

# Chimica

Corso di Laurea in Ingegneria Edile (a.a. 2013/2014)

## Seminari facoltativi

**AULA 5, ORE 14.30-16.30:**

**GIOVEDI' 7/11/2013**

**GIOVEDI' 21/11/2013**

**GIOVEDI' 28/11/2013**

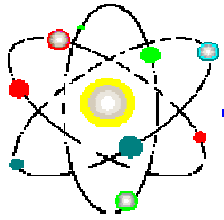
**GIOVEDI' 5/12/2013**

**GIOVEDI' 12/12/2013**

**GIOVEDI' 19/12/2013**

**GIOVEDI' 9/01/2014**

**GIOVEDI' 16/01/2014**

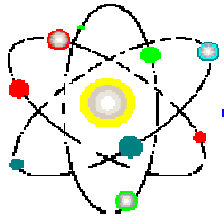


# Chimica

Corso di Laurea in Ingegneria Edile (a.a. 2013/2014)

## Lezione 8

- Legge di Boyle
- Legge di Charles e Gay-Lussac  
(Temperatura assoluta)
- Equazione di stato del gas ideale
- Legge di Avogadro
- Densità dei gas
- Miscele gassose  
(Pressioni parziali. Legge di Dalton. Volumi parziali. Legge di Amagat)
- Tensione di vapore di un liquido
  
- **Esercitazione**



# Il modello del gas ideale

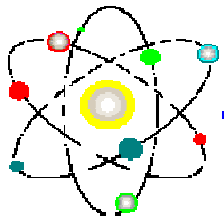
## Teoria cinetica dei gas

---

### **Il modello del gas ideale è basato sui seguenti postulati**

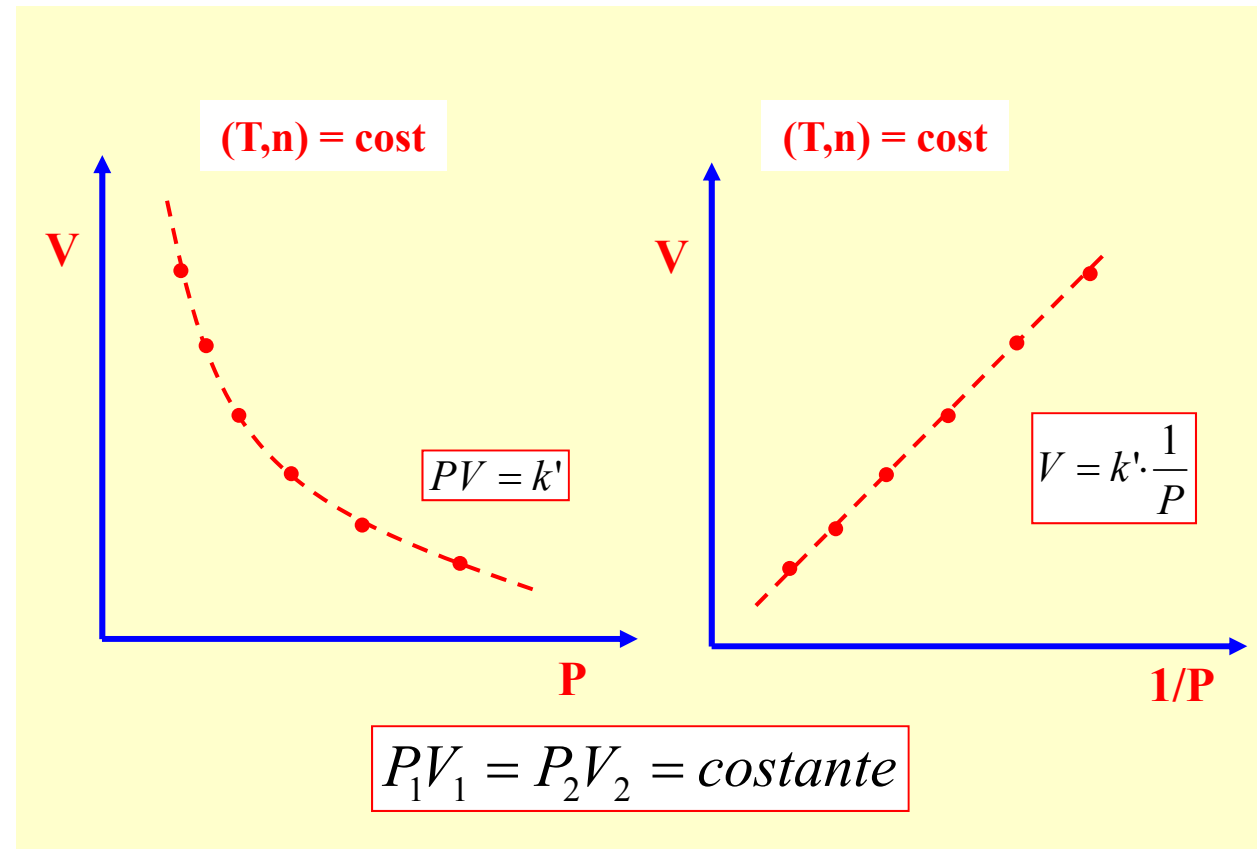
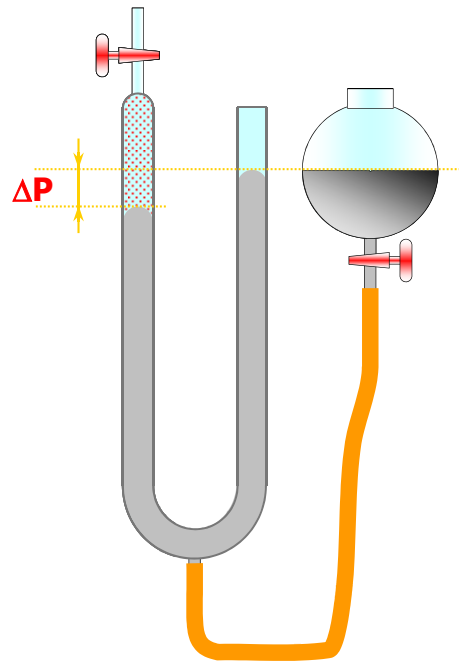
- Il gas è costituito da un insieme di particelle **sferiche indeformabili** di volume del tutto trascurabile (ossia praticamente puntiformi) e di massa  $m$ .
- Le particelle non manifestano tra loro alcuna forza di attrazione o di repulsione.
- Le particelle si muovono continuamente in modo caotico e gli urti che subiscono tra loro o contro le pareti sono **urti elastici** (ossia l'energia cinetica totale rimane invariata).

Le proprietà macroscopiche di un gas ideale verranno a dipendere esclusivamente dal **moto** delle particelle, pertanto la relativa teoria prende il nome di teoria **cinetica**.

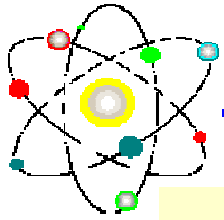


# Legge di Boyle

$T = \text{cost}$     $n = \text{cost}$

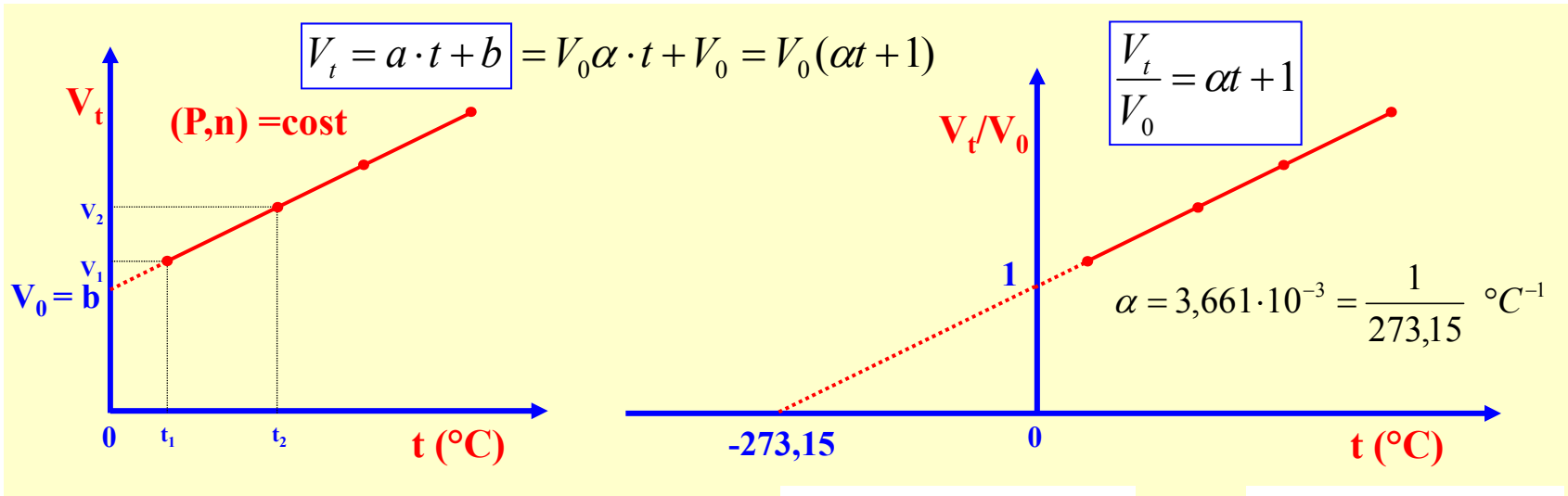


*Il valore della costante  $k'$  dipende dalla temperatura e dalla massa del gas e non dipende dalla sua natura.*

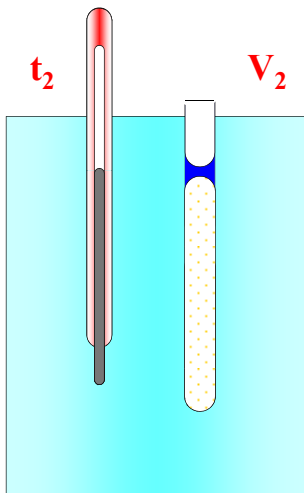


# Legge di Charles

Temperatura assoluta



**P=cost n=cost**



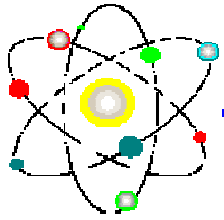
$$0 = \alpha t_{\text{lim}} + 1 \implies t_{\text{lim}} = -\frac{1}{\alpha} = -273,15 \implies T = t - t_{\text{lim}} = t + \frac{1}{\alpha}$$

$$T(K) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

$$\alpha t + 1 = \frac{t}{273,15} + 1 = \frac{t + 273,15}{273,15} = \frac{T}{T_0} = \frac{V_t}{V_0} = \frac{V_T}{V_0} \quad \frac{V_T}{T} = \frac{V_0}{T_0} = \text{costante}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{costante}$$

*Il valore della costante dipende dalla pressione e dalla massa del gas e non dipende dalla sua natura.*

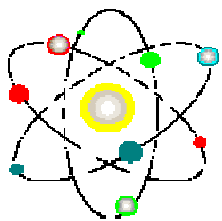


# Legge di Gay-Lussac

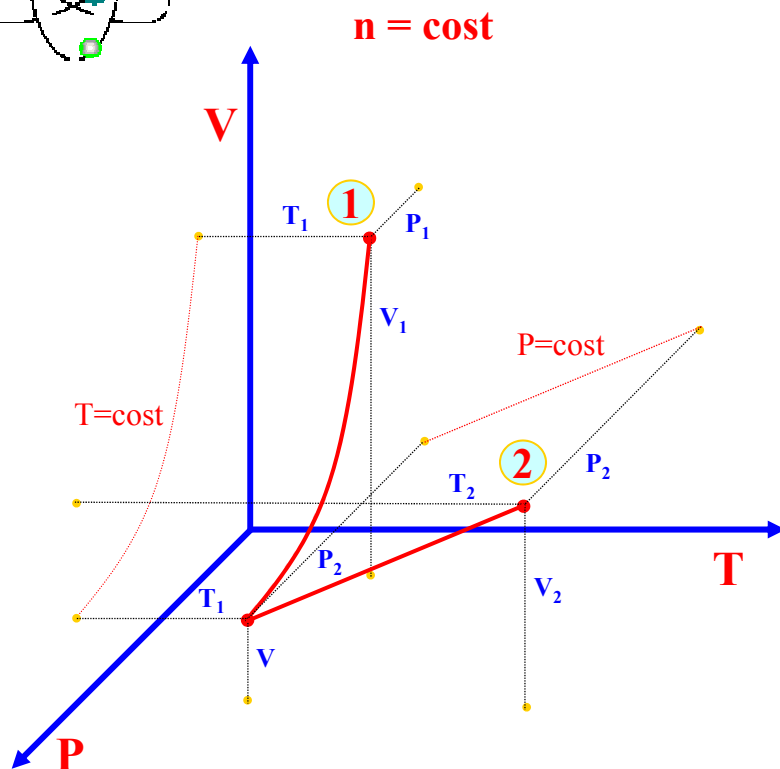
---

a  $V = \text{costante}$  ed  $n = \text{costante}$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



# Equazione di stato del gas ideale



$$T_1 = \text{cost}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow V = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

$$P_2 = \text{cost}$$

$$\frac{V}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V = \frac{T_1 V_2}{T_2}$$

$$\frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{T_1 V_2}{T_2} = \text{costante}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \text{costante}$$

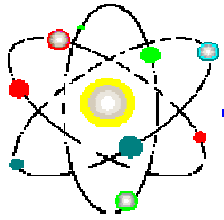
Poiché il prodotto  $PV$  è proporzionale al numero di moli  $n$ , indicando con  $R$  la costante di proporzionalità:

**Equazione di stato del gas ideale**

$$PV = nRT$$

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{22,41(\ell) \cdot 1(\text{atm})}{1(\text{mol}) \cdot 273,15(\text{K})} = 0,08205(\ell \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K})$$

$$[R = 8,314(\text{J} / \text{mol} \cdot \text{K}) = 1,987(\text{cal} / \text{mol} \cdot \text{K})]$$



# Legge di Avogadro

- ✓ *alla stessa temperatura e pressione, volumi uguali di gas diversi contengono lo stesso numero di molecole*

*Il volume di una mole di gas qualsiasi (**volume molare**) contiene un **numero di Avogadro** di molecole e presenta, in una data condizione di temperatura e pressione, lo stesso valore: in particolare a **condizioni normali** (c.n.:  $t=0^{\circ}\text{C}$  e  $P=1\text{atm}$ ) il volume molare di un gas è  $V^{\circ}_{\text{c.n.}} = 22,414$  litri/mole*

*La Legge di Avogadro può anche essere enunciata dicendo che:*

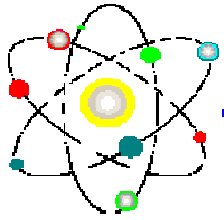
- ✓ *a pressione e temperatura costanti il volume occupato da un gas è direttamente proporzionale al suo numero di moli*

$$PV = nRT$$

$$V_{P,T} = \frac{nRT}{P} = k_{P,T} \cdot n$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$





# Densità dei Gas

**m** *massa in grammi del gas*

**M** *peso molecolare del gas*

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$$

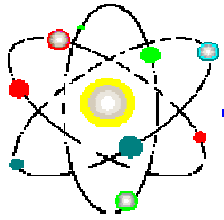
$$M = \frac{m}{V} \frac{RT}{P} = d \frac{RT}{P}$$

**M<sub>A</sub>** *peso molecolare del gas A*

**M<sub>B</sub>** *peso molecolare del gas B*

**Densità relativa del gas A rispetto al gas B**

$$d_{r,A \rightarrow B} = \frac{d_A}{d_B} = \frac{\frac{PM_A}{RT}}{\frac{PM_B}{RT}} = \frac{M_A}{M_B}$$



# Miscela gassose

## Pressioni parziali. Legge di Dalton

per *pressione parziale*  $p_i$  di ciascun componente si intende la pressione che tale componente eserciterebbe se occupasse da solo, alla stessa temperatura, tutto il volume  $V$  messo a disposizione della miscela.

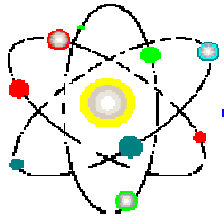
**“la pressione totale  $P$  di una miscela di gas è uguale alla somma delle pressioni parziali  $p_i$  dei suoi componenti”**

$$P = \sum_{i=1}^n p_i = p_1 + p_2 + \dots + p_i + \dots + p_n$$

$$\left. \begin{array}{l} p_i V = n_i RT \\ \sum p_i V = \sum n_i RT \iff V \sum p_i = RT \sum n_i \end{array} \right\} \Rightarrow \left. \begin{array}{l} \frac{p_i}{\sum p_i} = \frac{n_i}{\sum n_i} \\ \chi_i = \frac{n_i}{n_{tot}} = \frac{n_i}{\sum n_i} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{p_i}{P} = \chi_i$$

**“in una miscela di gas la frazione di pressione di un componente è uguale alla sua frazione molare”**

$$p_i = \chi_i P$$



# Miscela gassose

## Volumi parziali. Legge di Amagat

per **volume parziale**  $v_i$  di ciascun componente si intende il volume che tale componente dovrebbe occupare per esercitare in esso una pressione  $P$  uguale a quella che l'intera miscela, alla stessa temperatura, esercita nell'intero del volume

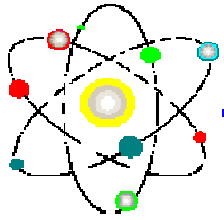
**“il volume  $V$  di una miscela di gas è uguale alla somma dei volumi parziali  $v_i$  dei suoi componenti”**

$$V = \sum_{i=1}^n v_i = v_1 + v_2 + \dots + v_i + \dots + v_n$$

$$\left. \begin{array}{l} Pv_i = n_i RT \\ \sum Pv_i = \sum n_i RT \iff P \sum v_i = RT \sum n_i \end{array} \right\} \Rightarrow \left. \begin{array}{l} \frac{v_i}{\sum v_i} = \frac{n_i}{\sum n_i} \\ \chi_i = \frac{n_i}{n_{tot}} = \frac{n_i}{\sum n_i} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{v_i}{V} = \chi_i$$

**“in una miscela di gas la frazione di volume di un componente è uguale alla sua frazione molare”**

$$v_i = \chi_i V$$



# Miscela gassose

## Peso molare medio

*Una mole di miscela gassosa contiene:*

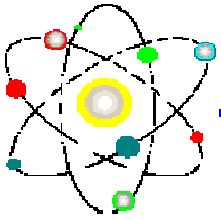
$$1 \text{ mole} = \chi_1 + \chi_2 + \dots + \chi_i + \dots + \chi_n = \sum_{i=1}^n \chi_i$$

*e pesa:*

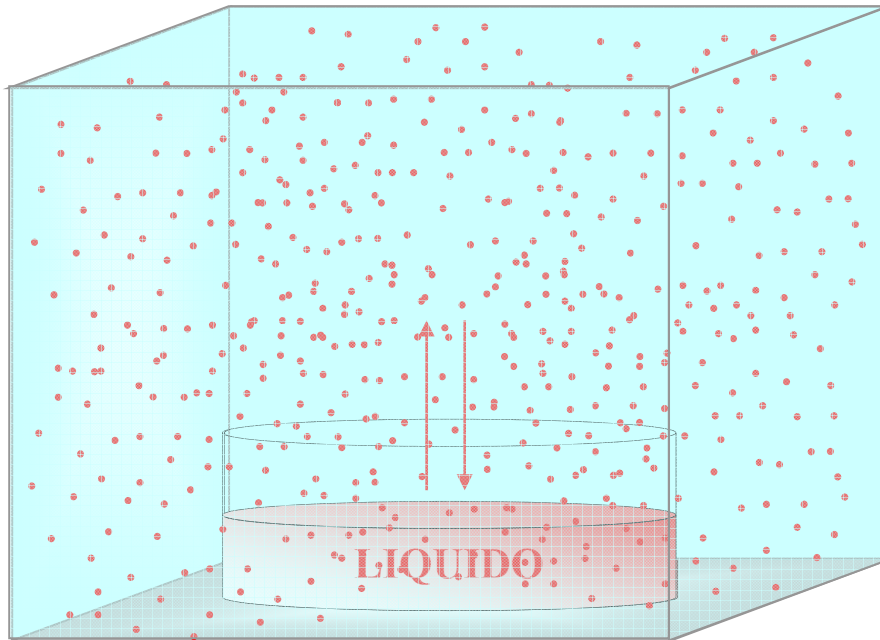
$$m = m_1 + m_2 + \dots + m_i + \dots + m_n = \chi_1 M_1 + \chi_2 M_2 + \dots + \chi_i M_i + \dots + \chi_n M_n$$

*Tale quantità è il **peso molare medio** (in g/mole) o **peso molecolare medio** (in u.m.a. o dalton) di una miscela gassosa:*

$$\overline{M} = \chi_1 M_1 + \chi_2 M_2 + \dots + \chi_i M_i + \dots + \chi_n M_n = \sum_{i=1}^n \chi_i M_i$$



# Tensione di vapore di un liquido



Ad una certa temperatura e pressione, le molecole del liquido che posseggono energia superiore alla media possono passare alla fase vapore.

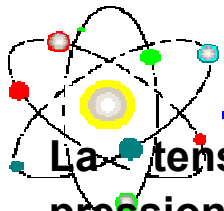
La temperatura del liquido durante l'evaporazione diminuisce (ciò si verifica quando il processo di evaporazione è sufficientemente veloce).

Ad una certa temperatura, in un recipiente chiuso di un certo volume mantenuto costante, la pressione del vapore aumenta fino ad un valore costante caratteristico del liquido a quella temperatura (ciò si verifica quando la velocità con cui le molecole di vapore sono "ricatturate" dalla superficie del liquido uguaglia quella con cui si formano, e, quindi si raggiunge l'**equilibrio liquido-vapore**: in queste condizioni il **vapore è saturo**).

La pressione del vapore saturo misura la **tensione di vapore** del liquido, ovvero la sua *tendenza a diventare vapore* e, quindi, la sua *volatilità*.

Un **gas** è detto **umido** quando è in presenza di un liquido: il vapore di quest'ultimo è un componente della fase gassosa con una *pressione parziale* data dalla sua *tensione di vapore*.

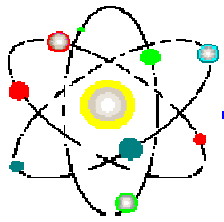
## Tensione di vapore dell'acqua e miscele gassose



La tensione di vapore è la pressione che esercita il vapore in equilibrio con il suo liquido ad una certa temperatura. Quanto più un liquido è volatile, tanto maggiore è la sua tensione di vapore.

Quando un gas è in presenza di un liquido volatile, per esempio acqua, nella fase gassosa è presente anche il vapore acqueo in equilibrio con il liquido. Bisognerà quindi tener conto nei calcoli della pressione parziale del vapore alla temperatura considerata.

Temperatura (°C)	Tensione di vapore (torr)	Temperatura (°C)	Tensione di vapore (torr)
1	4,9	27	26,5
2	5,3	28	28,1
3	5,6	29	29,8
4	6,1	30	31,5
5	6,5	31	33,5
6	7,0	32	35,4
7	7,5	33	37,4
8	8,0	34	39,6
9	8,6	35	41,9
10	9,2	36	44,2
11	9,8	37	46,7
12	10,5	38	49,4
13	11,2	39	52,1
14	11,9	40	55,0
15	12,7	45	71,9
16	13,5	50	92,5
17	14,4	55	118,2
18	15,4	60	149,4
19	16,3	65	187,7
20	17,4	70	233,7
21	18,5	75	289,3
22	19,8	80	355,1
23	20,9	85	433,7
24	22,2	90	525,1
25	23,6	95	634,1
26	25,1	100	760,0



# Diagramma di Andrews

Temperatura critica

