

LEGGI DEI GAS

Legge di Boyle

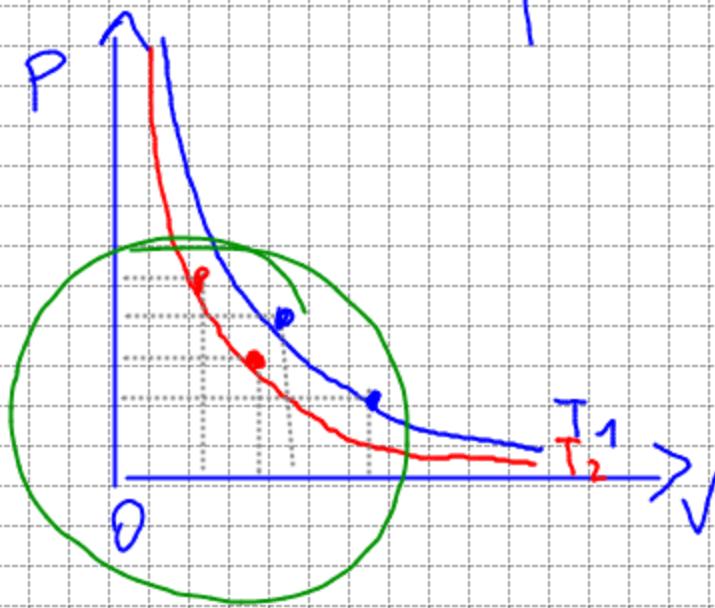
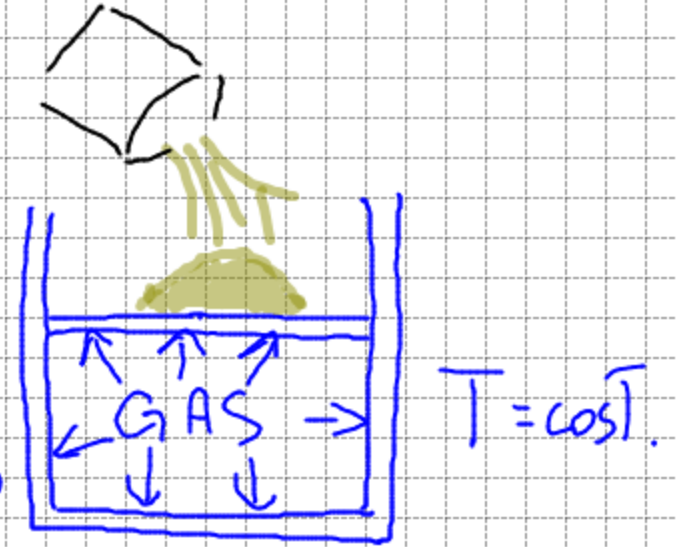
VARIABILI DI STATO: pressione (p)
volume (V)
Temperatura (T)

LEGGI DI BOYLE

T = costante (isoterma)

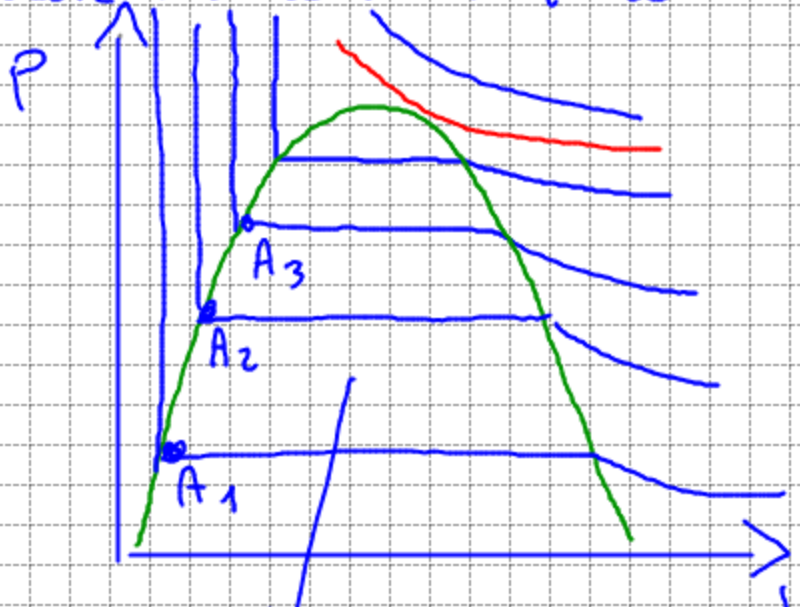
$$pV = \text{costante}$$

V diminuisce \Rightarrow p aumenta



$$p = \frac{\text{cost.}}{V}$$

Cosa succede vicino allo zero



cosa succede in questa zona?

La pressione aumenta e il volume diminuisce, le molecole si attaccano e il gas cambia stato, si formano le goccioline.
In A₁, A₂, A₃ ho il liquido e la pressione sale rapidamente.
Sotto l'arco verde vale una legge diversa.

La legge di Boyle $pV = \text{costante}$ deriva da

$$pV = nRT$$

Temperature (pointing to T)
numero di moli (pointing to n)
costante dei gas (pointing to R)

EQUAZIONE DI STATO DEI GAS.

moli = quantità di sostanza pari a numero di grammi.

Azoto \rightarrow n° di massa = 14
 \rightarrow 1 molecola di azoto è formata da 2 atomi di azoto \Rightarrow ho bisogno di $14 \times 2 \text{ gr} = 28 \text{ gr}$ di azoto per avere una mole.

In una mole c'è sempre un numero uguale di molecole ed è il numero di Avogadro $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ (= esprime il numero di molecole che c'è in una sostanza)

$$pV = nRT$$

EQUAZIONE
DI STATO
DEI GAS PERFETTI.

ESEMPIO

1 m³ di aria $p_a = 1,0 \times 10^5 \text{ Pa}$ $t = 20^\circ\text{C}$
aria $\left\{ \begin{array}{l} 80\% \text{ azoto} \\ 20\% \text{ ossigeno} \end{array} \right.$ $T = 293 \text{ K}$

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{1,0 \times 10^5 \text{ Pa} \cdot 1 \text{ m}^3}{8,3 \cdot 2,9 \times 10^2 \text{ K}} = 41,5 \text{ moli}$$

l'azoto è biatomico quindi:

$$41,5 \text{ moli} \times 2 \times 14 \text{ g} = 1,2 \times 10^3 \text{ g} = 1,2 \text{ kg}$$