



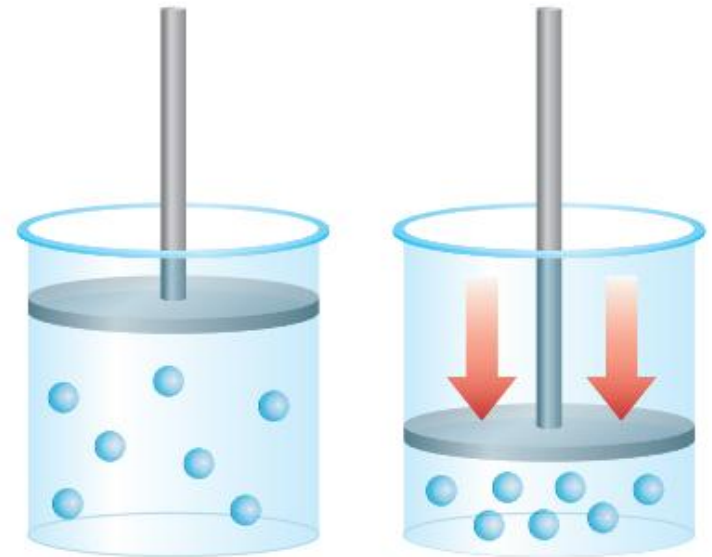
Sumário

- Estado gasoso (conceitos introdutórios).

Gases

No estudo dos gases, vamos admitir que:

- as moléculas movem-se de forma desordenada e incessante;
- as moléculas ocupam um volume muito pequeno em relação ao volume da amostra gasosa;

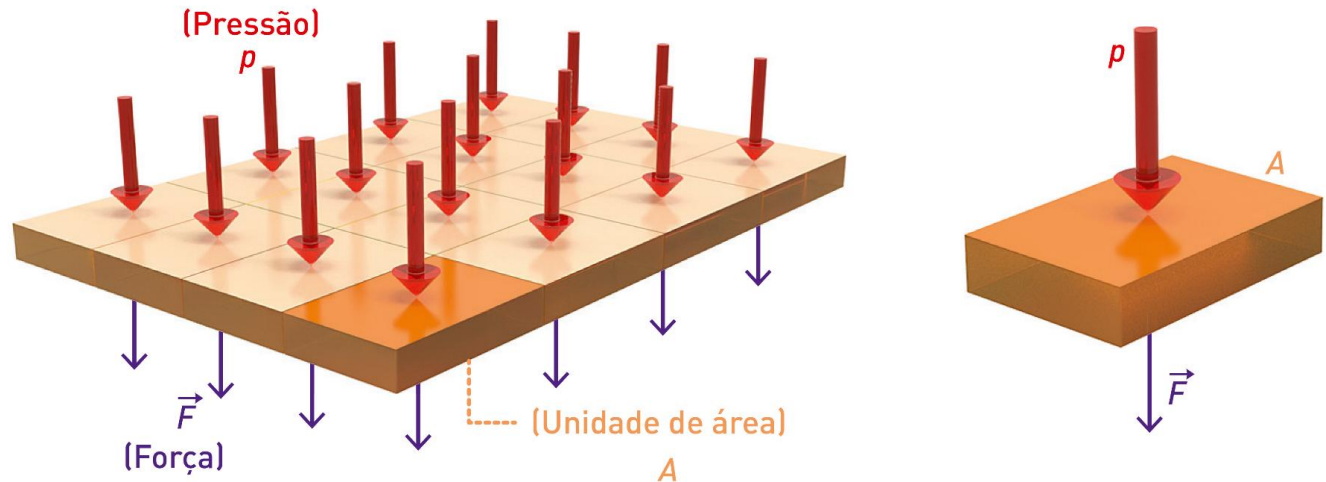


Os gases são compressíveis.
Facilmente expansíveis.

Pressão

Define-se pressão, P , como a força exercida, F , por unidade de superfície, A .

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



SI: 1 atm = 101 325 Pa (ou N/m²);

1 atm = 1,01325 bar;

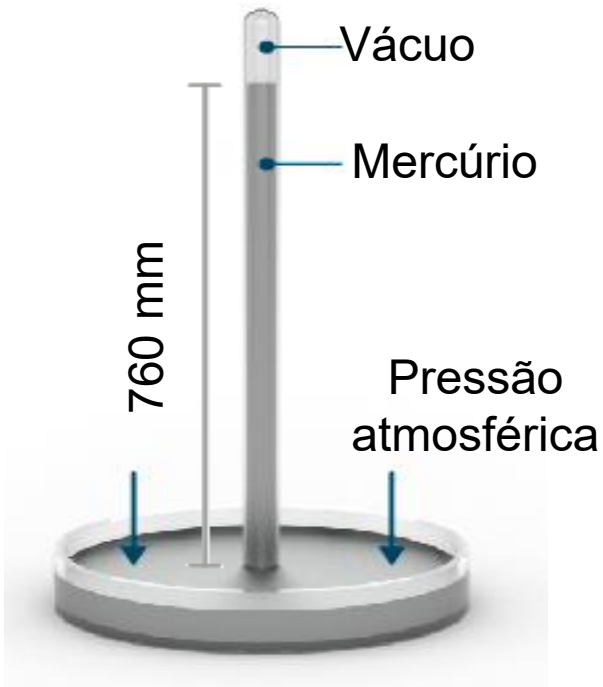
1 bar = 100 000 Pa;

1 atm = 760 Torr

1 Torr = 133,322 Pa (ou N/m²)

1 bar ≈ 750 Torr

Pressão dos gases - barômetro de Torricelli



$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

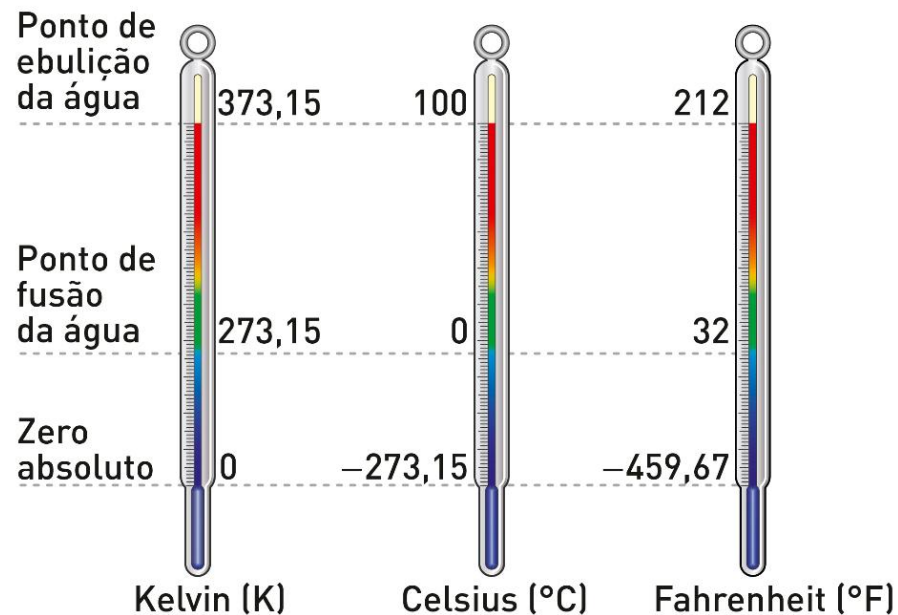
Variáveis de estado

A expressão **estado de um gás** designa a situação em que esse gás se encontra.

Especificar o estado de um gás significa dizer qual é o valor:

- da sua pressão, p ;
- da sua temperatura, T ;
- do seu volume, V ;
- da quantidade de substância, n .

Temperatura



Conversões:


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

$$T (\text{K}) = \frac{T (^\circ\text{F}) - 32}{1,8} + 273,15$$

Volume molar de gases

O volume ocupado por uma mole de uma dada substância depende naturalmente do estado físico em que esta se encontra.

Volume molar, V_m - o volume de uma mole de uma substância no estado gasoso.

$$V_m(\text{PTN}) = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$$

Condições normais de pressão e temperatura (PTN).

$T / ^\circ\text{C}$	V / dm^3
0	22,4
10	23,2
15	23,6
20	24,0
25	24,5
30	24,9

Volumes molares de gases a 1 atm

Gases ideais e gases reais

Gás ideal:

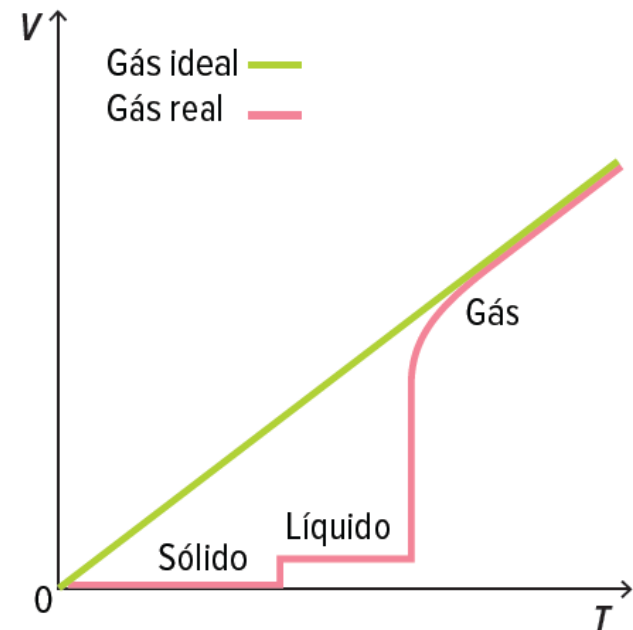
- gás real submetido a condições de baixa pressão e temperatura bastante acima do seu ponto de liquefação;
- apresenta um comportamento consistente com o de um gás constituído por *moléculas pontuais* (que não ocupam volume), entre as quais *não existem forças intermoleculares*.

Gases ideais e gases reais

Gás real:

As moléculas de um gás real ocupam **volume diferente de zero** e entre elas há **forças atrativas e repulsivas**, cuja magnitude depende das condições em que esse gás se encontra.

Num gás real, à medida que a temperatura baixa, o seu volume diminui muito mais rapidamente do que para um gás ideal.



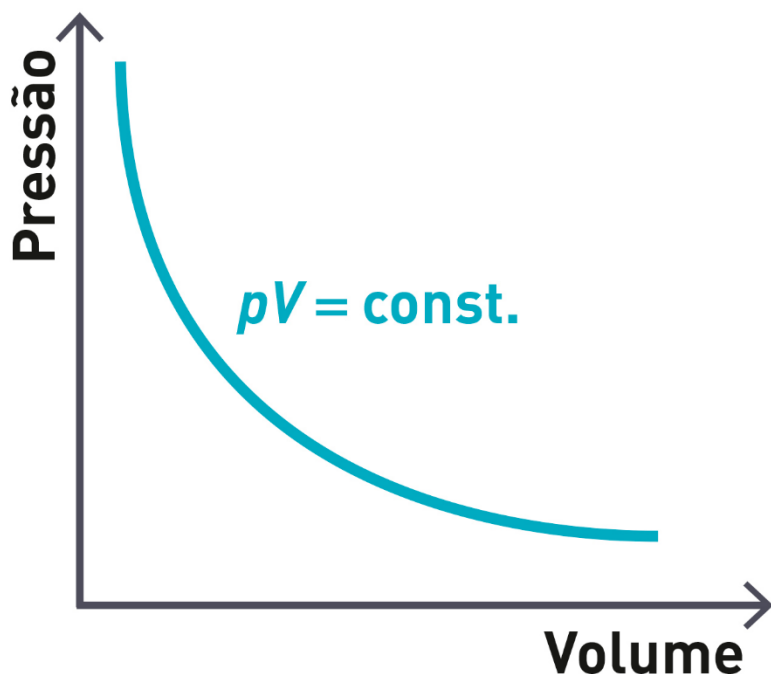


As leis dos gases

- Resultam de inúmeras experiências!

Lei de Boyle ou lei de Boyle-Mariotte

A pressão de uma quantidade de gás fixa, a temperatura constante, é inversamente proporcional ao volume.



$$pV = C^{te}$$

(n e T constantes)

Da expressão anterior, tiramos a seguinte relação:

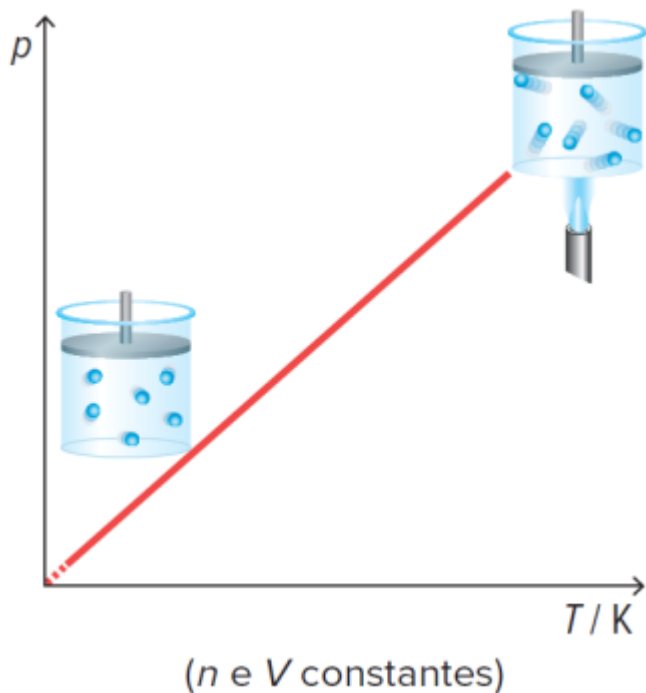
$$\frac{p_2}{p_1} = \frac{V_1}{V_2}$$

Exercício

- Faz-se subir um balão insuflado que tem um volume de 0,55L ao nível do mar (1 atm) até uma altitude de 6500m, onde a pressão é cerca de 0,44atm. Admitindo que a temperatura permanece constante, qual o volume final do balão?

Lei de Charles

$$V \propto T \quad (\text{n e p constantes})$$



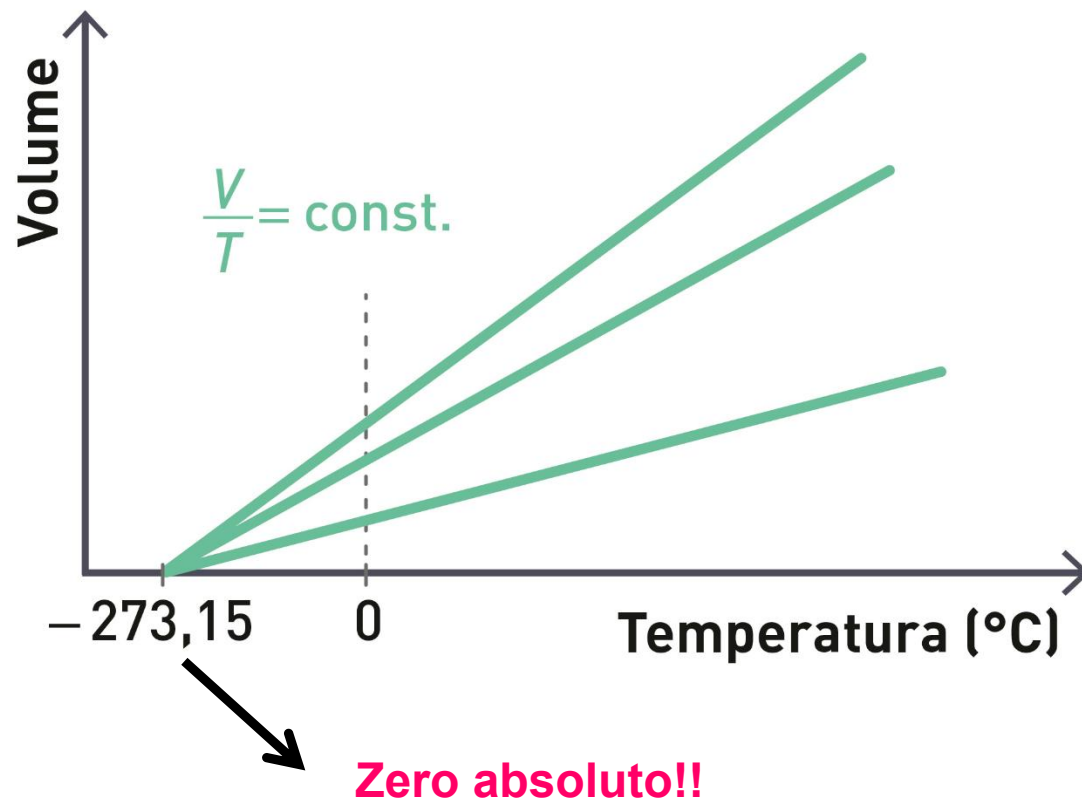
Lei de Gay-Lussac: para uma mesma quantidade de gás, num dado volume, a pressão é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

$$\frac{V}{T} = \text{constante} \Leftrightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Leftrightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

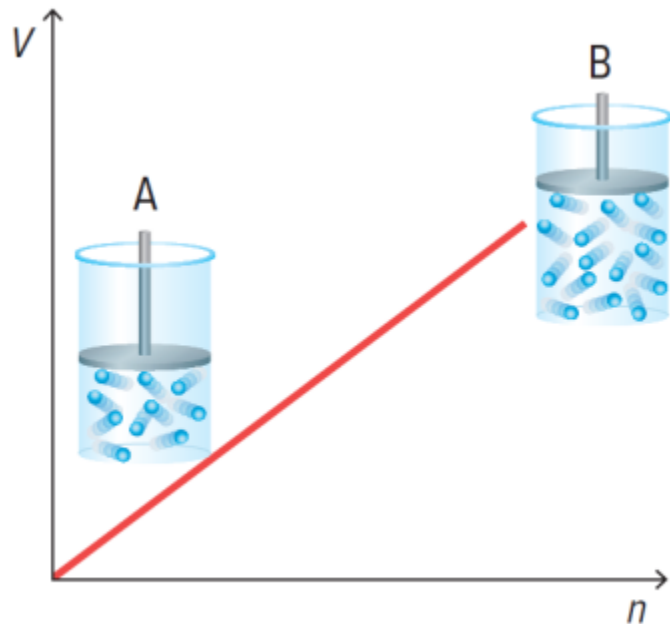
Exercício de aplicação

- Aquece-se uma amostra de 452ml de flúor gasoso de 22°C até 187°C, a pressão constante. Qual é o volume final?
 - Não esquecer de converter T (K)!

Lei de Charles



Princípio de Avogadro



(p e T constantes)

$$n \propto V$$

(p e T constantes)

Lei de Avogadro: nas mesmas condições de pressão e temperatura, o volume ocupado por um gás é diretamente proporcional à sua quantidade química (número de moles).

$$\frac{V}{n} = \text{constante} \Leftrightarrow \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Nota

Avogadro também relacionou, pela primeira vez, o volume de um gás com o seu número de moléculas:

Volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas.

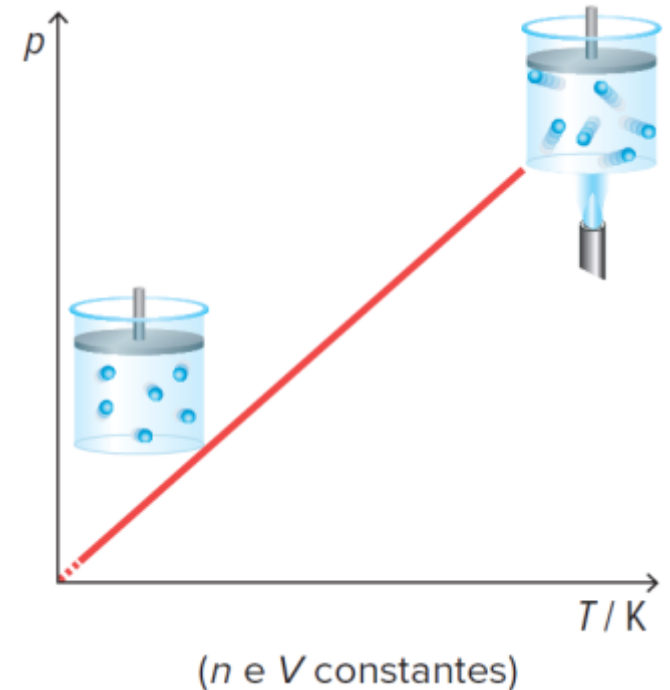
$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}, \text{ se } V_1 = V_2, \text{ então } n_1 = n_2.$$

Lei de Gay-Lussac

$$P \propto T$$

Para uma mesma quantidade de gás, num dado volume, a pressão é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

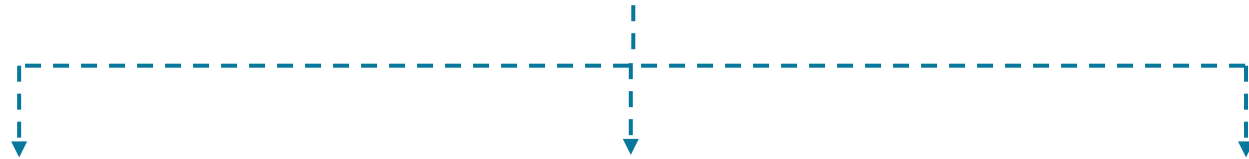
$$\frac{P}{T} = \text{constante} \Leftrightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Leftrightarrow \frac{P}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$



Exercício de aplicação

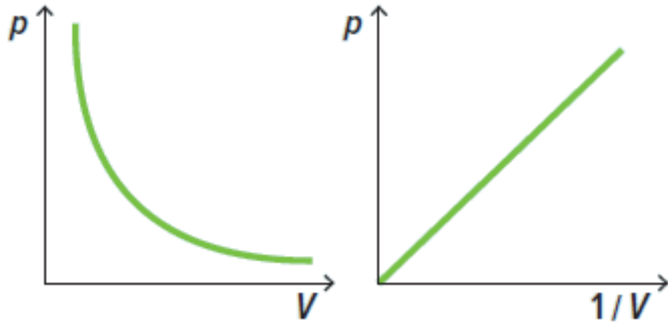
- O Ar é um gás inerte usado no interior de lâmpadas para retardar a vaporização do filamento. Uma lâmpada contendo Ar a 1.20 atm e 18°C é aquecida até 85°C, a volume constante. Calcula a pressão final do interior da lâmpada (em atm).
 - Não esquecer de T (K)!

Transformações sofridas por um gás (mantendo-se n constante)



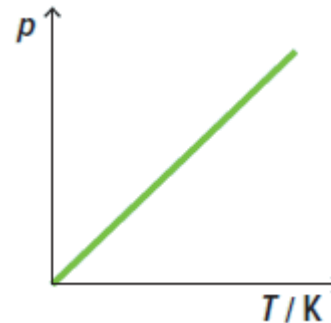
Isotérmicas
(temperatura constante)

T, n constantes
 p, V variam



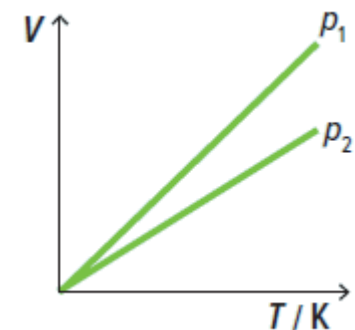
Isocóricas
(volume constante)

V, n constantes
 p, T variam



Isobáricas
(pressão constante)

p, n constantes
 V, T variam



Gases ideais

A uma pressão não superior a cerca de 1 atm, qualquer gás pode ser considerado aproximadamente um **gás ideal** (também chamado gás perfeito).

Um gás ideal teria moléculas pontuais (**sem volume**) e **interações moleculares nulas**.

A **equação dos gases ideais** relaciona a pressão, o volume, a temperatura e a quantidade de matéria:

$$p V = n R T$$

R – Constante universal dos gases

Equação dos gases ideais

$$p V = n R T$$


Pressão \leftarrow p \leftarrow V $=$ \leftarrow n \leftarrow R \leftarrow T \rightarrow Temperatura

Volume

Constante dos gases ideais ou dos gases perfeitos

Quantidade de substância

Grandeza	Unidade SI	Unidades usuais	
Pressão (p)	Pa	atm	bar
Volume (V)	m ³	dm ³	dm ³
N.º de moles (n)	mol	mol	mol
Temperatura (T)	K	K	K
R	8.31 J K ⁻¹ mol ⁻¹	0.082 atm dm ³ K ⁻¹ mol ⁻¹	0.0831 bar dm ³ K ⁻¹ mol ⁻¹



O conceito de **gás ideal** aplica-se aos gases que obedecem, rigorosamente, à equação dos gases ideais (ou perfeitos).

O conceito de **gás real** aplica-se aos gases que se afastam do comportamento de um gás ideal, à medida que a pressão aumenta ou a temperatura diminui.

Cálculo da massa volúmica

$$P V = n R T \Leftrightarrow P = \frac{n}{V} R T$$

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow P = \frac{m}{V M} R T; \quad \rho = \frac{m}{V} \rightarrow P = \rho \frac{R T}{M} \Leftrightarrow \rho = \frac{P M}{R T}$$

Cálculo da massa molar

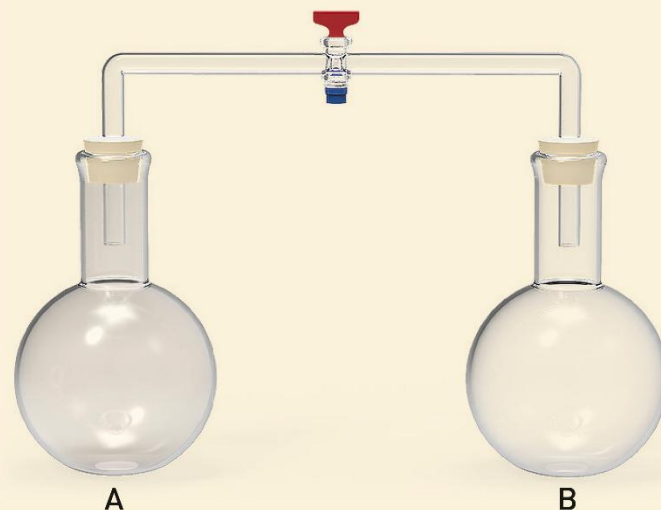
$$n = \frac{m}{M} \rightarrow P V = \frac{m}{M} R T \Leftrightarrow M = \frac{m R T}{\rho V};$$

Exercício de aplicação

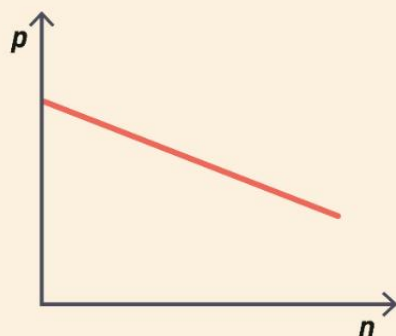
- Calcula a densidade do NH_3 , em gramas por dm^3 , 752 mmHg e 55°C .
 - Não esquecer de:
 - Converter T (K)
 - P a atm!

A figura representa dois balões indeformáveis, de volumes iguais a 10 L, ligados entre si.

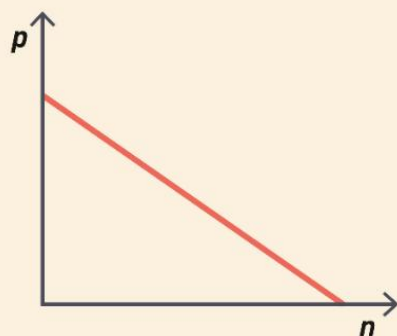
Inicialmente, existia 1,00 mol de dióxigénio no balão A à pressão de 3,00 atm. A abertura da torneira durante um determinado intervalo de tempo permitiu a passagem de $1,5 \times 10^{23}$ moléculas de dióxigénio para o balão B, que se encontrava vazio. Considere o O_2 com um comportamento de um gás ideal.



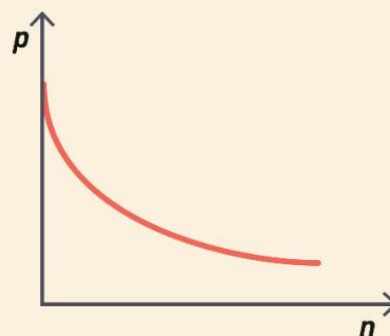
1. Determine a temperatura a que se encontrava inicialmente o dióxigénio contido no balão A.
2. Determine a pressão do gás contido no balão A, depois de ter sido permitida a saída de gás para
3. Dos gráficos seguintes selecione o que traduz corretamente a variação de pressão do balão A em função da quantidade de dióxigénio que passa para o balão B, nas condições referidas na alínea 2..



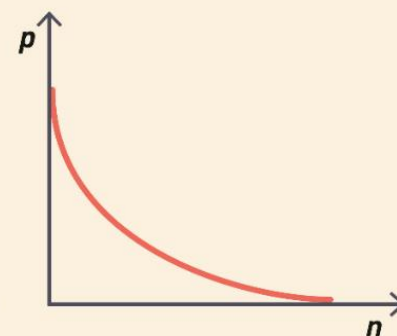
(A)



(B)



(C)



(D)

Método 1

Dados:

$$n = 1,00 \text{ mol}$$

$$V = 10,0 \text{ dm}^3 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$p = 3,00 \text{ atm} \Rightarrow p = 3,00 \times 1,013 \times 10^5 = 3,04 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$pV = nRT \Leftrightarrow T = \frac{pV}{nR} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow T = \frac{3,04 \times 10^5 \times 1,00 \times 10^{-2}}{1,00 \times 8,314} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow T = 366 \text{ K}$$

Método 2

Dados:

$$n = 1,00 \text{ mol}$$

$$V = 10,0 \text{ dm}^3$$

$$R = 0,08205 \text{ atm dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$p = 3,00 \text{ atm}$$

$$pV = nRT \Leftrightarrow T = \frac{pV}{nR} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow T = \frac{3,00 \times 10,0}{1,00 \times 0,08205} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow T = 366 \text{ K}$$

2. Etapa A – Quantidade de dióxigênio que saiu do balão A

$$N = n \times N_A \Leftrightarrow n = \frac{N}{N_A} \Leftrightarrow n = \frac{1,5 \times 10^{23}}{6,022 \times 10^{23}} = 0,25 \text{ mol}$$

Etapa B – Quantidade de dióxigênio que ficou no balão A

$$n = 1,00 - 0,25 = 0,75 \text{ mol}$$

Etapa C – Pressão do balão A

$$pV = nRT \Leftrightarrow p = \frac{nRT}{V} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow p = \frac{0,75 \times 8,314 \times 366}{10,0 \times 10^{-3}} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow p = 2,3 \times 10^5 \text{ Pa}$$

3. (A).

$$pV = nRT \Leftrightarrow p = \frac{RT}{V}n \Rightarrow p \propto n$$

Como $\frac{RT}{V} = \text{const.}$,

o gráfico será uma reta decrescente, pois a quantidade química de dióxigênio no balão A vai diminuindo de forma proporcional à saída de moléculas de gás do balão A para o balão B. O balão A nunca fica vazio, pelo que a pressão nunca será zero.