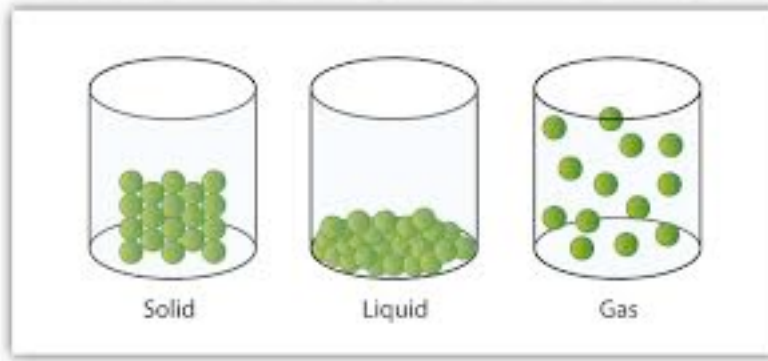


Lo Stato Gassoso

Gases

- A collection of widely separated molecules.
- The kinetic energy of the molecules is greater than any attractive forces between the molecules.
- The lack of any significant attractive force between molecules allows a gas to expand to fill its container.
- If attractive forces become large enough, then the gases exhibit non-ideal behaviour.

The *state* of a substance depends on the balance between the *kinetic energy* of the individual particles (molecules or atoms) and the *intermolecular forces*. The kinetic energy keeps the molecules apart and moving around, and is a function of the temperature of the substance.

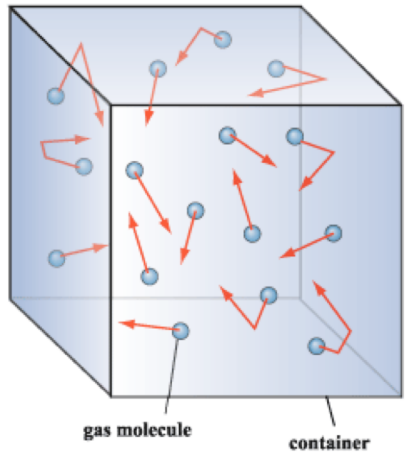


Kinetic Theory of Gases

The simplest kinetic model is based on the assumptions that: (1) the gas is composed of a **large number of identical molecules** moving in **random directions**, separated by distances that are large compared with their size; (2) the molecules undergo perfectly **elastic collisions** (no energy loss) with each other and with the walls of the container, but otherwise **do not interact**; and (3) the **transfer of kinetic energy between molecules is heat**. These simplifying assumptions bring the characteristics of gases within the range of mathematical treatment.

The law is approximately valid for real gases at sufficiently low pressures and high temperatures.

Ideal Gases

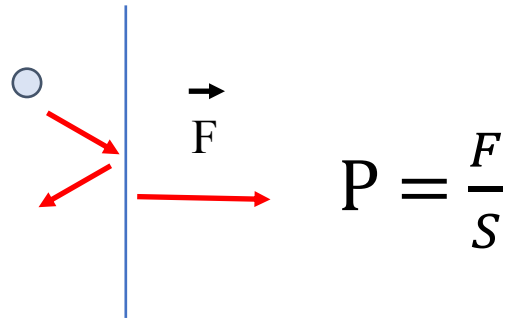


$$V, T, P$$

$$S = l^2$$

$$F = \frac{1}{3} \frac{Nm v^2}{l}$$

$$F = P l^2 = \frac{1}{3} \frac{Nm v^2}{l}$$



$$P = \frac{F}{S}$$

$$[1\text{Pa}] = [\text{N/m}^2]$$

$$F = PV = \frac{1}{3} Nm v^2$$

Correlation between macroscopic and microscopic parameters

Ideal Gas Law

$$F = PV = \frac{1}{3} N m v^2$$

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2$$

$$PV = \frac{2}{3} N E_c$$

- 1 mole of any gas, such as helium, air, hydrogen etc..at the same volume and temperature has the same pressure.
- No interactions between particles
- Elastic collision

$$PV = \frac{1}{3} N m v^2 = RT$$

$$R = 0.0821 \text{ (L} \cdot \text{atm)/(mol} \cdot \text{K)}$$

For 1 mole of ideal gas

$$PV = nRT$$

Avogadro's law

Equal volumes of different gases contain an equal number of molecules.

The volume occupied by 1 mole of a random ideal gas at normal condition ($T=0^\circ\text{C}$, $p=1 \text{ atm}$) is 22,4 l.

Boyle' Law

$$PV = \frac{1}{3}Nm\overline{v^2} = \text{cost } T$$

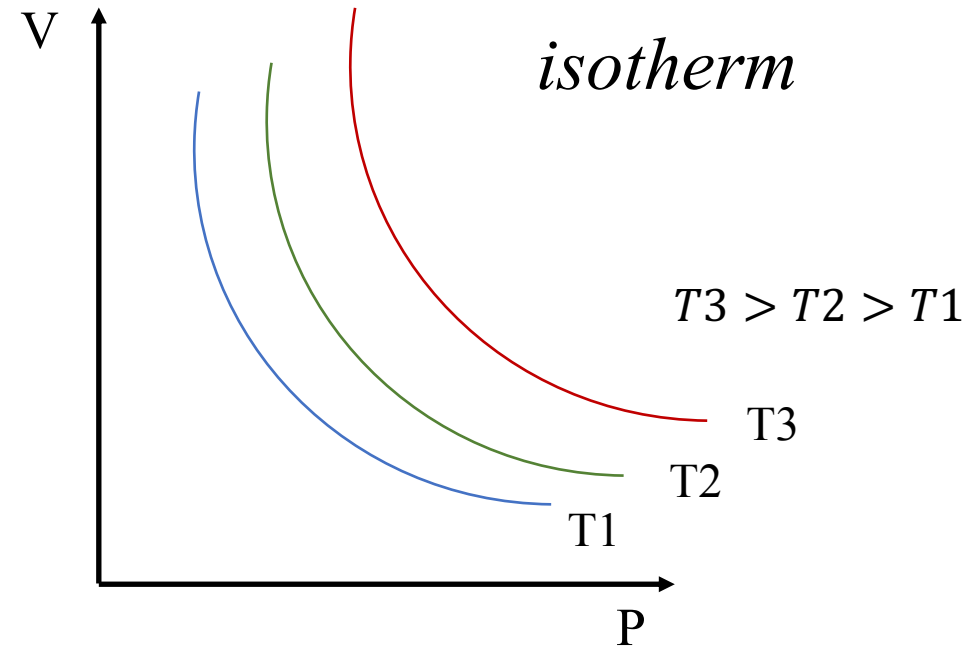
$$PV = K$$

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

Pressure depends on n° of collision

Es: Un gas a 25°C occupa un volume di 2,00 l alla pressione di 650 Torr. Calcolare il volume alla pressione di 1 atm, alla stessa temperatura.

$$P_1V_1 = P_2V_2$$



$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ Torr} = 101.325 \text{ Pa} = 101.325 \text{ Nm}^{-2} \\ 1 \text{ Torr} &= 133.3 \text{ Pa} = 0,00131 \text{ atm} \\ 1 \text{ Pa} &= 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ atm} = 0,00750 \text{ Torr.} \end{aligned}$$

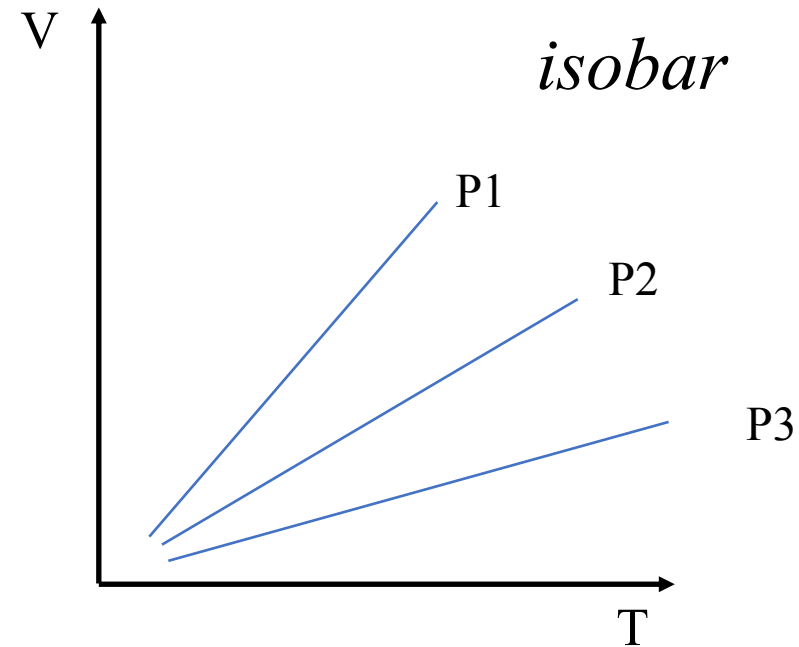
Charles's Law

$$PV = \frac{1}{3}Nmv^2 = \text{cost} T$$

$$V = KT$$

$$K = \frac{\text{cost}}{P}$$

Es: Un gas il cui volume a 27°C è di 300 ml viene riscaldato, a pressione costante, finché il volume diventa 630 ml. Calcolare la temperatura finale in gradi centigradi.



$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

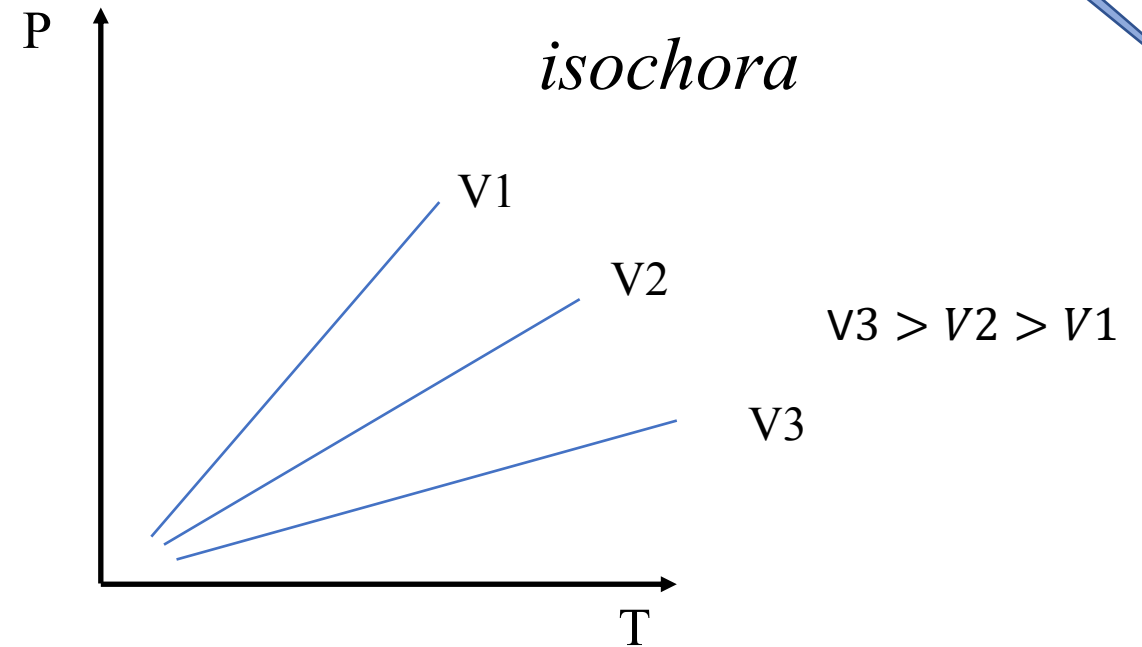
Gay-Lussac Law

$$PV = \frac{1}{3}Nmv^2 = \text{cost} T$$

$$P = KT$$

$$K = \frac{\text{cost}}{V}$$

Es: La pressione di una massa gassosa è di 76,0 Torr a 150°C. Calcolare la temperature (°C) a cui la pressione diventa 0,30 atm, se il volume resta costante.



$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

Avogadro's law

*Equal volumes of different gases contain an equal number of molecules.
The volume occupied by 1 mole of a random ideal gas at normal condition ($T=0^{\circ}\text{C}$, $p=1\text{ atm}$) is 22,4 l.*

The gas pressure can therefore be related directly to temperature and density.

$$\frac{g}{V} = d = \frac{P \times PM}{RT} \quad \text{Absolute density}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} d_1 = \frac{M_1 P}{RT} \\ d_2 = \frac{M_2 P}{RT} \end{array} \right. \quad \frac{d_1}{d_2} = \frac{M_1}{M_2} \quad \text{Relative density}$$

Dalton's law

Dalton's law, the statement that the total pressure of a mixture of gases is equal to the sum of the partial pressures of the individual component gases. The partial pressure is the pressure that each gas would exert if it alone occupied the volume of the mixture at the same temperature.

$$P_i = \frac{n_i R T}{V}$$

$$P = \frac{n_{tot} R T}{V} = (n_1 + n_2 + \dots + n_i) \frac{RT}{V}$$

$$P = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$

$$P_i V = n_i R T$$

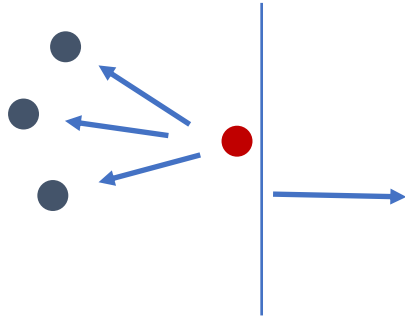
$$\frac{P_i V}{P_{tot} V} = \frac{n_i R T}{n_{tot} R T}$$

$$\frac{P_i}{P_{tot}} = \frac{n_i}{n_{tot}}$$

χ : molar fraction

$$0 \leq \chi \leq 1$$

Real Gases



$$\vec{F}_{\text{real}} = \vec{F}_{\text{ideal}} - \vec{F}_{\text{attract}}$$

$$\vec{F}_{\text{ideal}} > \vec{F}_{\text{real}}$$

$$V_{\text{ideal}} = V_{\text{real}} - \underbrace{n \cdot b}_{\text{covolume}}$$

$$P_{\text{ideal}} = P_{\text{real}} + \underbrace{\left(a \frac{n^2}{V^2}\right)}_{\text{Concentration of gas}}$$

Van der Waals equation

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

Ideal gas

$$PV = nRT$$

$P >$



$T >$

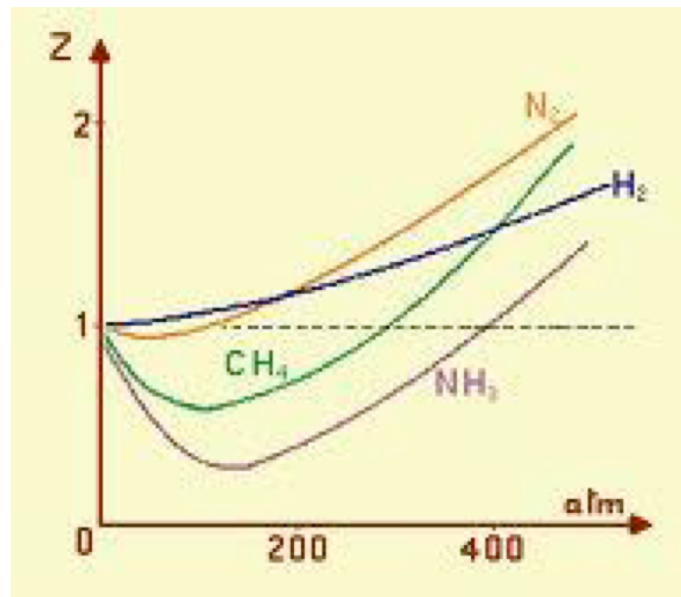


Real gas

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

COMPRESSIBILITY FACTOR

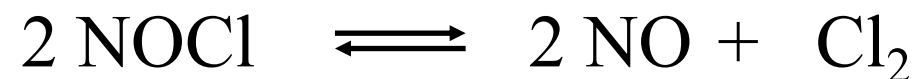
$$Z = \frac{PV}{nRT}$$



$$Z = 1 + \frac{bP}{RT} - \frac{a}{RTV} + \frac{ab}{RTV^2}$$

Thermal Dissociation

$\alpha = n^\circ \text{ dissociated moles} / \text{starting moles}$



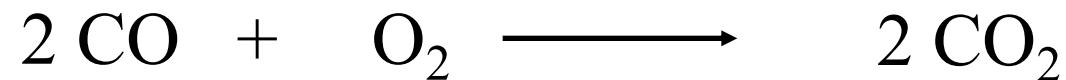
$$\text{Total molecules} = N [1 + \alpha(v - 1)]$$

ES. : In un recipiente del volume di 1,00 l sono state introdotte 2 moli di NOCl, alla temperature di 462 °C. Avvenuta la reazione il grado di dissociazione è risultato essere $\alpha = 0,33$. Calcolare: a) le moli di NOCl, Cl₂, NO; b) le pressioni parziali e la pressione totale.

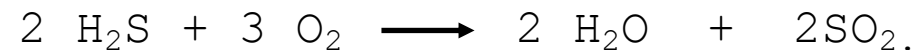
Law of Combining Volume

(Gay-Lussac's Law)

When gases react together or are formed during a reaction, their volumes assumed simple whole number ratio provided that the temperature and the pressure of the reacting gases and of their products remain constant.



ES. : Calcolare il volume di ossigeno richiesto per bruciare 100 l di H₂S secondo la seguente reazione, in cui tutte le sostanze sono allo stato gassoso e nelle stesse condizioni di t e P.



Calcolare anche il volume di SO₂ formato.

Graham's Law

The rate of the effusion of a gas is inversely proportional to the square root of the mass of its particles.

$$\frac{V_A}{V_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

ES.1) Un accendino contiene 24 g di butano (C_4H_{10}). Determinare il volume di ossigeno atmosferico, misurato a 750 mmHg e a 20°C, necessario per bruciare tutto l'idrocarburo. Qual è il corrispondente volume di aria richiesto? Qual è il volume di anidride carbonica prodotta che nelle stesse condizioni di pressione e temperature accresce l'effetto serra? Assumere l'aria come una miscela gassosa ideale costituita per il 20 % in volume da O_2 .

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ Torr} = 101.325 \text{ Pa} = 101.325 \text{ Nm}^{-2} \\ 1 \text{ Torr} &= 133.3 \text{ Pa} = 0,00131 \text{ atm} \\ 1 \text{ Pa} &= 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ atm} = 0,00750 \text{ Torr.} \end{aligned}$$

ES. 2) Considerare la seguente reazione di decomposizione: $2 \text{KClO}_3 \longrightarrow 2 \text{KCl}_{(g)} + 3 \text{O}_{2(g)}$.

In seguito alla reazione si sono prodotti 72,0 gr di ossigeno. Calcolare quanti grammi di clorato di potassio sono stati messi a reagire, se la reazione avviene con una resa del 80,0 %.

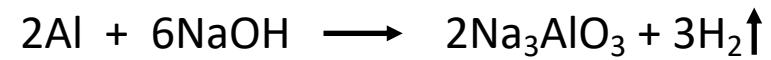
ES. 3) Un gas ha densità 3,72 g/L alla pressione di 1,20 atm e alla temperature di 45°C. Calcolare la densità alla pressione di 1,20 atm e alla temperature di 125°C e la massa molare del gas.

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ Torr} = 101.325 \text{ Pa} = 101.325 \text{ Nm}^{-2} \\ 1 \text{ Torr} &= 133.3 \text{ Pa} = 0,00131 \text{ atm} \\ 1 \text{ Pa} &= 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ atm} = 0,00750 \text{ Torr.} \end{aligned}$$

ES. 4) Si calcoli la pressione esercitata da 0,500 moli di metano, contenute in un recipiente rigido di 200 cc di volume, alla temperature di 60,0 °C, noti i valori numerici delle costanti $a=2,25$ e $b= 0,043$.

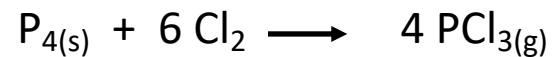
$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ Torr} = 101.325 \text{ Pa} = 101.325 \text{ Nm}^{-2} \\ 1 \text{ Torr} &= 133.3 \text{ Pa} = 0,00131 \text{ atm} \\ 1 \text{ Pa} &= 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ atm} = 0,00750 \text{ Torr.} \end{aligned}$$

ES. 5) Si calcoli il volume, misurato a 680,00 torr e 50,0 °C, dell' idrogeno che si sviluppa facendo reagire 3,00 g di Al in una soluzione acquosa contenente 20,00 g di NaOH, secondo la reazione:



$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ Torr} = 101.325 \text{ Pa} = 101.325 \text{ Nm}^{-2} \\ 1 \text{ Torr} &= 133.3 \text{ Pa} = 0,00131 \text{ atm} \\ 1 \text{ Pa} &= 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ atm} = 0,00750 \text{ Torr.} \end{aligned}$$

ES. 6) Considerare la reazione:



Facendo reagire 4,50 g di P_4 con 3,90 L di Cl_2 isurati a 40°C e 2,5 atm, si sono ottenuti 10,2 g di PCl_3 .
Calcolare la resa del processo.

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ Torr} = 101.325 \text{ Pa} = 101.325 \text{ Nm}^{-2} \\ 1 \text{ Torr} &= 133.3 \text{ Pa} = 0,00131 \text{ atm} \\ 1 \text{ Pa} &= 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ atm} = 0,00750 \text{ Torr.} \end{aligned}$$

ES. 7) Gli idruri dei metalli alcalini reagiscono violentemente con l'acqua, formando un gas. In un contenitore di 2,0 L chiuso, in cui è stato fatto il vuoto, si fanno reagire 20 grammi di idruro di sodio con 12,0 grammi d'acqua. Determinare la pressione che si sviluppa nel contenitore a 25 °C.

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ Torr} = 101.325 \text{ Pa} = 101.325 \text{ Nm}^{-2} \\ 1 \text{ Torr} &= 133.3 \text{ Pa} = 0,00131 \text{ atm} \\ 1 \text{ Pa} &= 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ atm} = 0,00750 \text{ Torr.} \end{aligned}$$

ES. 8) Alla pressione di 1 atm e alla temperature di 25°C calcolare quale volume (m^3) di aria, costituita dal 20% di O_2 , è necessario per la combustion complete di 50,00 L di benzina (considerare la benzina composta mediamente da idrocarburi di formula molecolare C_8H_8 e avente densità pari a $d = 0,70 \text{ kg/dm}^3$). Nelle stesse condizioni, calcolare quale volume (m^3) di aria è necessario per la combustion complete di 50,0 L di diesel (considerare il diesel composto mediamente da idrocarburi di formula $\text{C}_{15}\text{H}_{32}$ e avente densità $d = 0.850 \text{ kg/dm}^3$).

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ Torr} = 101.325 \text{ Pa} = 101.325 \text{ Nm}^{-2} \\ 1 \text{ Torr} &= 133.3 \text{ Pa} = 0,00131 \text{ atm} \\ 1 \text{ Pa} &= 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ atm} = 0,00750 \text{ Torr.} \end{aligned}$$

ES. 9) 3,67 g di NH_4NO_3 vengono dissociate secondo la reazione (da bilanciare):



Calcolare il volume dei gas prodotti alla pressione di 1atm e alla temperature di 473 K.

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ Torr} = 101.325 \text{ Pa} = 101.325 \text{ Nm}^{-2} \\ 1 \text{ Torr} &= 133.3 \text{ Pa} = 0,00131 \text{ atm} \\ 1 \text{ Pa} &= 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ atm} = 0,00750 \text{ Torr.} \end{aligned}$$