

Química Geral

Prof. Sofia Nikolaou

AULA 20 – Lei dos gases ideais

P. Atkins & L. Jones, Princípios da Química, 5^o edição, editora Bookman

Capítulo 4

Brown, Química: uma ciência central, 13^o edição

Capítulo 10

A camada de gás O_3 nos protege da incidência da radiação UV emitida pelo sol.



Nossa atmosfera, que permite com que a vida na terra seja como ela é, é composta por uma mistura de substâncias elementares e moleculares em fase gasosa, como por exemplo o Ar (argônio), O_2 , N_2 , H_2O , CO_2 , etc.

O que caracteriza um gás?

* Coleção de moléculas (ou átomos, no caso dos Gases Nobres) em movimento randômico, que estão tão separadas entre si que não interagem. As interações ocorrem somente durante o brevíssimo intervalo de tempo das colisões entre essas espécies químicas

BAIXAS PRESSÕES

COMPORTAMENTO IDEAL

TERORIA CINÉTICA DOS
GASES

CONSEQUÊNCIA MUITO IMPORTANTE: o fato das moléculas não interagirem entre si faz com todos os gases em baixas pressões, a despeito da sua natureza, se comportem da mesma maneira!!!!!!

Precisamos de uma Lei matemática que nos permita descrever o comportamento dos gases!!!!

LEI DOS GASES IDEAIS

Aplicações diretas: - determinação da densidade de um gás
- determinação da massa molar de um gás

Alguns aspectos descritivos

H			He
N	O	F	Ne
		Cl	Ar
			Kr
			Xe
			Rn

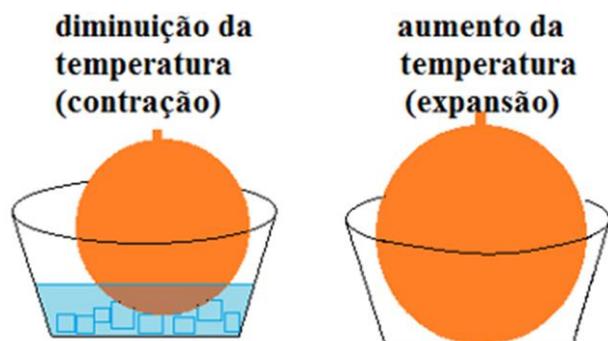
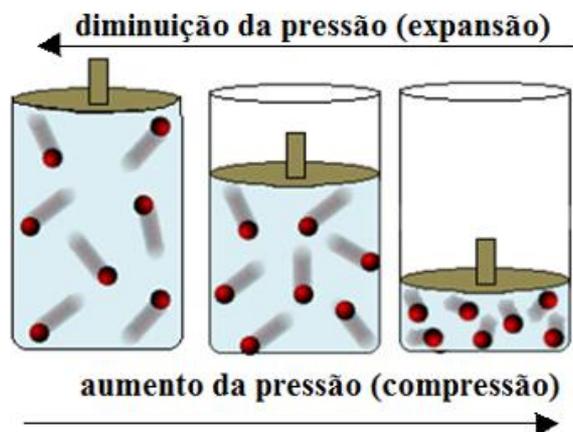
11 elementos que são gases nas condições normais de pressão e temperatura.

RELEMBRANDO: CNTP → 25°C e 1 bar
STP → 0°C e 1 atm
(1 bar = 0,987 atm)

Nome	Fórmula	Características
HCN	Cianeto de hidrogênio	Muito tóxico e possui leve odor de amêndoas amargas
H ₂ S	Sulfeto de hidrogênio	Muito tóxico e possui odor de ovo podre
CO	Monóxido de carbono	Tóxico, incolor e inodoro
CO ₂	Dióxido de carbono	Incolor e inodoro
CH ₄	Metano	Incolor, inodoro e inflamável
C ₂ H ₄	Eteno (etileno)	Incolor e amadurece frutas
C ₃ H ₈	Propano	Incolor, inodoro e encontrado no botijão de gás
N ₂ O	Óxido nitroso	Incolor, odor doce e gás do riso
NO ₂	Dióxido de nitrogênio	Tóxico, castanho-avermelhado e possui odor irritante
NH ₃	Amônia	Incolor e possui odor pungente
SO ₂	Dióxido de enxofre	Incolor e possui odor irritante

Para estudar gases é **MUITO** importante sempre ter em mente as **UNIDADES** dos diversos parâmetros (pressão, temperatura, volume e quantidade de matéria) que serão relacionadas na **Leis dos gases ideais**

Análise intuitiva....construindo a Lei dos Gases



- O que ocorre quando aplicamos pressão à um gás? (êmbolo de uma seringa com a extremidade fechada; bomba de encher pneu, etc?) **COMPRESSÃO**

- O que ocorre se diminuirmos a pressão? **EXPANSÃO**

- O que ocorre quando diminuimos a temperatura de um gás? **CONTRAÇÃO DO VOLUME**

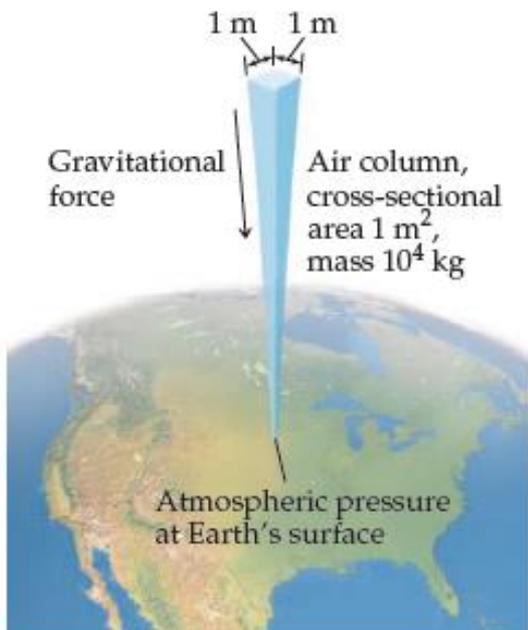
- O que ocorre quando aumentamos a temperatura de um gás? **EXPANSÃO**

A PARTIR DESSE EXPERIMENTO MENTAL SIMPLES
PUDEMOS VERIFICAR QUE AS GRANDEZAS
P, V E T ESTÃO RELACIONADAS ENTRE SI!

Medida e unidades de pressão

O que é **pressão** afinal? É a força que algo exerce em uma determinada área de aplicação. No caso dos **gases**, essa força tem origem nos **choques que as molécula exercem sobre as paredes do recipiente que as contêm**.

Geralmente a pressão é medida com um instrumento chamado barômetro



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

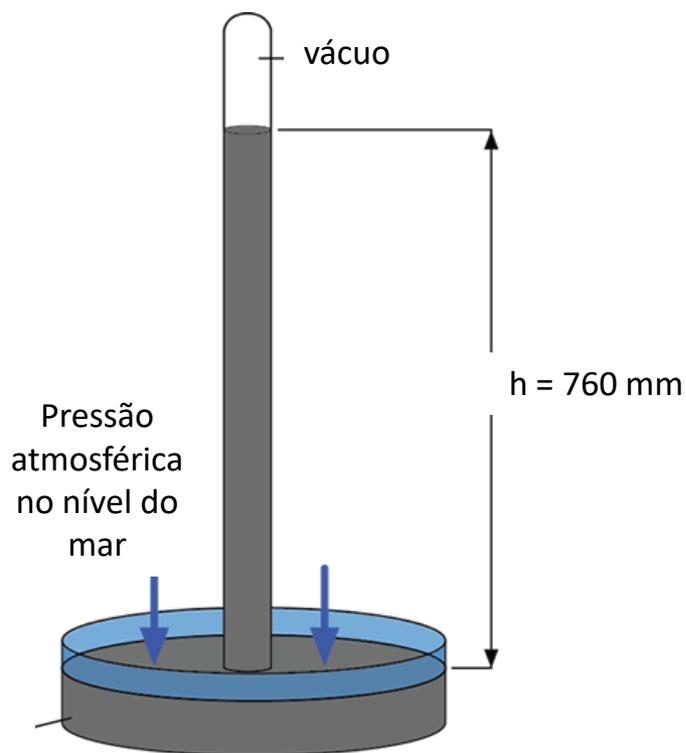
unidade no SI: Pa (pascal)

$$\text{Quando } F = m \cdot g \quad m: \text{kg}$$
$$g: \text{m/s}^2$$
$$A: \text{m}^2$$

$$\text{Então } \text{Pa} = \text{kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$$

Medida e unidades de pressão

BARÔMETRO: instrumento para medir a pressão atmosférica inventado no século XVII por Torricelli. Princípio:



- Quando a pressão é igual à 1 atm, a altura da coluna de mercúrio é exatamente 760 mm.
- Essa medida deu origem à unidade 760 mmHg ou 760 Torr
- A fórmula $P = F/A$ permite correlacionar a pressão que uma coluna de líquido exerce com sua altura.

$$P = F/A \text{ e } F = m \cdot g$$

$$D = m/V$$

$V = h \cdot A$, sendo $A =$ área da secção transversal da coluna (área onde a pressão é aplicada)

$$m = D \cdot V$$

$$P = D \cdot h \cdot A \cdot g \cdot A^{-1}$$

$$\mathbf{P = D \cdot h \cdot g}$$

- Isso permite a medição de pressão com barômetros feitos de outros líquidos, não apenas de mercúrio.

Medida e unidades de pressão

Unidades de pressão

Unidade SI: pascal (Pa)

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2} = 1 \text{ N m}^{-2}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

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

$$1 \text{ Torr} = 1 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ Torr} = 133,322 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 14,7 \text{ lbf in}^{-2} \text{ (psi)}$$

Construindo a Lei dos Gases – o experimento de Boyle – EFEITO DA PRESSÃO NO VOLUME

O que ocorre se aumentarmos a pressão em uma certa quantidade de gás, mantendo a temperatura constante?

PROCESSO ISOTÉRMICO

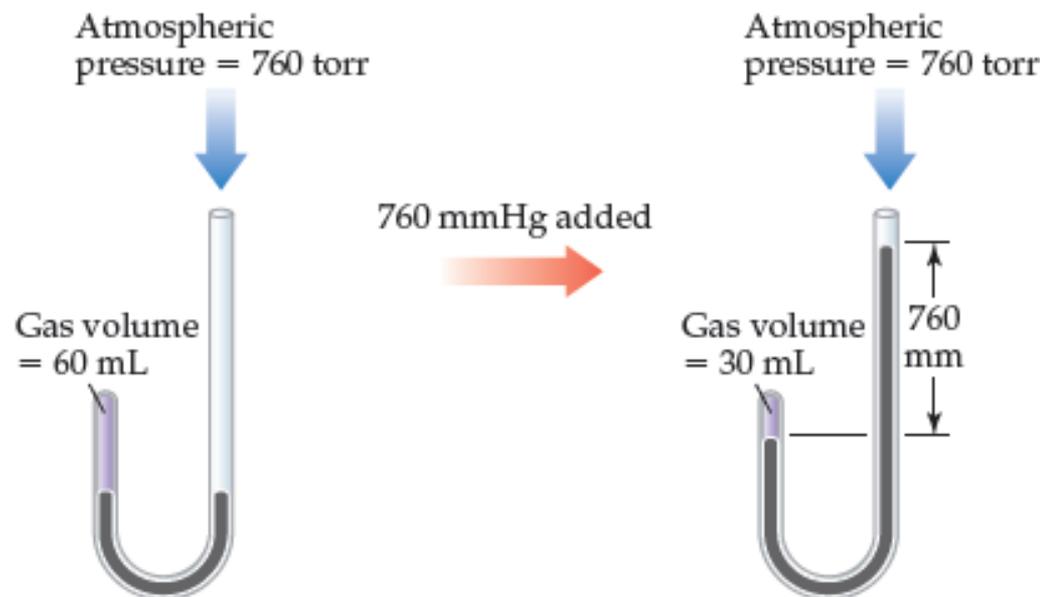
O volume do gás diminui. Ou seja: pressão e volume são grandezas INVERSAMENTE PROPORCIONAIS!!!!

$$V \propto 1/P$$

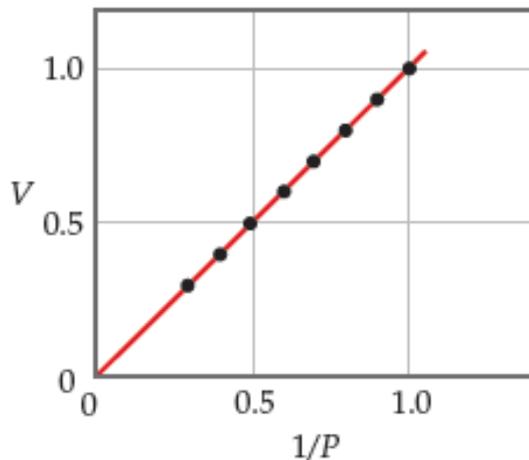
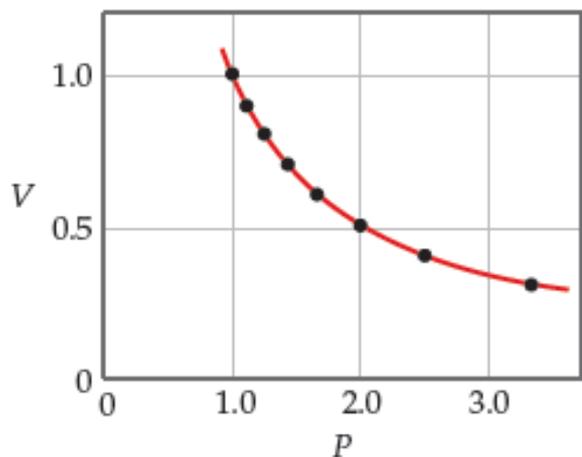
Ou seja: $V = cte/P$ (n e T ctes)

Ou $PV = cte$

LEI DE BOYLE



Construindo a Lei dos Gases – Lei de Boyle em termos gráficos



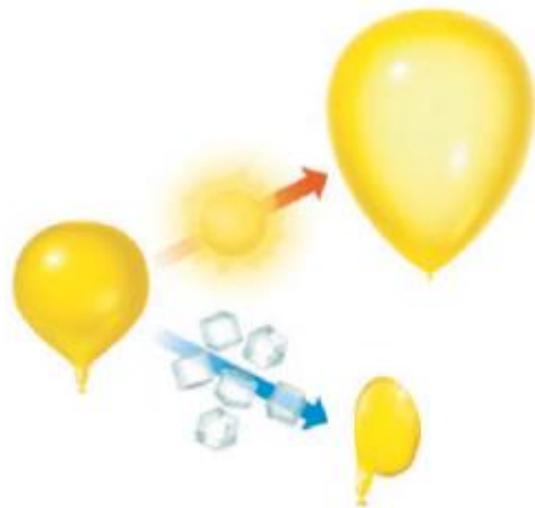
CONSEQUÊNCIA IMPORTANTE:

Se $PV = cte$; então a mudança da situação P_1V_1 para P_2V_2 é igual à mesma cte

ENTÃO: $P_1V_1 = P_2V_2$

- Dependência da variação do **volume** (ou **pressão**) com a variação da **pressão** (ou **volume**) de uma quantidade fixa de gás (n) em uma temperatura constante T
- A relação é igualmente válida se invertermos os eixos de volume e pressão

Construindo a Lei dos Gases – Lei de Charles (Gay–Lussac) – EFEITO DA TEMPERATURA NO VOLUME



PRESSÃO CTE = PRESSÃO ATMOSFÉRICA

ALTERNATIVAMENTE: se aumentarmos T a volume constante, o aumento de energia cinética se traduzirá em AUMENTO DE PRESSÃO.

$$P \propto T$$

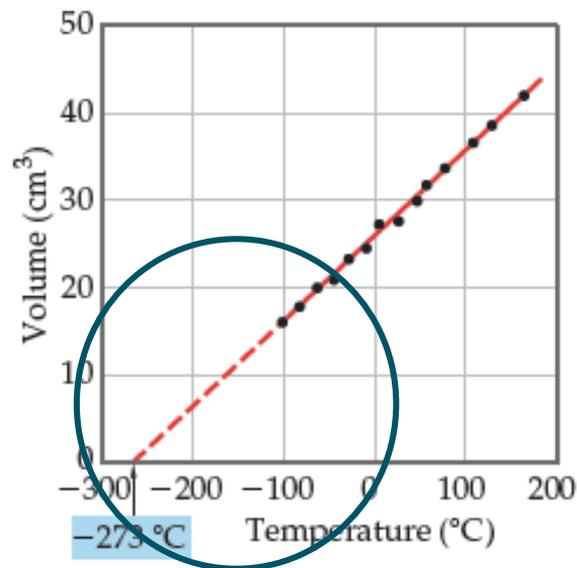
$$\text{ou } P/T = cte$$

- O aumento da temperatura aumenta a ENERGIA CINÉTICA das moléculas do gás (aumenta a VELOCIDADE).
- Como a pressão é constante, o aumento na energia das moléculas se traduz num aumento de volume.
- Ou seja: **volume e temperatura são grandezas proporcionais!!!**

$$V \propto T, \text{ ENTÃO:}$$

$$V = cte \cdot T$$

$$\text{OU } V/T = cte$$



Construindo a Lei dos Gases – Lei de Avogadro

Uma consequência importante de gases em condição de idealidade se comportarem da mesma maneira, independentemente de sua natureza química, é o fato de que, **NAS MESMAS CONDIÇÕES DE PRESSÃO E TEMPERATURA, a mesma quantidade de qualquer gás ocupa o mesmo volume!**

V_m = volume molar → volume que um mol de qualquer gás ideal ocupa nas STP (0°C e 1 atm)

$$V_m = 22,41 \text{ L mol}^{-1}$$

Gás ideal (nas STP)	22,41 L mol ⁻¹
Argônio	22,09
CO ₂	22,26
N ₂	22,40
O ₂	22,40
H ₂	22,43

Finalmente a Lei dos Gases

Lei de Boyle: $V \propto 1/P$ (n, T constantes)

Lei de Charles: $V \propto T$ (n, P constantes)

Lei de Avogadro: $V \propto n$ (P, T constantes)

$$PV = nRT$$



Os gases ideias seguem a lei dos Gases, que é uma **lei limite**, ou seja: é válida na medida que $P \rightarrow 0$.

Constante de proporcionalidade, chamada de **CONSTANTE DOS GASES IDEAIS** $\rightarrow R$



$$V = cte \frac{nT}{P}$$

R – constante dos gases

(SI) $8,3144626 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$8,20574 \times 10^{-2} \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$8,3144626 \times 10^{-2} \text{ L bar K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

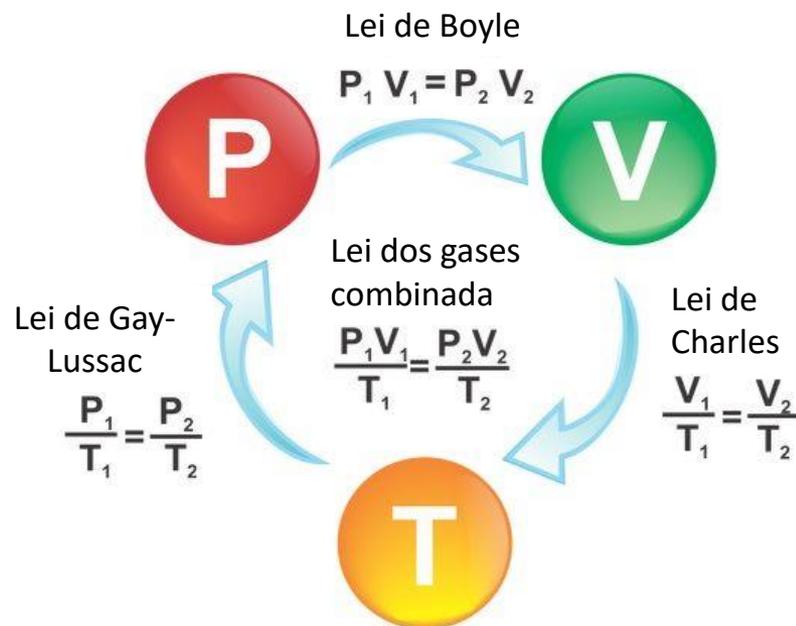
$8,3144626 \text{ L kPa K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

a Lei dos Gases Combinada

Para uma quantidade fixa de gás que passa por variações de pressão e/ou temperatura e/ou volume, se:

$$\frac{PV}{T} = nR$$

$$\text{Então } P_1V_1/T_1 = nR = P_2V_2/T_2$$



Usos da Lei dos Gases

- Além de permitir calcular a pressão, temperatura e volume de amostras gasosas em determinadas condições, permite também calcular

- DENSIDADE DE UM GÁS

$$D = m / V$$

$$n = m/MM \rightarrow m = n \cdot MM$$

$$PV = nRT \rightarrow n = PV/RT$$

Portanto:

$$D = n \cdot \frac{MM}{V} = \left(\frac{PV}{RT} \right) \frac{MM}{V}$$

$$D = \frac{P \cdot MM}{RT}$$

A análise dessa expressão permite verificar como a massa molar, a pressão e a temperatura influenciam a densidade de um gás!

- MASSA MOLAR DE UM GÁS

BASTA REARRANJAR A EXPRESSÃO ANTERIOR PARA A VARIÁVEL MM!

- CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

- A Lei dos gases também nos permite realizar cálculos estequiométricos a partir do conhecimento da estequiometria da reação em questão e do volume da amostra de gás que se pretende reagir

Usos da Lei dos Gases – mistura de gases

Como essa lei descreve amostras de **gases que se comportam dentro da idealidade** (ou seja: entidades que não interagem umas com as outras) numa **mistura de gases ideais**, cada gás se comporta **como se estivesse sozinho** em uma dada condição de volume e temperatura.

Pressões parciais

Pressão parcial é a pressão que um determinado gás exerce numa mistura com valores fixos de T e V . Essa pressão corresponde exatamente à pressão que ele exerceria se estivesse sozinho!!!

Portanto, numa mistura de gases A, B, C.....

$$P = P_A + P_B + P_C + \dots$$

Pressões parciais e fração molar

Conhecendo a pressão total que uma mistura de gases exerce em uma dada temperatura e volume, é possível calcular as pressões parciais de cada componente da mistura?

SIM!! A partir das frações molares dos componentes da mistura. Vejamos como:

- Fração Molar de A $\rightarrow x_A = n_A/n$ onde:
 n_A : número de mols de A
 n : número de mols total de gases na mistura.
$$P_A = n_A RT/V$$
$$P_A = x_A nRT/V$$
- Fração Molar de B $\rightarrow x_B = n_B / n$
$$P_A = x_A \cdot P$$
- $n = n_A + n_B$
- $P_{\text{total}} = nRT/V$