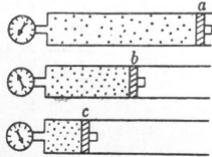
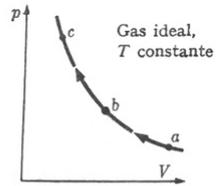
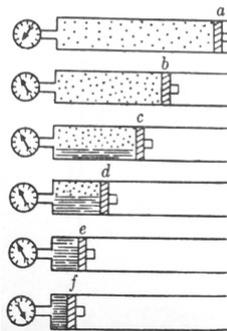
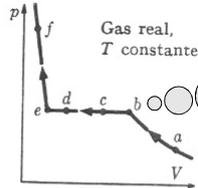


Gases Reales



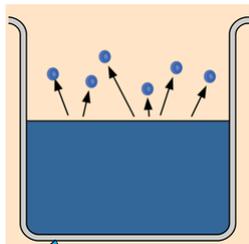
Si se comprime un gas ideal a temperatura constante, su presión sube pero sigue siendo un gas....



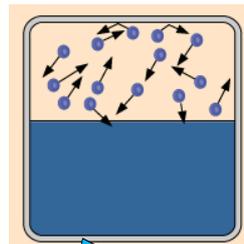
El volumen disminuye y la presión no cambia...es la **presión de vapor de saturación** para esa **Temperatura**

Si un gas REAL que está a una temperatura inferior a T_c se comprime, el gas se condensa (licúa)

Presión de vapor de saturación

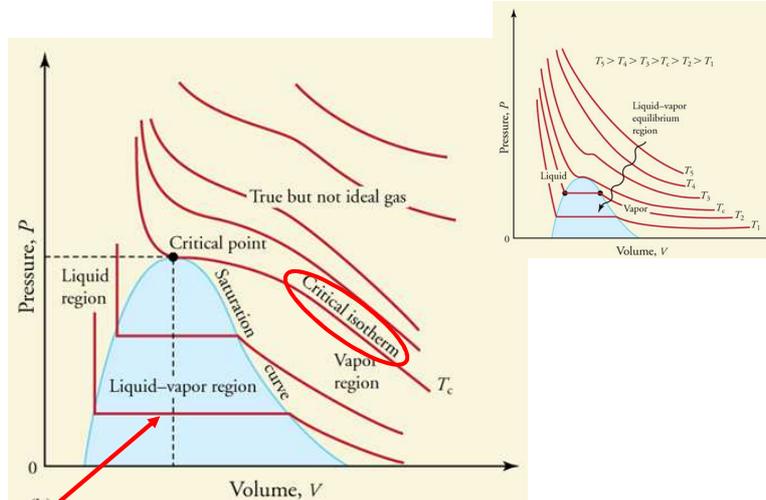


La evaporación es un fenómeno superficial: algunas moléculas tienen suficiente energía cinética para escapar



Si el contenedor está cerrado, se alcanza un equilibrio donde un número igual de moléculas vuelve a la superficie. La presión de este equilibrio se llama presión de vapor de saturación.

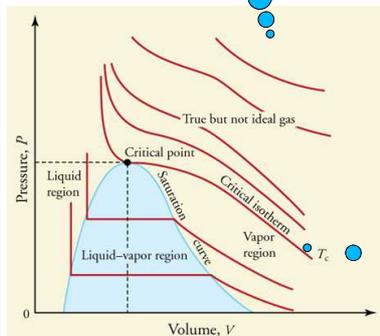
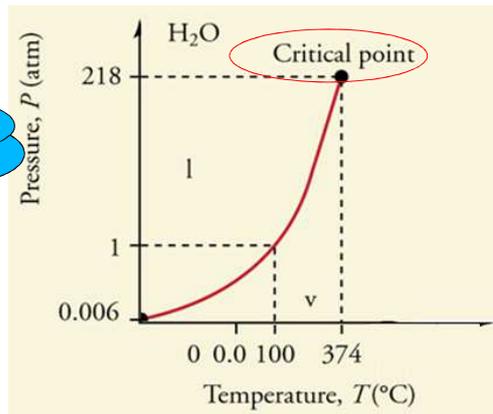
Isotermas para Gases Reales



Presión de vapor de saturación: presión a la cual coexisten fases líquida y vapor

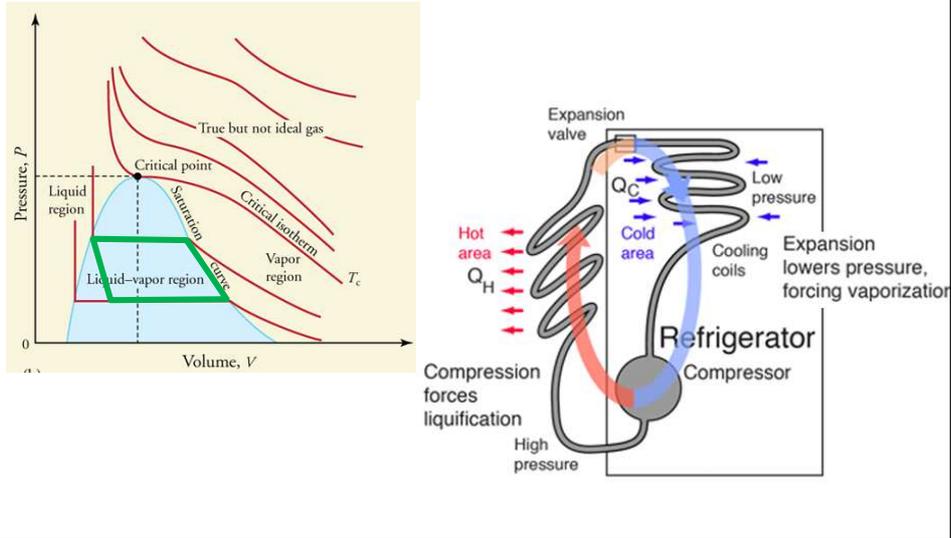
Presión de vapor vs. Temperatura

Para cada temperatura hay una presión de vapor de saturación.



El gas sólo se puede licuar por debajo de la temperatura crítica

Ciclos con transiciones de fase: el refrigerador



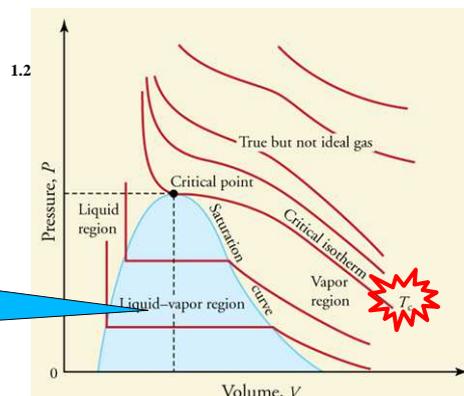
Temperaturas Críticas

Elemento	T_c (°C)	P_c (atm)	ρ_c (cm ³ /g)
● H ₂ O	374	218	3.14
● NH ₃	132	112	4.25
● Ar	-122	48	1.88
● He	-268	2.26	14.4
● CO ₂	31	73	2.17
● O ₂	-118.5		
● N ₂	-147.1	33,5	

- Pueden licuarse sin enfriamiento previo
- Deben ser enfriados para poder ser licuados

Por eso Boyle llegó a la ecuación de gases ideales...el aire a Temperatura ambiente está muy por encima de la Temperatura Crítica.

Si se desea licuar un gas hay que llevarlo por debajo de la T_c . A medida que aumenta la temperatura, hay que hacer más presión para que se licúe...hasta la T_c ...



Gas de Van der Waals

Un paso más allá del gas ideal!

a y b son parámetros distintos para cada gas.

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

Las moléculas tienen interacciones de corto alcance (atractivas) por lo tanto la presión sobre las paredes es menor que la del gas ideal.

Las moléculas tienen tamaño finito. El volumen disponible para que se muevan es menor al del recipiente.



Johannes van der Waals
(1837-1923)

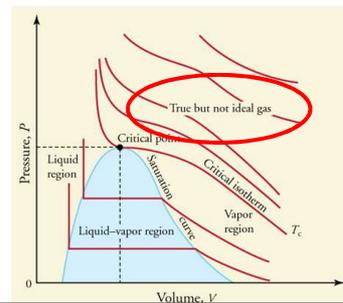
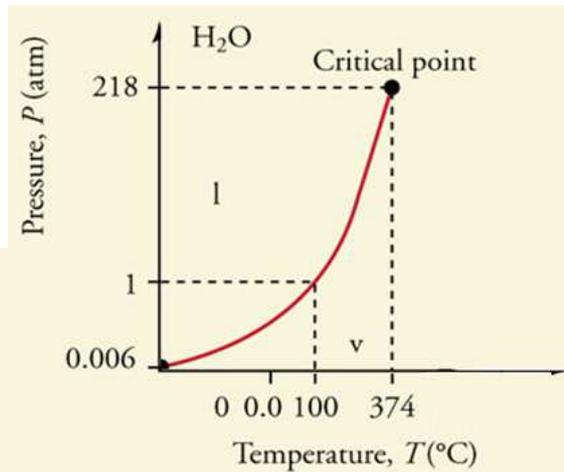
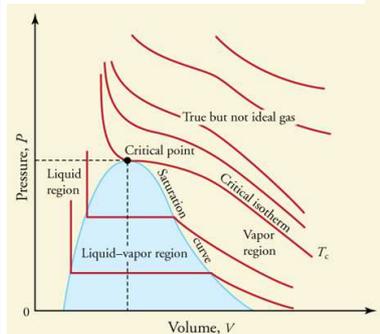
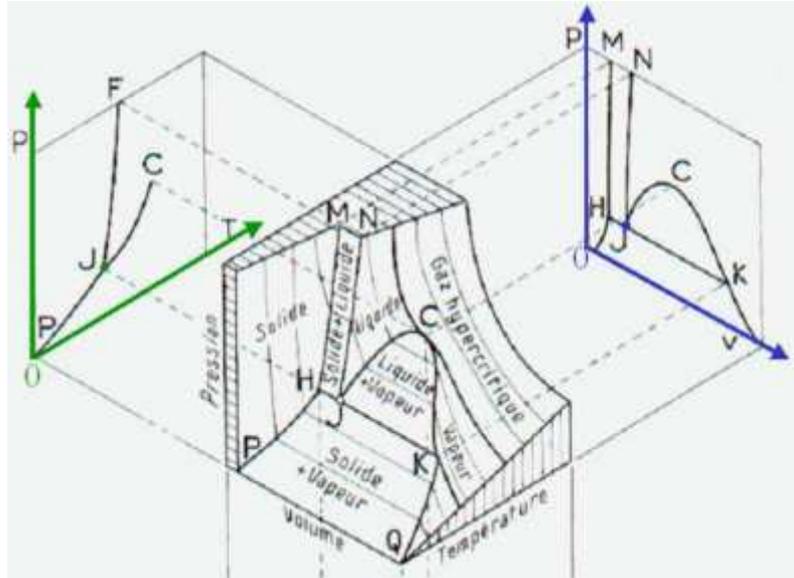


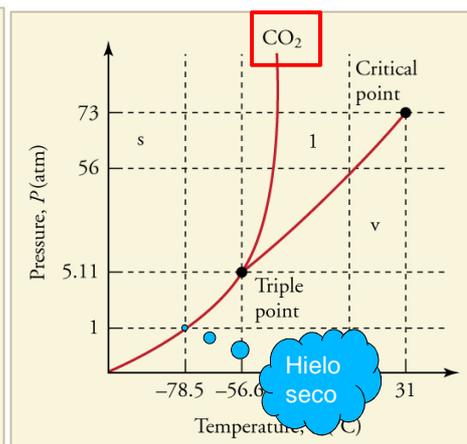
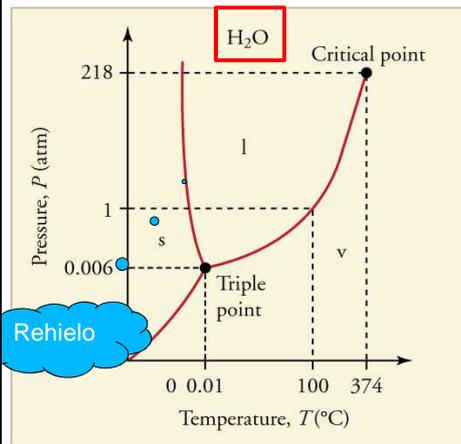
Diagrama de fases P-T



Diagramas de fases



El diagrama P-T (diagrama de Fases)



El punto triple es el punto en el que coexisten las fases líquida, vapor y sólida

El punto de solidificación de una sustancia que dilata al solidificar (ej. H_2O) descende al aumentar P

El punto de solidificación de una sustancia que contrae al solidificar (ej. CO_2) aumenta al aumentar P

Ecuación de Clausius-Clapeyron

Las ecuaciones de las curvas en el diagrama PT son complejas.
Sin embargo, a partir de sus pendientes se puede obtener mucha información

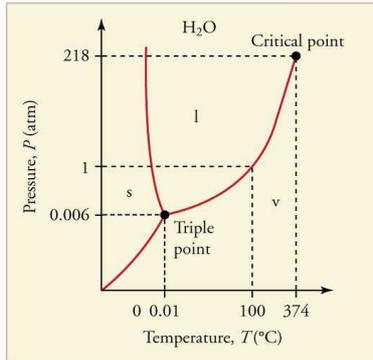
Ecuación de Clausius-Clapeyron

$$\frac{dP}{dT} = \frac{L}{T(v_2 - v_1)}$$

$$v = \frac{1}{\rho}$$

Volumen específico

1	2
S	L
L	V
S	V

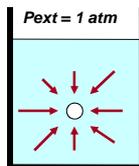


El punto de solidificación de una sustancia que dilata al solidificar (ej. H₂O) desciende al aumentar P
El punto de solidificación de una sustancia que contrae al solidificar (ej. CO₂) aumenta al aumentar P



Ebullición

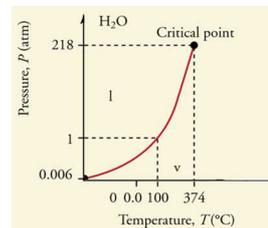
El punto de ebullición de un líquido es la T a la cual la $P_{\text{vapor}} = P_{\text{exterior}}$



$$T_0 = 80^\circ\text{C}$$

$$P_{\text{vapor}} = 0.4828 \text{ kg/cm}^2 \sim 0.5 \text{ atm}$$

Si se aumenta la T hasta 100°C,
 $P_{\text{vapor}} = 1 \text{ atm} = 1.033 \text{ Kg/cm}^2$



El agua hierve a distintas T en Bs. As (100°C), Córdoba (98.5°C) y Salta (90°C)

Si aumenta en forma súbita la presión, la ebullición cesa y necesitamos subir la T por encima de 100°C para poder llegar al punto de ebullición



Los puntos de solidificación también varían con la P_{exterior}



Humedad

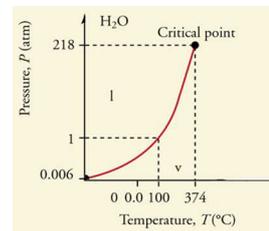
$$\text{Humedad absoluta} = \frac{\text{molec. de vapor de H}_2\text{O}}{\text{Volumen de la habitación}}$$

$$\text{Humedad relativa} = \frac{\text{Humedad absoluta}}{\text{Humedad absoluta máxima (T)}}$$

Temp (°C)	mmHg (Torr)	N/m ² (Pa)
-50	0.03	4
-10	1.95	2.60 × 10 ²
0	4.58	6.11 × 10 ²
5	6.54	8.72 × 10 ²
10	9.21	1.23 × 10 ³
15	12.8	1.71 × 10 ³
20	17.5	2.33 × 10 ³
25	23.8	3.17 × 10 ³
30	31.8	4.24 × 10 ³
40	55.3	7.37 × 10 ³
50	92.5	1.23 × 10 ⁴
60	149	1.99 × 10 ⁴

$$\text{Humedad Relativa} = \frac{\text{molec. de vapor de H}_2\text{O}}{\text{max. Molec. de vapor (T)}} = \frac{\text{presión parcial de vapor de H}_2\text{O}}{\text{presión de vapor de saturación (T)}}$$

La humedad relativa ambiente indica qué porcentaje de vapor está presente en el aire respecto del MAXIMO VAPOR PERMITIDO A ESTA TEMPERATURA



La presión parcial de vapor de agua en la atmósfera es de 10mmHg y la temp. ambiente es de 20°C cuál es la humedad relativa?? Y si la temperatura fuera 15°C? Qué sucede con la humedad relativa cuando la temperatura disminuye?

Y si la temperatura es de 10°C?

Temp (°C)	mmHg (Torr)	N/m ² (Pa)
-50	0.03	4
-10	1.95	2.60 × 10 ²
0	4.58	6.11 × 10 ²
5	6.54	8.72 × 10 ²
10	9.21	1.23 × 10 ³
15	12.8	1.71 × 10 ³
20	17.5	2.33 × 10 ³
25	23.8	3.17 × 10 ³
30	31.8	4.24 × 10 ³
40	55.3	7.37 × 10 ³
50	92.5	1.23 × 10 ⁴
60	149	1.99 × 10 ⁴

Por qué se condensa agua en los recipientes cerrados que están en la heladera

Punto de Rocío



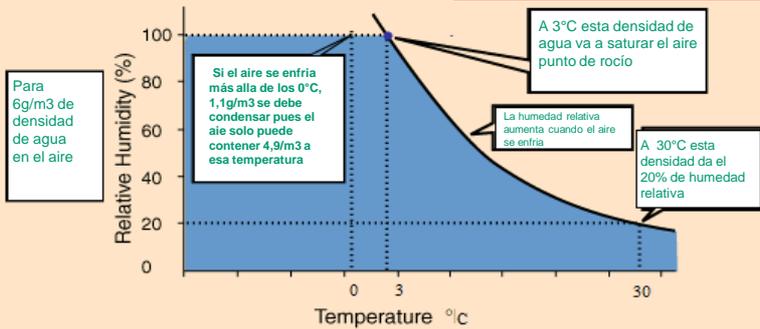
Por qué se empaña el espejo del baño cuando tomamos una ducha?



Si se enfría gradualmente el aire, baja la presión de vapor de saturación del aire, y la humedad relativa aumenta hasta alcanzar el 100% (punto de rocío).



Punto de rocío: Temperatura a la cual la presión de vapor de saturación iguala la presión parcial de vapor de H₂O (humedad relat. 100%)



Para 6g/m³ de densidad de agua en el aire

Si el aire se enfría más allá de los 0°C, 1.1g/m³ se debe condensar pues el aire solo puede contener 4.9g/m³ a esa temperatura

A 3°C esta densidad de agua va a saturar el aire punto de rocío

La humedad relativa aumenta cuando el aire se enfría

A 30°C esta densidad da el 20% de humedad relativa