

# Introdução à Química-Física

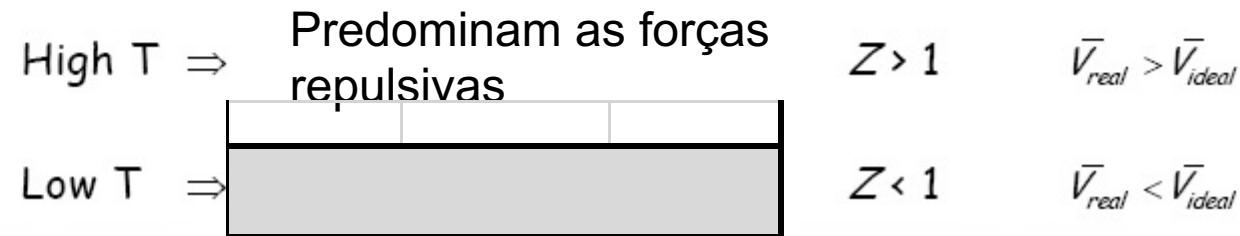
## Aula 2

11 de Outubro de 2021

## Gases reais

### (a) Factor de compressibilidade

$$p\bar{V} = ZRT \quad Z = \frac{\bar{V}_{\text{real}}}{\bar{V}_{\text{ideal}}}$$



### (b) Expansão do Virial

termos normalmente desprezados

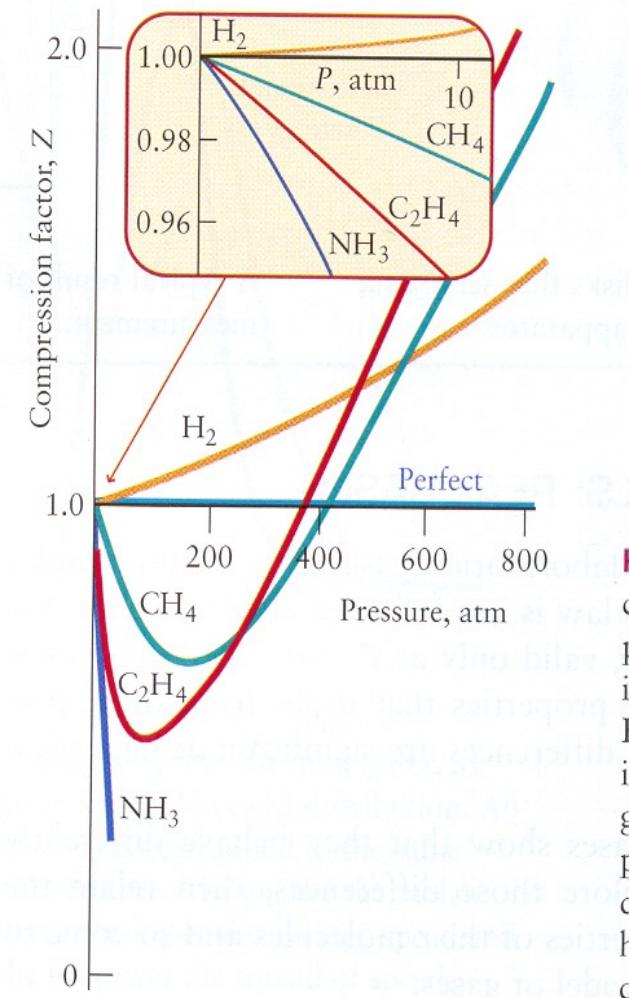
$$\frac{p\bar{V}}{RT} = Z(T) = 1 + \underbrace{\frac{B(T)}{\bar{V}}}_{\substack{\\ \text{termos normalmente desprezados}}} + \underbrace{\frac{C(T)}{\bar{V}^2}}_{\substack{\\ \text{termos normalmente desprezados}}} + \dots$$

As  $p \rightarrow 0, \bar{V} \rightarrow \infty, \Rightarrow$  Gás ideal

$B = 0 \Rightarrow$  Gás ideal

# Factor de compressibilidade - Z

$$Z = \frac{V_{\text{real}}}{V_{\text{ideal}}} = \frac{pV_m}{RT}$$



## Gases reais

### (c) Equação de estado de van der Waals

**só dois parâmetros deduzidos a partir de conceitos moleculares**

- 1º consideramos o modelo de esferas rígidas**

$$p\bar{V} = RT \quad \text{vem} \quad p(\bar{V} - b) = RT$$

- 2º consideramos as forças atractivas**

$$\text{So} \quad p = \left( \frac{RT}{\bar{V} - b} \right) \quad \text{vem} \quad p = \left( \frac{RT}{\bar{V} - b} \right) - \frac{a}{\bar{V}^2}$$

Rearranjando  $\Rightarrow$  
$$\left( p + \frac{a}{\bar{V}^2} \right)(\bar{V} - b) = RT$$

Equação dos gases perfeitos

$$PV=nRT$$

Equação de van der Waals

$$(P + \underbrace{an^2/V^2}_{\text{attractivas}})(V - \underbrace{nb}_{\text{repulsivas}}) = nRT$$

1873 J. D. van der Waals

Recebeu o Prémio Nobel da Física em 1910 pelo seu trabalho sobre as propriedades dos gases e dos líquidos.

# Constantes de van der Waals para alguns gases comuns

Equação de van der Waals

Gases não ideais

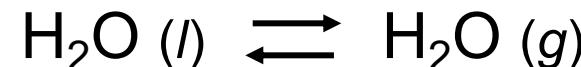
$$\left( P + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

$\underbrace{\hspace{2cm}}$        $\underbrace{\hspace{2cm}}$

Pressão corrigida      Volume corrigido

Gas	$a$ $\left( \frac{\text{atm} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2} \right)$	$b$ $\left( \frac{\text{L}}{\text{mol}} \right)$
He	0.034	0.0237
Ne	0.211	0.0171
Ar	1.34	0.0322
Kr	2.32	0.0398
Xe	4.19	0.0266
H <sub>2</sub>	0.244	0.0266
N <sub>2</sub>	1.39	0.0391
O <sub>2</sub>	1.36	0.0318
Cl <sub>2</sub>	6.49	0.0562
CO <sub>2</sub>	3.59	0.0427
CH <sub>4</sub>	2.25	0.0428
CCl <sub>4</sub>	20.4	0.138
NH <sub>3</sub>	4.17	0.0371
H <sub>2</sub> O	5.46	0.0305

A **pressão de vapor de equilíbrio** define-se como a pressão de vapor medida em condições de equilíbrio dinâmico entre a condensação e a evaporação.



### Equilíbrio dinâmico

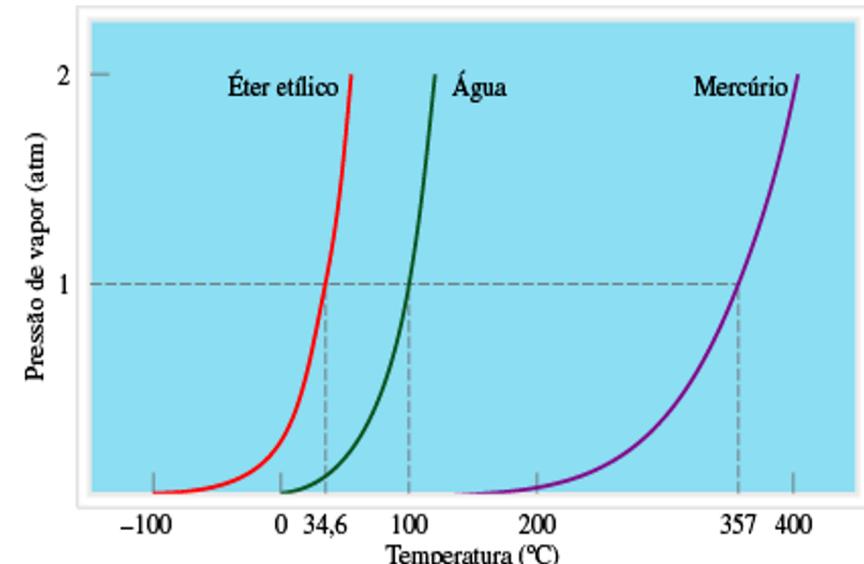
$$\text{Taxa de condensação} = \text{Taxa de evaporação}$$

### **Equação de Clausius-Clapeyron**

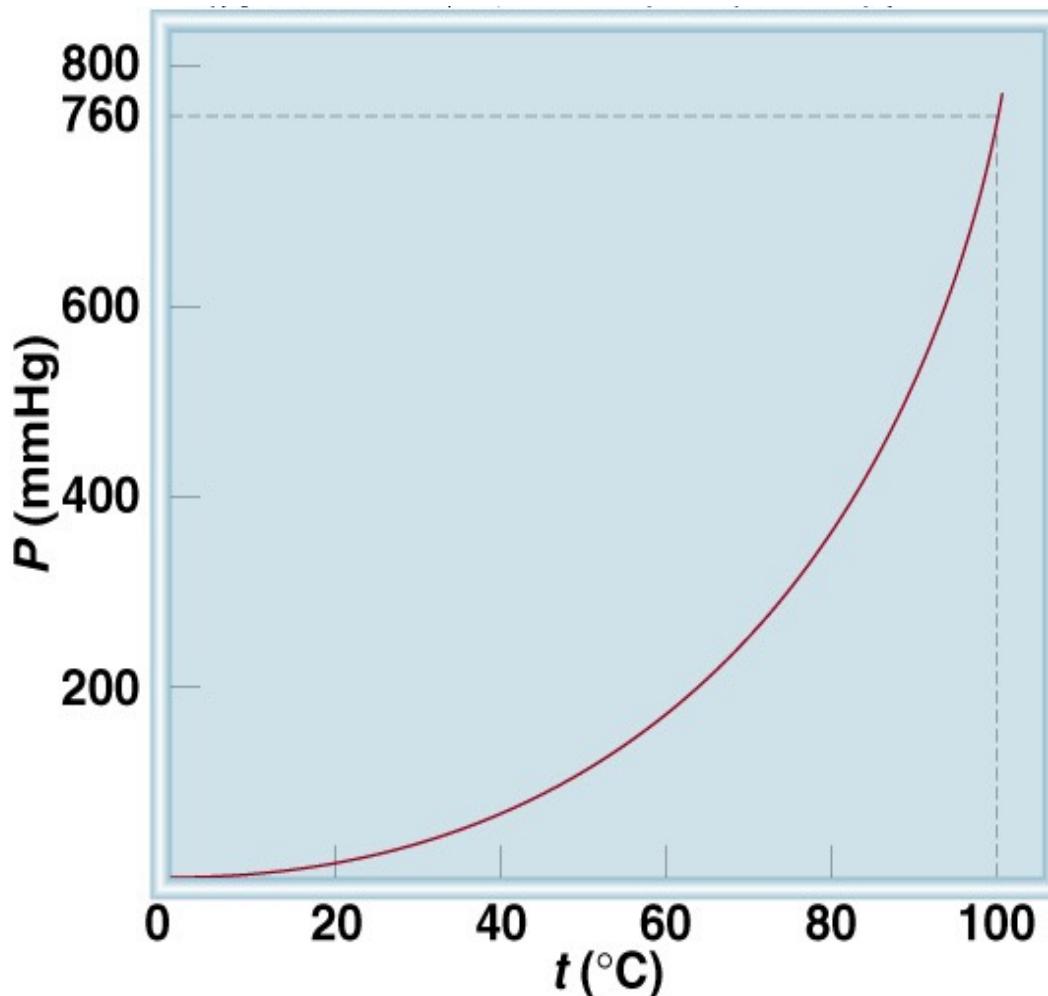
$$\ln P = - \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{RT} + C$$

$P$  = (equilíbrio) pressão do vapor

$T$  = temperatura (K)



# Pressão de vapor da água



Pressão do Vapor de Água a Várias Temperaturas

Temperatura ( $t$ °C)	Pressão do Vapor de Água (mmHg)
0	4,58
5	6,54
10	9,21
15	12,79
20	17,54
25	23,76
30	31,82
35	42,18
40	55,32
45	71,88
50	92,51
55	118,04
60	149,38
65	187,54
70	233,70
75	289,10
80	355,10
85	433,60
90	525,76
95	633,90
100	760,00

**Temperatura crítica ( $T_c$ )** de uma substância — temperatura acima da qual a sua forma gasosa não pode ser liquefeita por maior que seja a pressão aplicada.

**Pressão crítica ( $P_c$ )** de uma substância — pressão mínima que tem de ser aplicada para provocar liquefacção à temperatura crítica.

# Diagrama de fases da água

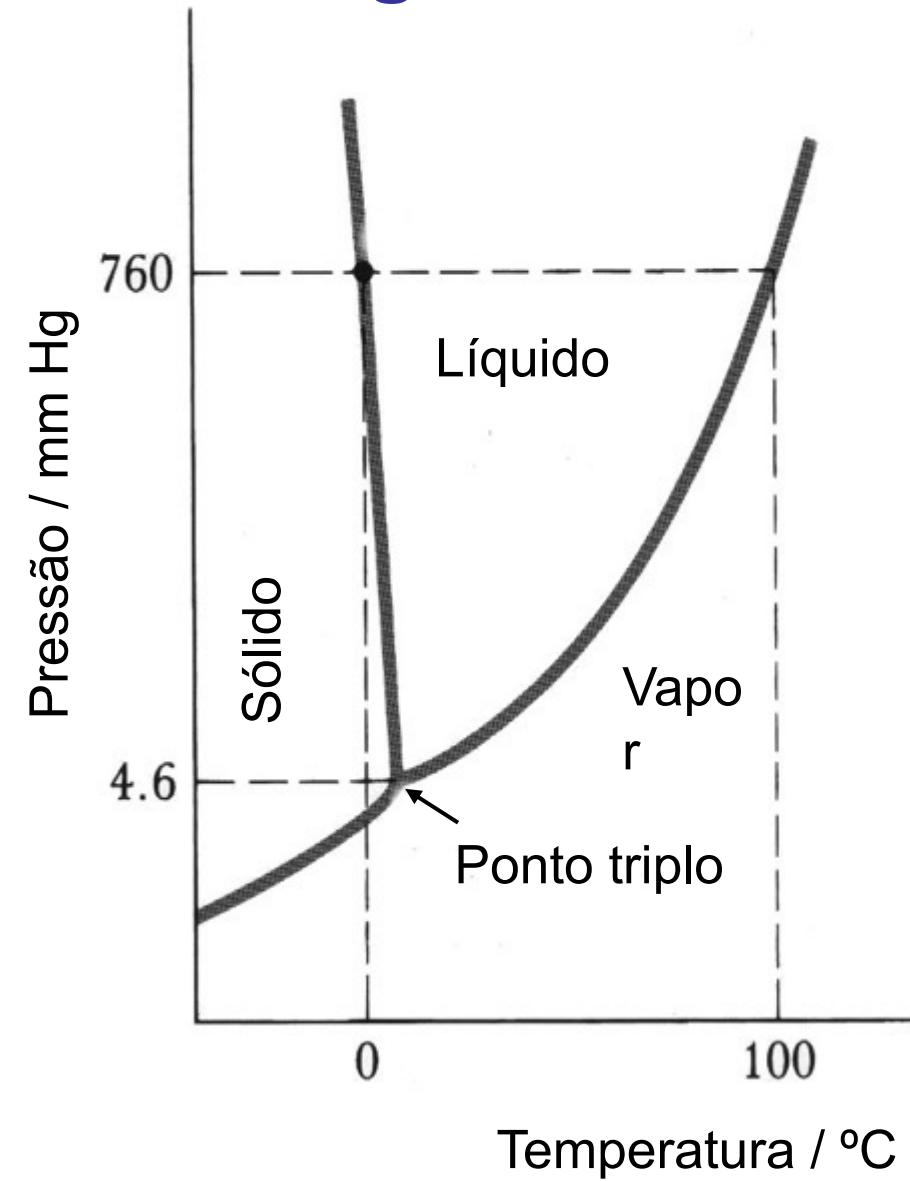
Um **diagrama de fases** resume as condições para as quais uma substância existe no estado sólido, líquido ou gasoso.

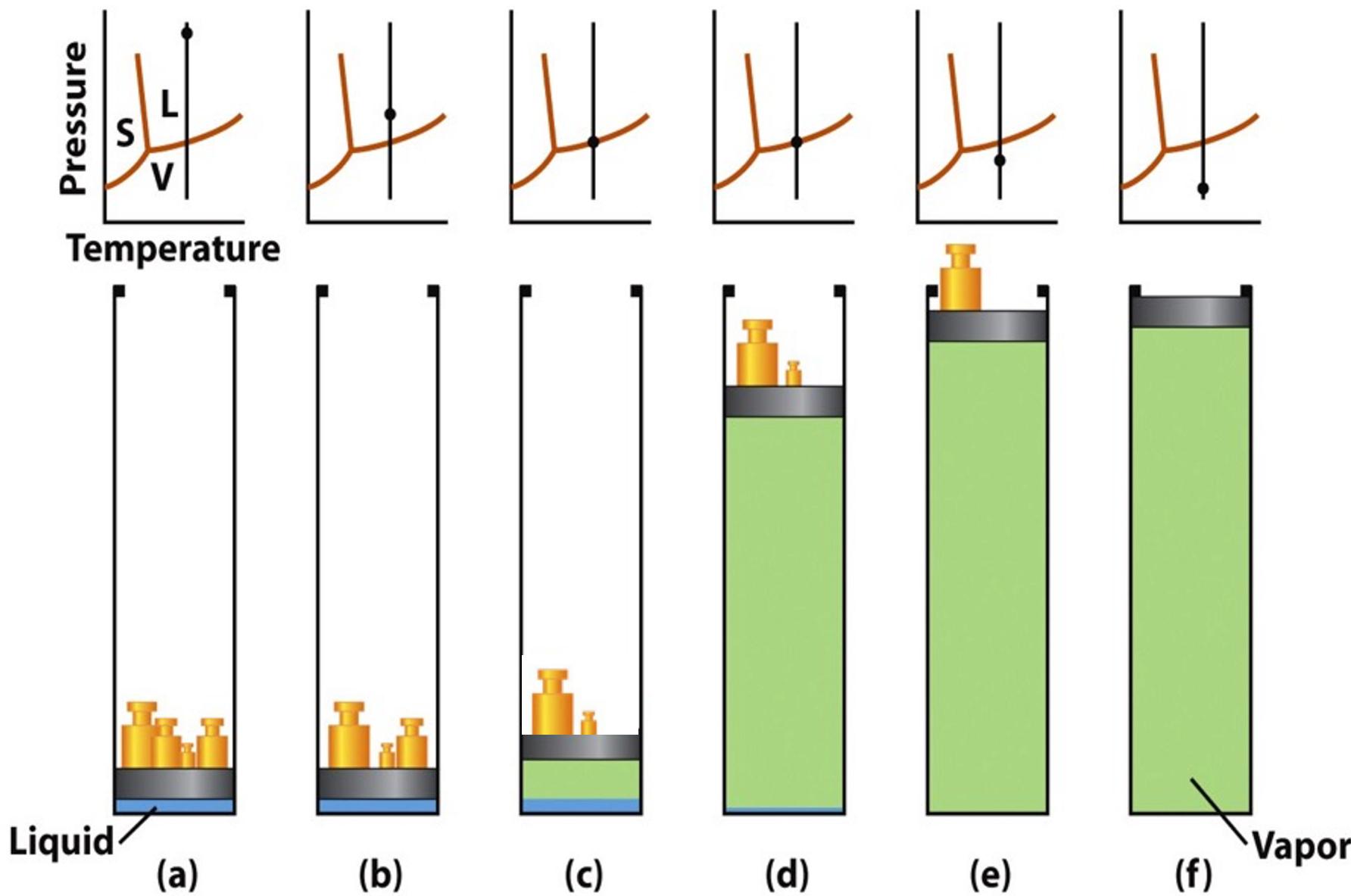
$$V = C - F + 2$$

graus de liberdade

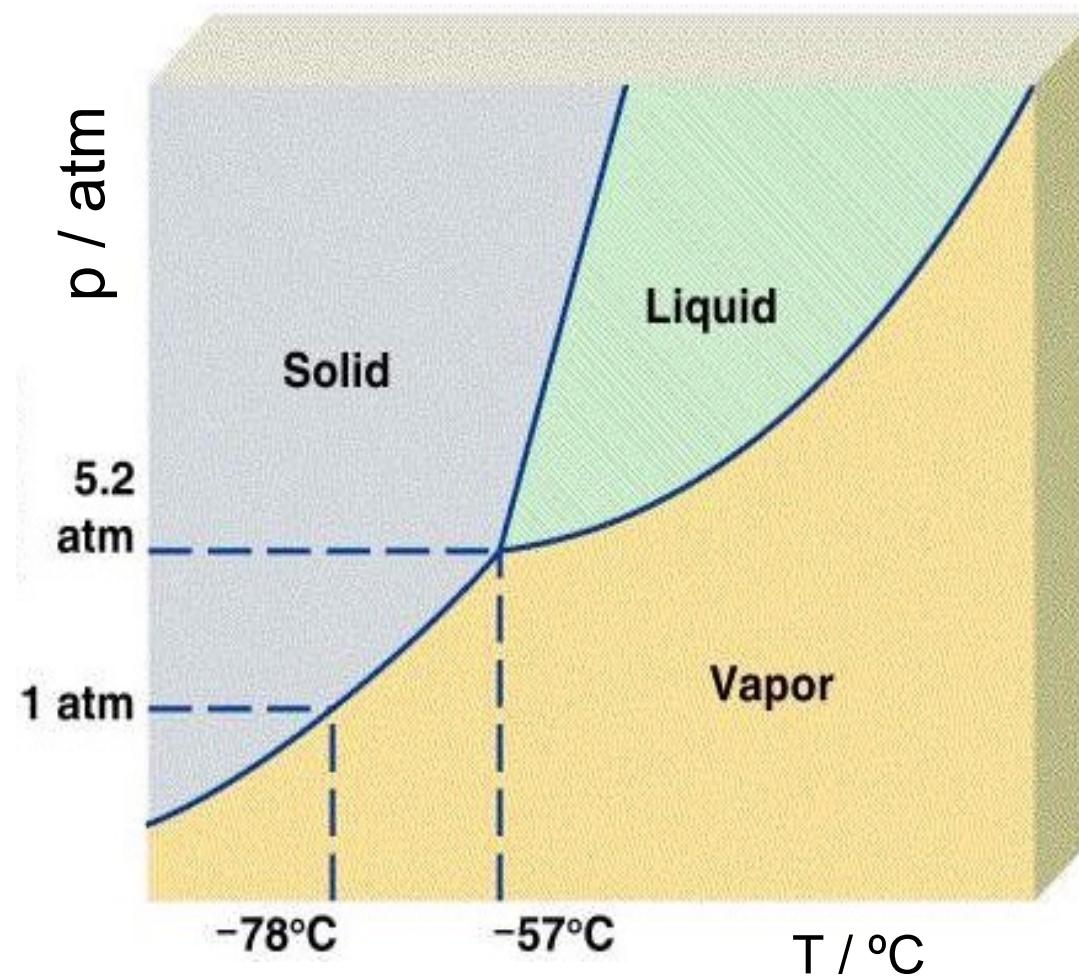
nº de fases

componentes

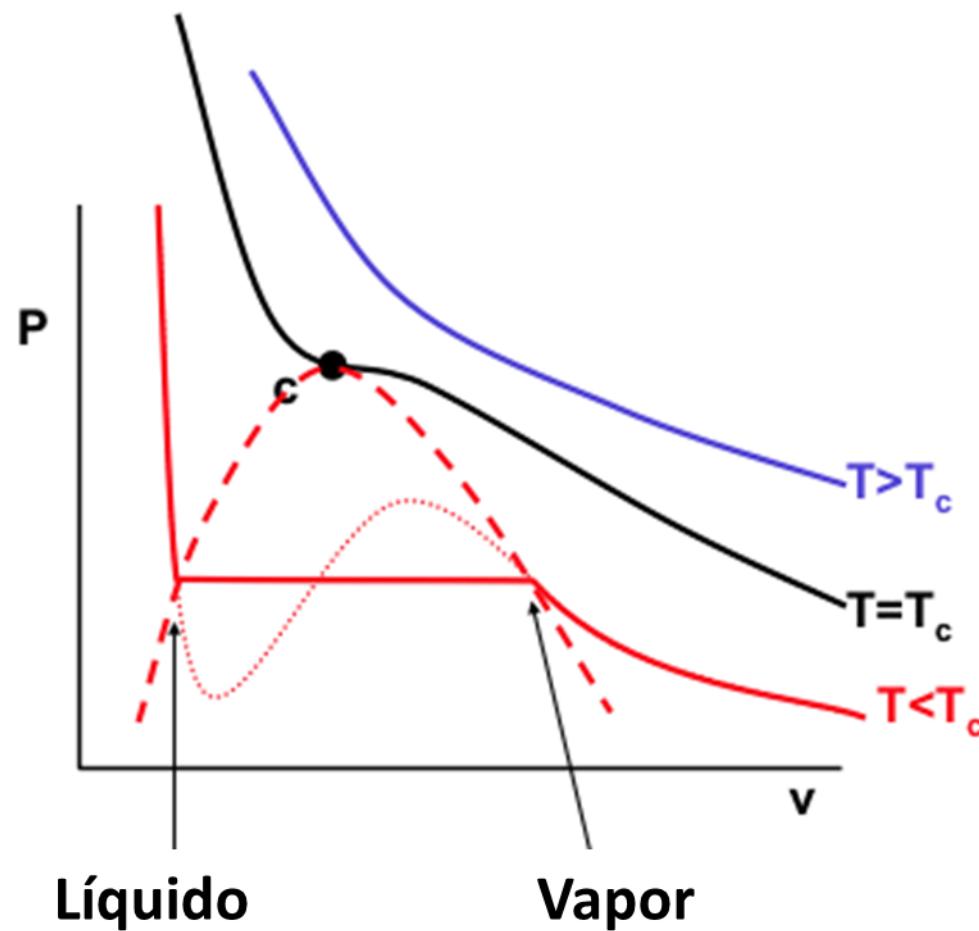


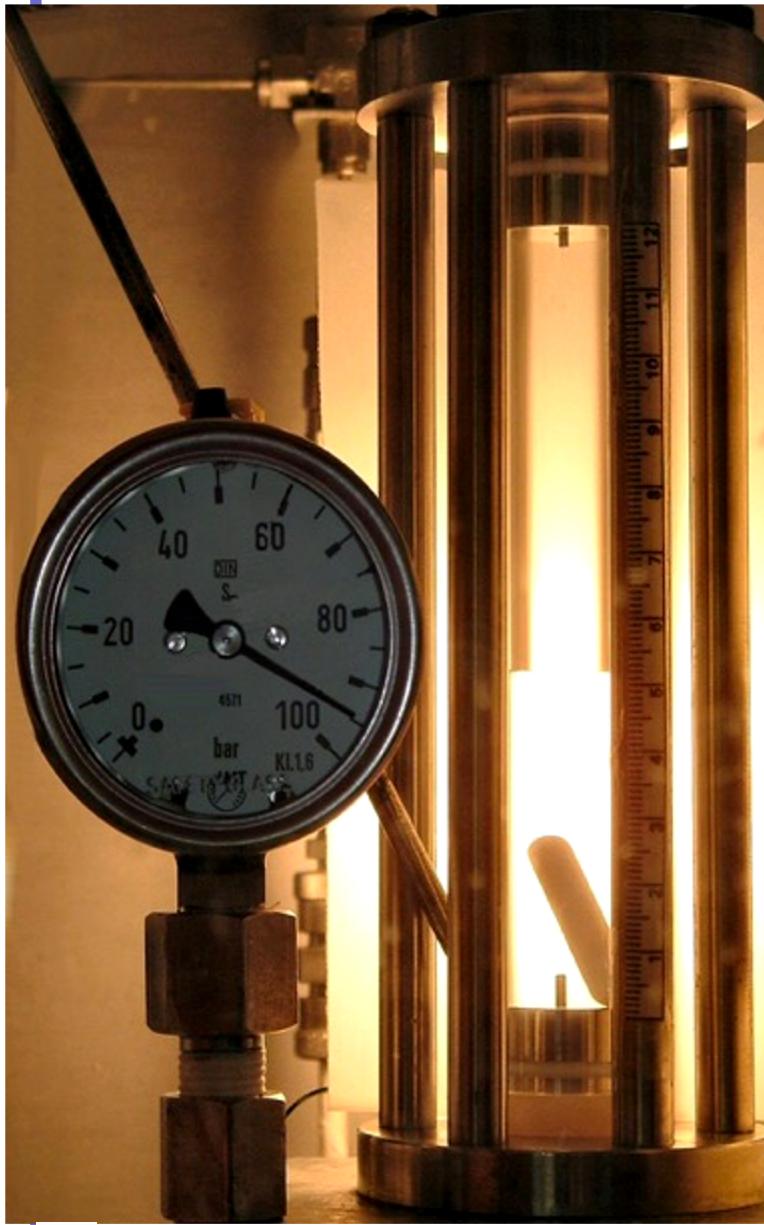


# Diagrama de fases do dióxido de carbono

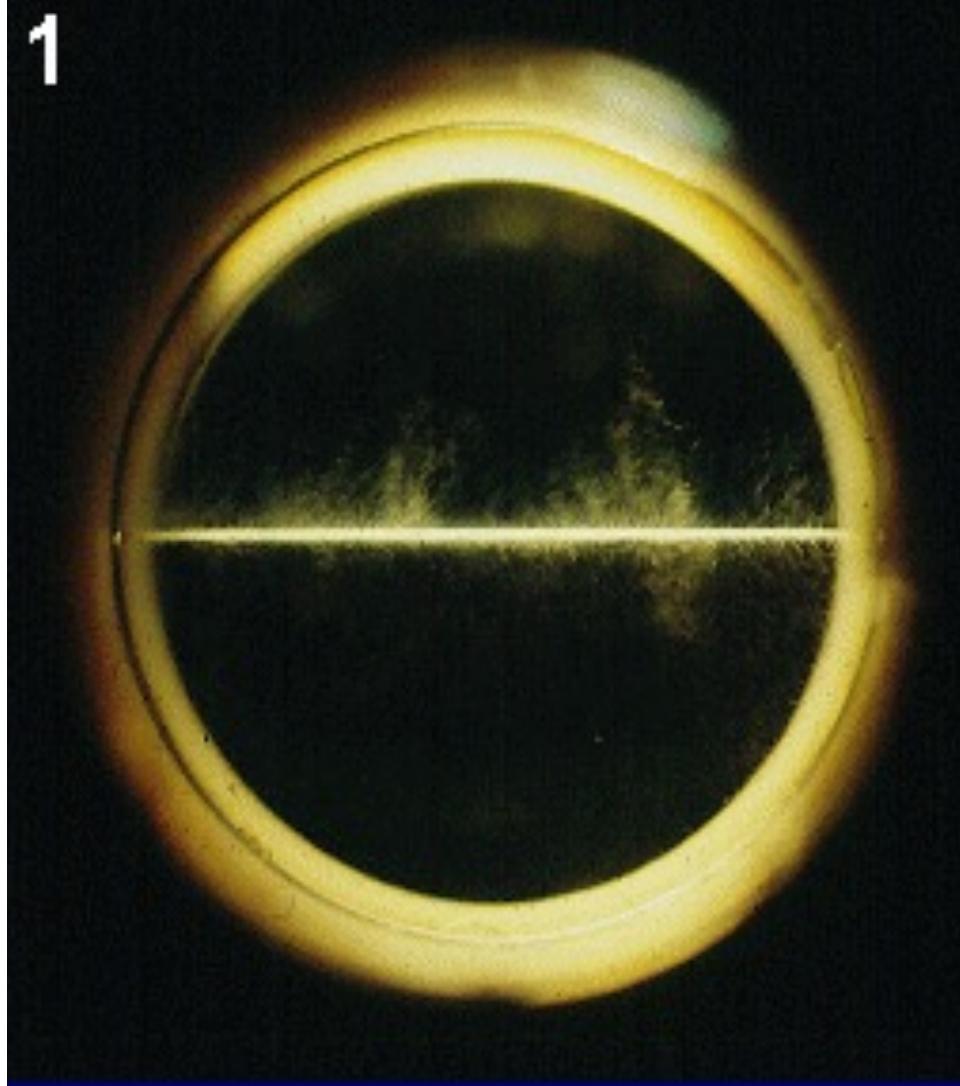


# Diagrama de fases p-V



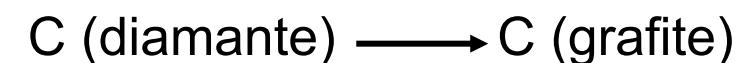
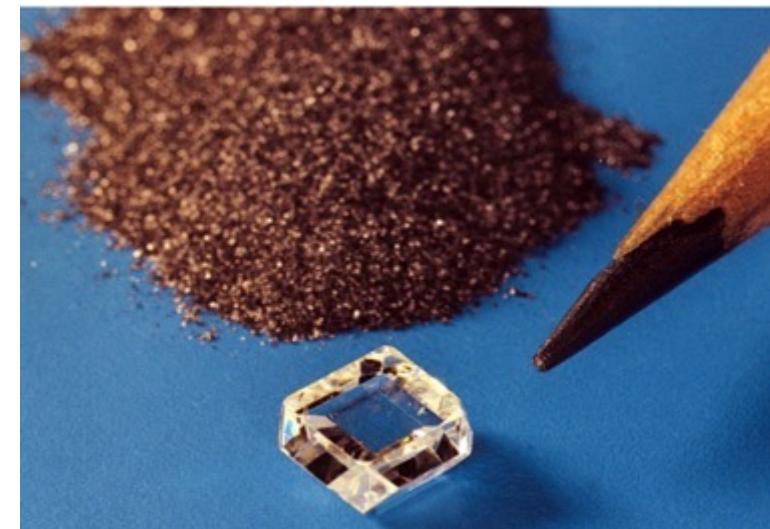
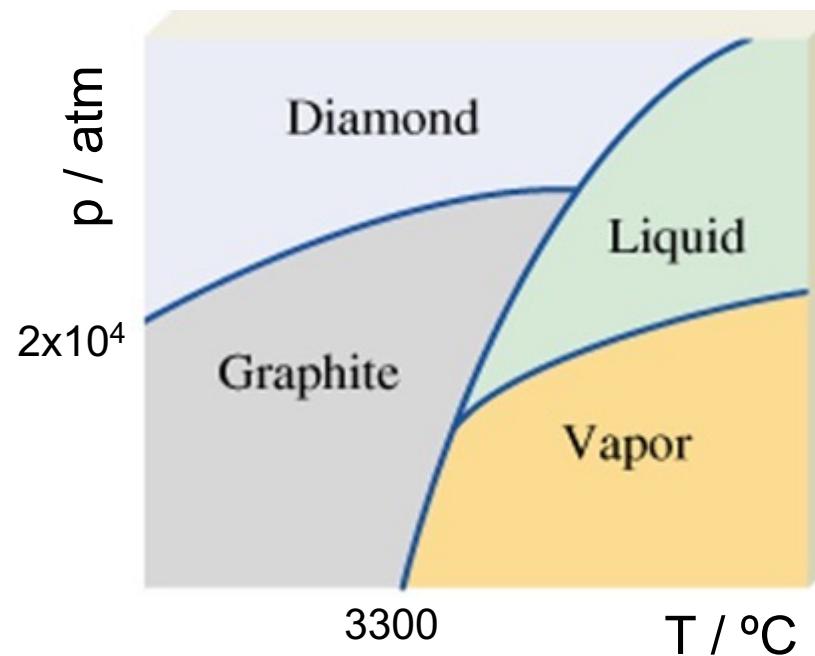


1



Below the critical parameters,  
two distinct phases exist

# Diagrama de fases do carbono



$$\Delta G^0 = -2.87 \text{ kJ}$$

