.5685	0.0010013	165.75	180.77	0.5666	
60	0.0010149	250.29	255.36	0.8287	0.0010127	249.43	259.55	0.8260	0.0010105	248.58	263.74	0.8234	
80	0.0010267	333.82	338.96	1.0723	0.0010244	332.69	342.94	1.0691	0.0010221	331.59	346.92	1.0659	
100	0.0010410	417.65	422.85	1.3034	0.0010385	416.23	426.62	1.2996	0.0010361	414.85	430.39	1.2958	
120	0.0010576	501.91	507.19	1.5236	0.0010549	500.18	510.73	1.5191	0.0010522	498.50	514.28	1.5148	
140	0.0010769	586.80	592.18	1.7344	0.0010738	584.72	595.45	1.7293	0.0010708	582.69	598.75	1.7243	
160	0.0010988	672.55	678.04	1.9374	0.0010954	670.06	681.01	1.9316	0.0010920	667.63	684.01	1.9259	
180	0.0011240	759.47	765.09	2.1338	0.0011200	756.48	767.68	2.1271	0.0011160	753.58	770.32	2.1206	
200	0.0011531	847.92	853.68	2.3251	0.0011482	844.32	855.80	2.3174	0.0011435	840.84	858.00	2.3100	
220	0.0011868	938.39	944.32	2.5127	0.0011809	934.01	945.82	2.5037	0.0011752	929.81	947.43	2.4951	
240	0.0012268	1031.6	1037.7	2.6983	0.0012192	1026.2	1038.3	2.6876	0.0012121	1021.0	1039.2	2.6774	
260	0.0012755	1128.5	1134.9	2.8841	0.0012653	1121.6	1134.3	2.8710	0.0012560	1115.1	1134.0	2.8586	
280					0.0013226	1221.8	1235.0	3.0565	0.0013096	1213.4	1233.0	3.0410	
300					0.0013980	1329.4	1343.3	3.2488	0.0013783	1317.6	1338.3	3.2279	
320									0.0014733	1431.9	1454.0	3.4263	
340									0.0016311	1567.9	1592.4	3.6555	

Propiedades en zona de líquido comprimido

(Cengel & Boles, 2009)

- Una de las razones por las que no hay datos para líquido comprimido es la relativa independencia de sus propiedades respecto a la presión.
- La variación de las propiedades de líquido comprimido con la presión es muy ligera: aumentar 100 veces esta última ocasiona que las propiedades cambien menos de 1 por ciento.
- A falta de datos para líquido comprimido, una aproximación general es considerar al líquido comprimido como un líquido saturado a la temperatura dada. Esto se debe a que las propiedades del líquido comprimido tienen mayor dependencia de la temperatura que de la presión.

Ecuación de estado de gas ideal

(Cengel & Boles, 2009)

- Toda ecuación que relacione la presión, la temperatura y el volumen específico de una sustancia se denomina ecuación de estado.
- En 1662 el inglés Robert Boyle observó durante sus experimentos con una cámara de vacío que la presión de los gases es inversamente proporcional a su volumen. En 1802, los franceses J. Charles y J. Gay-Lussac determinaron de modo experimental que a bajas presiones el volumen de un gas es proporcional a su temperatura. De lo anterior se dedujo la ecuación de estado del gas ideal

$$P = R \left(\frac{T}{v} \right)$$

- La constante de proporcionalidad R es la constante del gas.

Constante universal de los gases

(Cengel & Boles, 2009)

- La constante R de un gas particular se obtiene mediante la ecuación

$$R = \frac{R_u}{M} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{kgK}} \right]$$

- donde R_u es la constante universal de los gases y M es la masa molar (llamada también peso molecular) del gas. La constante R_u es la misma para todas las sustancias y su valor es

$$R_u = 8.31447 \frac{\text{kJ}}{\text{kmolK}} = 1.98588 \frac{\text{Btu}}{\text{lbmolR}}$$

Consideraciones de un gas ideal

(Cengel & Boles, 2009)

- La relación de gas ideal se aproxima mucho al comportamiento $P - v - T$ de los gases reales a bajas densidades: ya que bajo condiciones que implican presiones bajas y temperaturas altas la densidad de un gas disminuye y se comporta como gas ideal.
- El vapor de agua se puede tratar como un gas ideal cuando la presión del vapor de agua es muy baja.
- La presión o temperatura de una sustancia es alta o baja en relación con su temperatura o presión críticas.

Factor de compresibilidad

(Cengel & Boles, 2009)

- Los gases se desvían del comportamiento de gas ideal en estados cercanos a la región de saturación y el punto crítico.
- Esta desviación a temperatura y presión especificadas se toma en cuenta con exactitud mediante la introducción de un factor de corrección llamado factor de compresibilidad Z , definido como

$$Z = \frac{Pv}{RT} = \frac{v_{real}}{v_{ideal}}$$

- Z puede ser mayor que 1, igual a 1 (gas ideal) o menor que 1.

Presión y temperatura reducidas

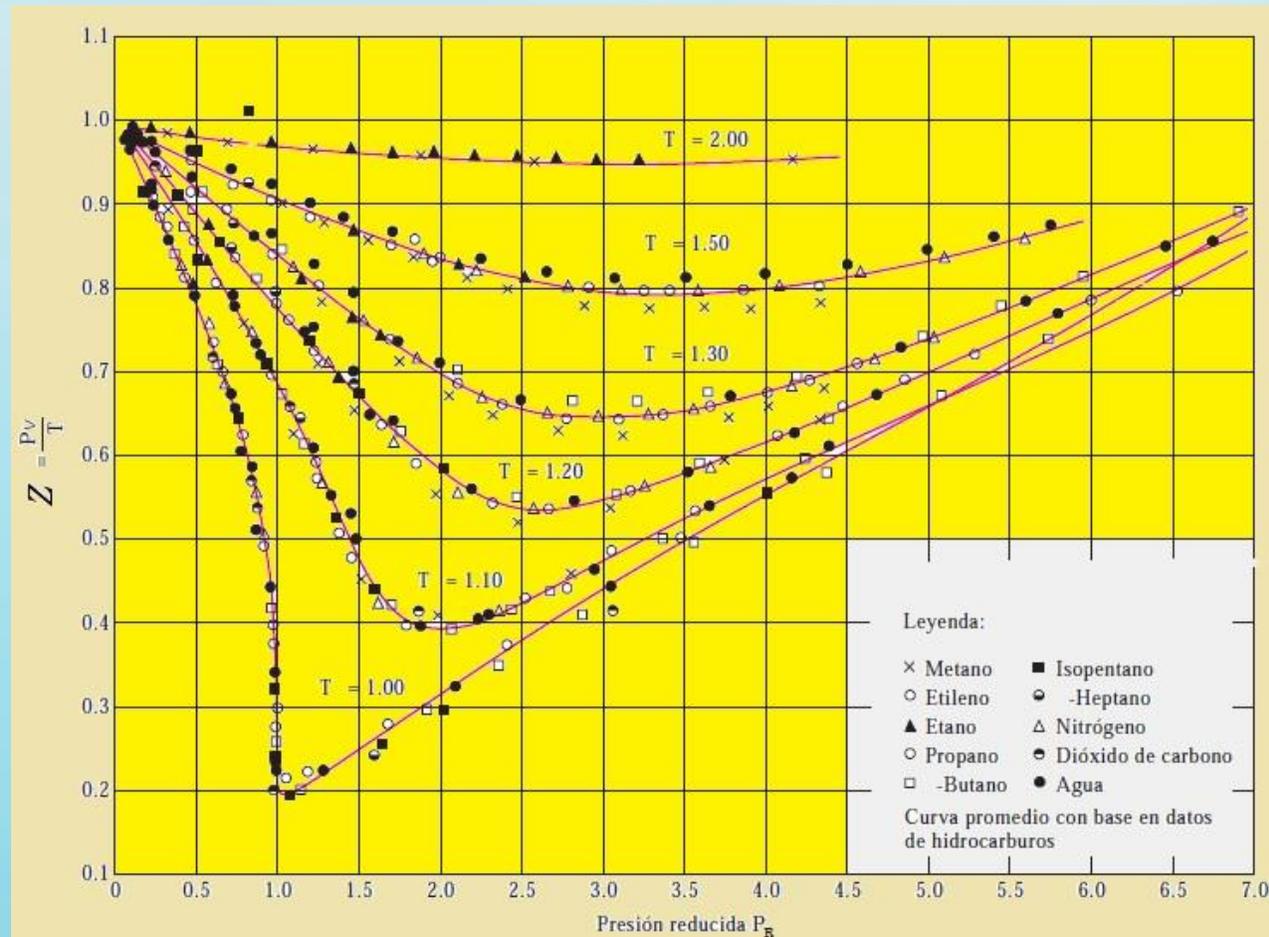
(Cengel & Boles, 2009)

- Los gases se comportan de manera muy parecida a temperaturas y presiones normalizadas respecto a su temperatura T_{cr} y presión P_{cr} críticas. La normalización se efectúa como

$$P_R = \frac{P}{P_{cr}} \quad y \quad T_R = \frac{T}{T_{cr}}$$

- Donde P_R es la presión reducida y T_R es la temperatura reducida.
- El factor Z para todos los gases es aproximadamente el mismo a iguales presión y temperatura reducidas, lo cual recibe el nombre de principio de estados correspondientes.
- Al ajustar los datos se obtiene la carta de compresibilidad generalizada, que puede emplearse para todos los gases

Comparación de factor Z para varios gases



(Cengel & Boles, 2009)

Juan Carlos Posadas Basurto

Volumen específico pseudorreducido

(Cengel & Boles, 2009)

- Cuando se tiene P y v o T y v en lugar de P y T , se puede utilizar la carta de compresibilidad definiendo otra propiedad reducida llamada volumen específico pseudorreducido v_R como

$$v_R = \frac{v_{real}}{RT_{cr}/P_{cr}}$$

- Nótese que v_R se relaciona con T_{cr} y P_{cr} pero no con v_{cr} .
- Las líneas de v_R constante se agregan también a la carta de compresibilidad, lo cual permite determinar T o P sin tener que recurrir a iteraciones tardadas.

Ecuación de estado de Van der Waals

(Cengel & Boles, 2009)

- Van der Waals intentó mejorar la ecuación de estado de gas ideal al incluir dos efectos no considerados:
 1. las fuerzas de atracción intermoleculares, (a/v^2) , y
 2. el volumen ocupado por las moléculas, b .
- A medida que aumenta la presión, el volumen ocupado por las moléculas se vuelve una parte cada vez más importante del volumen total. Van der Waals propuso corregir esto reemplazando v en la relación del gas ideal por $v - b$.

$$\left(P + \frac{a}{v^2}\right)(v - b) = RT$$

$$a = \frac{27R^2T_{cr}^2}{64P_{cr}}$$

$$b = \frac{RT_{cr}}{8P_{cr}}$$

Ecuación de estado de Beattie-Bridgeman

(Cengel & Boles, 2009)

- La ecuación de Beattie-Bridgeman, propuesta en 1928, se basa en cinco constantes determinadas de forma experimental. Se expresa como

$$P = \frac{R_u T}{\bar{v}^2} \left(1 - \frac{c}{\bar{v} T^3} \right) (\bar{v} + B) - \frac{A}{\bar{v}^2}$$

- Donde

$$A = A_0 \left(1 - \frac{a}{\bar{v}} \right)$$

$$B = B_0 \left(1 - \frac{b}{\bar{v}} \right)$$

- Las constantes se obtienen de tablas.
- La ecuación de Beattie-Bridgeman es razonablemente precisa para densidades de hasta $0.8\rho_{cr}$, donde ρ_{cr} es la densidad de la sustancia en el punto crítico.

Ecuación de estado de Benedict-Webb-Rubin

(Cengel & Boles, 2009)

- En 1940, Benedict, Webb y Rubin ampliaron la ecuación de Beattie-Bridgeman y consiguieron aumentar el número de constantes a ocho. Se expresa como

$$P = \frac{R_u T}{\bar{v}} + \left(B_0 R_u T - A_0 - \frac{C_0}{T^2} \right) \frac{1}{\bar{v}^2} + \frac{b R_u T - a}{\bar{v}^3} + \frac{a\alpha}{\bar{v}^6} + \frac{c}{\bar{v}^3 T^2} \left(1 + \frac{\gamma}{\bar{v}^2} \right) e^{-\frac{\gamma}{\bar{v}^2}}$$

- Los valores de las constantes se dan en tablas.
- Esta ecuación puede manejar sustancias a densidades de hasta $2.5\rho_{cr}$.
- En 1962, Strobridge amplió aún más esta ecuación al aumentar el número de constantes a 16.

Constantes de las ecuaciones de estado de Beattie-Bridgeman y Benedict-Webb-Rubin

a) Cuando P está en kPa, \bar{v} está en m^3/kmol , T en K y $R_u = 8.314 \text{ kPa} \cdot \text{m}^3/\text{kmol} \cdot \text{K}$, las cinco constantes de la ecuación de Beattie-Bridgeman son:

Gas	A_0	a	B_0	b	c
Aire	131.8441	0.01931	0.04611	-0.001101	4.34×10^4
Argón, Ar	130.7802	0.02328	0.03931	0.0	5.99×10^4
Dióxido de carbono, CO_2	507.2836	0.07132	0.10476	0.07235	6.60×10^5
Helio, He	2.1886	0.05984	0.01400	0.0	40
Hidrógeno, H_2	20.0117	-0.00506	0.02096	-0.04359	504
Nitrógeno, N_2	136.2315	0.02617	0.05046	-0.00691	4.20×10^4
Oxígeno, O_2	151.0857	0.02562	0.04624	0.004208	4.80×10^4

b) Cuando P está en kPa, \bar{v} está en m^3/kmol , T está en K y $R_u = 8.314 \text{ kPa} \cdot \text{m}^3/\text{kmol} \cdot \text{K}$, las ocho constantes de la ecuación de Benedict-Webb-Rubin son:

Gas	a	A_0	b	B_0	c	C_0	α	γ
n-butano, C_4H_{10}	190.68	1 021.6	0.039998	0.12436	3.205×10^7	1.006×10^8	1.101×10^{-3}	0.0340
Dióxido de carbono, CO_2	13.86	277.30	0.007210	0.04991	1.511×10^6	1.404×10^7	8.470×10^{-5}	0.00539
Monóxido de carbono, CO	3.71	135.87	0.002632	0.05454	1.054×10^5	8.673×10^5	1.350×10^{-4}	0.0060
Metano, CH_4	5.00	187.91	0.003380	0.04260	2.578×10^5	2.286×10^6	1.244×10^{-4}	0.0060
Nitrógeno, N_2	2.54	106.73	0.002328	0.04074	7.379×10^4	8.164×10^5	1.272×10^{-4}	0.0053

(Sonntag, Borgnakke, & Wylen, 2003)

Consideraciones de las ecuaciones de estado

(Cengel & Boles, 2009)

- Las ecuaciones de estado aplican sólo a la fase gaseosa de las sustancias. No se deben usar para líquidos o vapores húmedos.
- Para cálculos manuales se sugiere emplear por convención las tablas de propiedades o las ecuaciones de estado más simples.
- De las tres ecuaciones de estado Van der Waals, Beattie-Bridgeman y Benedict-Webb-Rubin, la de Benedict-Webb-Rubin es por lo común la más precisa.

Bibliografía

- Cengel, Y. A., & Boles, M. A. (2009). *Termodinámica* (Sexta ed.). México: McGraw Hill.
- Jones, J. B., & Dugan, R. E. (1997). *Ingeniería termodinámica*. México: Prentice Hall Hispanoamérica, S. A.
- Moran, M. J., Shapiro, H. N., Munson, B. R., & DeWitt, D. P. (2003). *Introduction to thermal systems engineering: thermodynamics, fluid mechanics, and heat transfer*. New York: John Wiley & Sons, Inc.
- Sonntag, R. E., Borgnakke, C., & Wylen, G. J. (2003). *Fundamentals of thermodynamics*. New Jersey: John Wiley & Sons, Inc.