



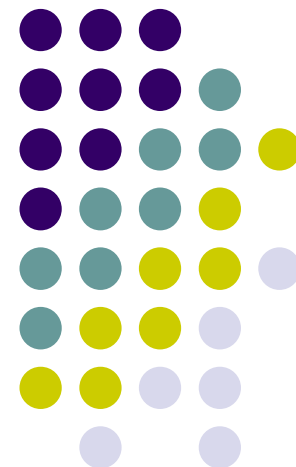
UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO
ESCOLA DE ENGENHARIA DE LORENA - EEL

FÍSICO-QUÍMICA

GASES IDEAIS

PARTE I

Professora : Elisângela Moraes



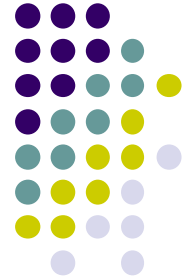
02/03/2012

PROGRAMA RESUMIDO



1. Gases Ideais;
2. Gases Reais;
3. Termodinâmica;
4. Termoquímica;
5. Entropia;
6. Espontaneidade da reação.

AVALIAÇÃO



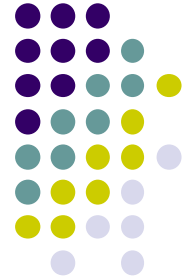
A avaliação será feita por meio de provas escritas.

A Nota Final (NF) será calculada da seguinte maneira

$$***NF = (P1 + P2)/2***$$

EXAME: 13 de Julho de 2012

GASES IDEAIS



- a) Lei de Boyle;
- b) Lei de Charles
- c) Lei de Gay-Lussac
- d) A Lei do Gás Ideal

INTRODUÇÃO



- ❑ Gás ≠ Vapor
- ❑ Gás: uma substância que normalmente se encontra no estado gasoso na temperatura e pressão ambiente.
Exs.: Hélio, Hidrogênio, Oxigênio, entre outros.
- ❑ Vapor: a forma gasosa de uma substância que normalmente é um líquido ou um sólido na temperatura e pressão ambiente.

Ex.: Água

RAZÕES PARA INVESTIGAR OS GASES



- ❑ 1ª.: Alguns elementos e compostos comuns existem no estado gasoso, nas condições normais de temperatura e pressão. Além disso podem ser vaporizados, e as propriedades destes vapores são importantes.
- ❑ 2ª.: Nossa atmosfera gasosa proporciona meios de movimentar energia e materiais sobre toda a superfície terrestre e é a fonte de muitos produtos químicos vitais.
- ❑ 3ª.: Os gases são os mais simples quando a investigação é feita a nível molecular.

PROPRIEDADES DOS GASES



- ✓ Os gases são altamente compressíveis e ocupam o volume total de seus recipientes.
- ✓ Quando um gás é submetido à pressão, seu volume diminui.
- ✓ Os gases sempre formam misturas homogêneas com outros gases.
- ✓ Os gases ocupam somente cerca de 0,1 % do volume de seus recipientes.

Alguns compostos comuns que são gases à temperatura ambiente

Fórmula	Nome	Características
HCN	Cianeto de hidrogênio	Muito tóxico, odor leve de amêndoas azedas
H ₂ S	Sulfeto de hidrogênio	Muito tóxico, cheiro de ovo podre
CO	Monóxido de carbono	Tóxico, sem cor e sem cheiro
CO ₂	Dióxido de carbono	Sem cor e sem cheiro
CH ₄	Metano	Sem cor, sem cheiro, inflamável
C ₂ H ₄	Etileno	Sem cor, frutas maduras
C ₃ H ₈	Propano	Sem cor; gás engarrafado
N ₂ O	Óxido nitroso	Sem cor; cheiro doce, gás hilariante
NO ₂	Dióxido de nitrogênio	Tóxico, marrom-avermelhado, odor irritante
NH ₃	Amônia	Sem cor, odor pungente
SO ₂	Dióxido de enxofre	Sem cor, odor irritante

PROPRIEDADES DOS GASES



- ❑ Para descrever o estado gasoso são necessárias 04 (quatro) grandezas: pressão, volume, temperatura e a quantidade de gás.
- ❑ Pressão: Força por unidade de área.

Aparelho usado para medir pressão: Barômetro

Unidades: a pressão medida em um barômetro de mercúrio é mmHg, ,também chamada de torr; pode ser também registrada em atmosfera normal (atm) que se define por:

1 atmosfera padrão = 1 atm = 760mmHg

* A Unidade do SI (Sistema Internacional) é o pascal (Pa).

PROPRIEDADES DOS GASES



GASES IDEAIS E GASES PERFEITOS RESPEITEM AS SEGUINTESS CONDIÇÕES:

- O gás é constituído por um número muito grande de moléculas em movimento desordenado descrito pelas Leis de Newton.
- O volume próprio das moléculas é desprezível frente ao volume do recipiente.
- As forças intermoleculares são desprezíveis, exceto nas colisões mútuas e com as paredes do recipiente.
- As colisões são elásticas e de duração desprezível.

Os gases perfeitos obedecem a três leis bastante simples, que são a *lei de Boyle*, a *lei de Gay-Lussac* e a *lei de Charles*. Essas leis são formuladas segundo o comportamento de três grandezas que descrevem as propriedades dos gases: a pressão, o volume e a temperatura absoluta.

PROPRIEDADES DOS GASES



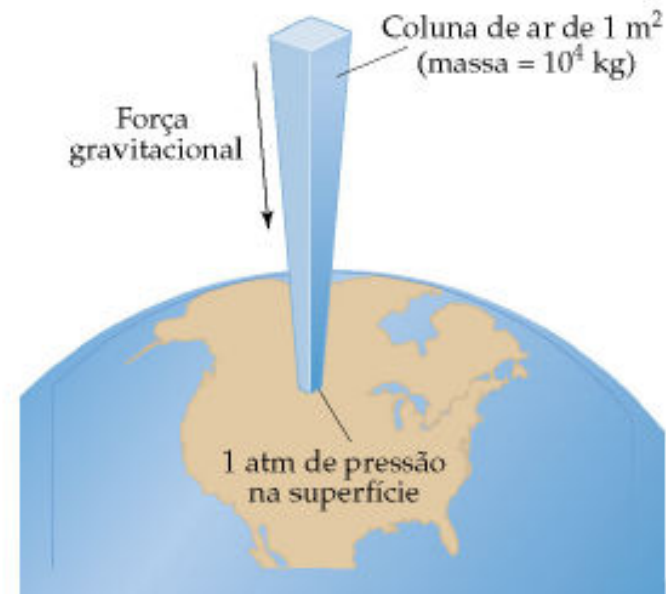
PRESSÃO

A pressão é a força atuando em um objeto por unidade de área:

Pressão:

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

- A gravidade exerce uma força sobre a atmosfera terrestre.
- Uma coluna de ar de 1 m^2 de seção transversal exerce uma força de 10^5 N .
- A pressão de uma coluna de ar de 1 m^2 é de 100 kPa .



PRESSÃO



A pressão atmosférica e o barômetro

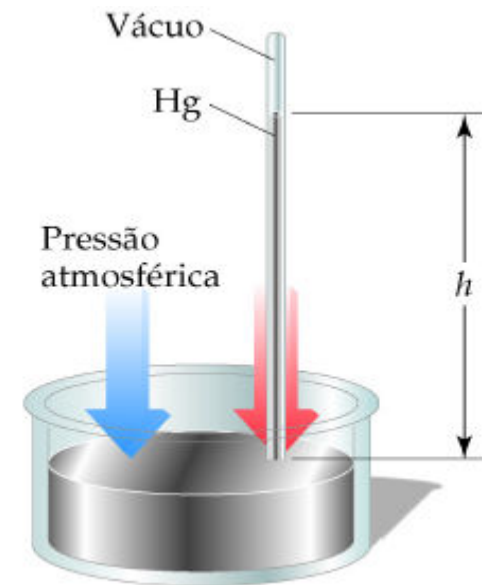
- Unidades SI: $1 \text{ N} = 1 \text{ kg m/s}^2$; $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$.
- A pressão atmosférica é medida com um barômetro.
- Se um tubo é inserido em um recipiente de mercúrio aberto à atmosfera, o mercúrio subirá 760 mm no tubo.
- A pressão atmosférica padrão é a pressão necessária para suportar 760 mm de Hg em uma coluna.

Unidades:

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

$$760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

$$760 \text{ torr} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$



PRESSÃO

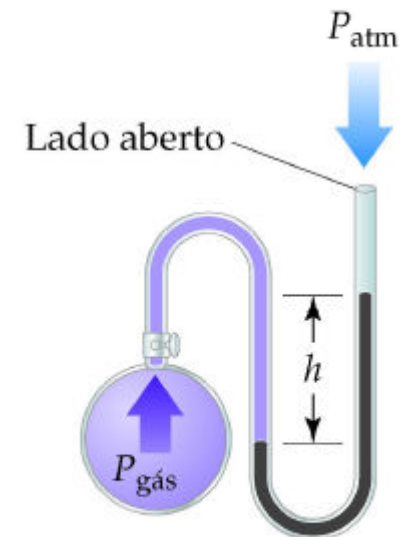


A pressão atmosférica e o barômetro

- As pressões de gases não abertos para a atmosfera são medidas em manômetros.
- Um manômetro consiste de um bulbo de gás preso a um tubo em forma de U contendo Hg:

Se: $P_{gás} < P_{atm} \rightarrow P_{gás} + P_h = P_{atm}$

Se: $P_{gás} > P_{atm} \rightarrow P_{gás} = P_{atm} + P_h$



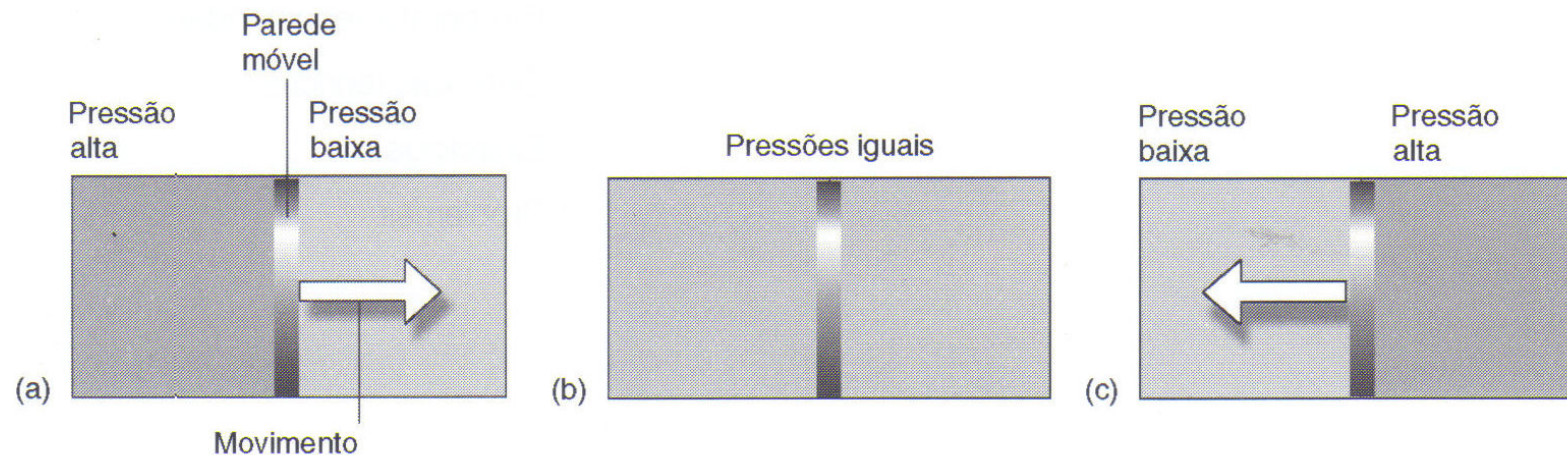
$$P_{gás} = P_{atm} + P_h$$

PRESSÃO



Se dois gases estiverem em recipientes separados tendo uma parede móvel comum, o gás com a pressão mais alta tenderá a comprimir o gás com pressão mais baixa. A pressão do gás que tem maior pressão diminuirá à medida que ele se expande, e a do outro gás aumentará à medida em que ele é comprimido.

Os dois atingirão um estado em que as duas pressões são iguais e não haverá mais tendência de a parede móvel se deslocar. Esta situação corresponde ao **equilíbrio mecânico**.



VOLUME



O volume de qualquer substância é o espaço ocupado por esta substância. No caso dos gases, o volume de uma dada amostra é igual ao volume do recipiente que a contém.

As unidades usuais de volume são:

litro (L), mililitro (mL),

metro cúbico (m³) [S.I.],

decímetro cúbico (dm³) e,

centímetro cúbico (cm³).

$$1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1.000 \text{ cm}^3$$

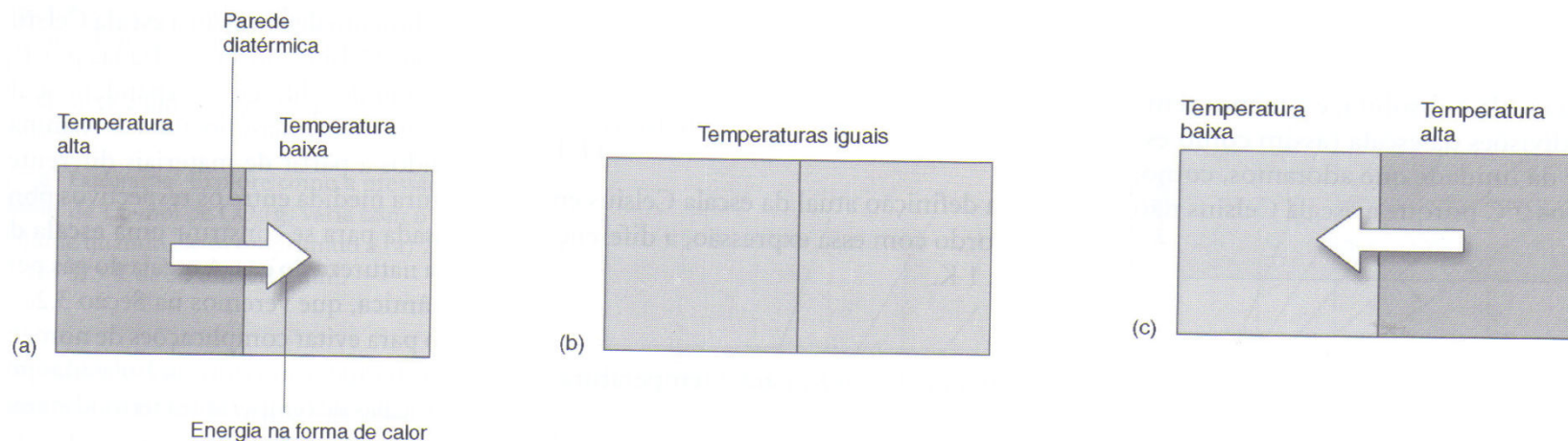
$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

TEMPERATURA

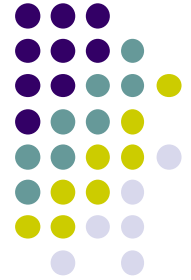


O conceito de temperatura provém de observações que mostram ser possível uma alteração do estado físico de uma amostra.

A temperatura T , é uma propriedade que indica o sentido do fluxo de energia através de uma parede rígida e termicamente condutora. Se a energia passa de A para B quando dois corpos (A e B) estão em contato, dizemos que a temperatura de A é mais elevada do que a de B.



TEMPERATURA



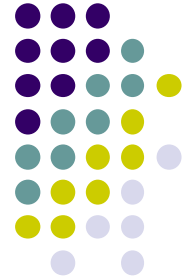
É conveniente fazer a distinção entre dois tipos de fronteira que podem separar dois corpos:

❑ **Diatérmica:** quando há condução de calor. Se uma mudança de estado é observada quando dois corpos com temperaturas diferentes são postos em contato.

❑ **Adiabática:** quando **NÃO** há condução de calor. Se não há nenhuma mudança de estado, mesmo que os dois corpos tenham temperaturas diferentes. Uma garrafa térmica é uma aproximação de um recipiente adiabático.

O equilíbrio térmico é atingido quando não ocorre qualquer mudança de estado quando dois corpos A e B estão em contato através de uma parede diatérmica.

TEMPERATURA



Imaginemos que um corpo A (por exemplo, um bloco de ferro) este já em equilíbrio térmico com um corpo B (um bloco de cobre) e que B esteja em equilíbrio térmico com um corpo C (um vaso com água).

Verifica-se experimentalmente que A e C também estão em equilíbrio térmico quando eles são postos em contato. Essa observação e resumida pela LEI ZERO DA TERMODINÂMICA:

Se A está em equilíbrio térmico com B e se B está em equilíbrio térmico com C, então C também está em equilíbrio térmico com A.

Esta lei é a base do conceito de temperatura e justifica o uso de termômetros como instrumentos de medida da temperatura.

TEMPERATURA



Em resumo: Temperatura é a medida do grau médio de agitação térmica das partículas (moléculas) que constituem uma substância.

No estudo dos gases, é utilizada a escala absoluta ou kelvin (K) e, no Brasil, a escala usual é a Celsius (°C).

Portanto, para transformar graus Celsius (representada apenas por: T) em kelvin, temos:

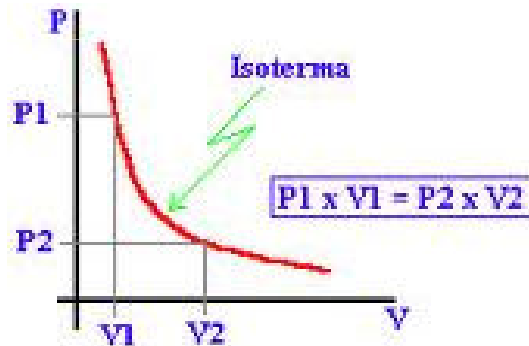
$$T = t + 273$$

LEI DOS GASES

LEI DE BOYLE



A temperatura constante, o volume ocupado por uma quantidade fixa de um gás é inversamente proporcional à sua pressão.



$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad \text{OU} \quad PV = K$$

As transformações gasosas nas quais variam a pressão e o volume, mas a temperatura permanece constante, chamam-se **TRANSFORMAÇÕES ISOTÉRMICAS.**

LEI DOS GASES

LEI DE BOYLE



- ❑ Na prática ,a lei de Boyle não é obedecida com exatidão matemática. Chamamos gás ideal ou gás perfeito ao gás teórico que obedeceria à lei de Boyle com precisão matemática.
- ❑ Na prática , temos os gases reais .
- ❑ Quanto menor for a pressão e maior a temperatura do gás real,mais ele se aproxima do conceito de gás ideal ou perfeito.
- ❑ Podemos dizer que o gás real tende para o gás ideal à medida que a pressão tende para zero e a temperatura tende para infinito.

LEI DE BOYLE - EXEMPLOS



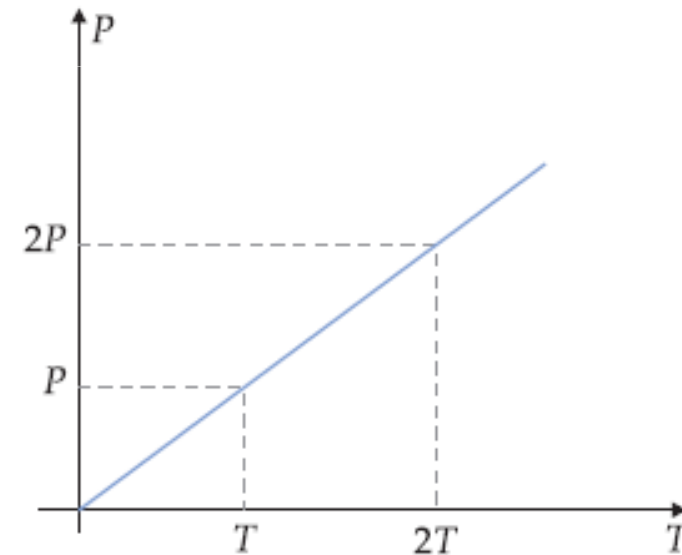
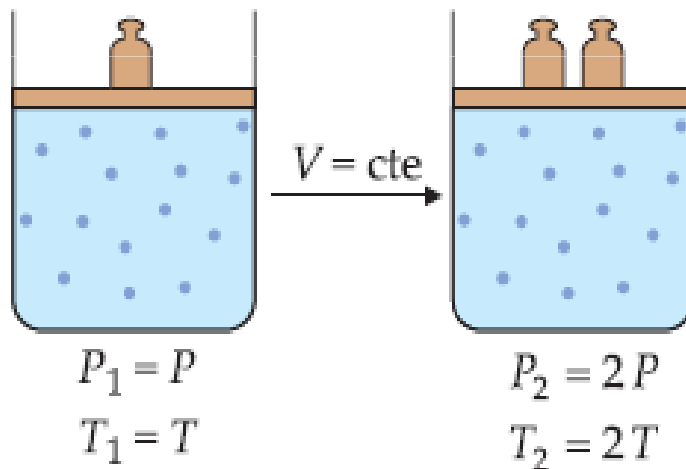
Exemplo 1.: Uma amostra de nitrogênio gasoso na bolsa de ar de um carro tem a pressão de 745mmHg com o volume de 65L. Se esta amostra foi transferida para uma bolsa de 25L, mantendo a mesma temperatura qual a pressão do gás com o novo volume?

Exemplo 2.: Uma amostra de CO_2 na pressão de 55mmHg, ocupa um volume de 125mL. A amostra é comprimida de tal forma que a Nova pressão do gás é 78mmHg. Qual o novo volume que o gás ocupa? (A temperatura se manteve constante durante toda a experiência)

LEI DE CHARLES e GAY-LUSSAC



❖ A volume constante, a pressão de uma massa fixa de gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta do gás.
(TRANSFORMAÇÃO ISOVOLUMÉTRICA)



$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

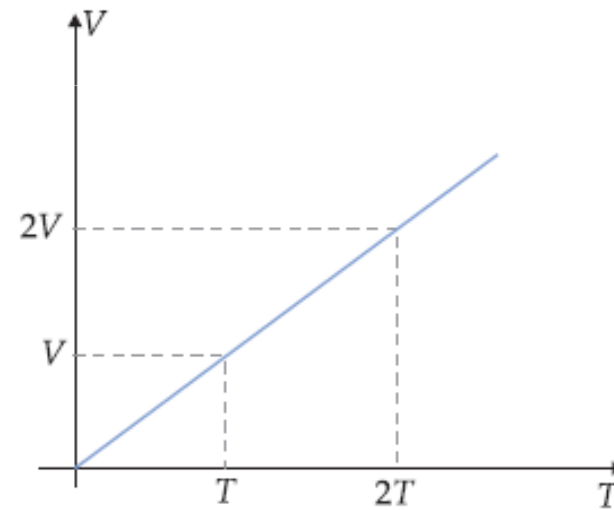
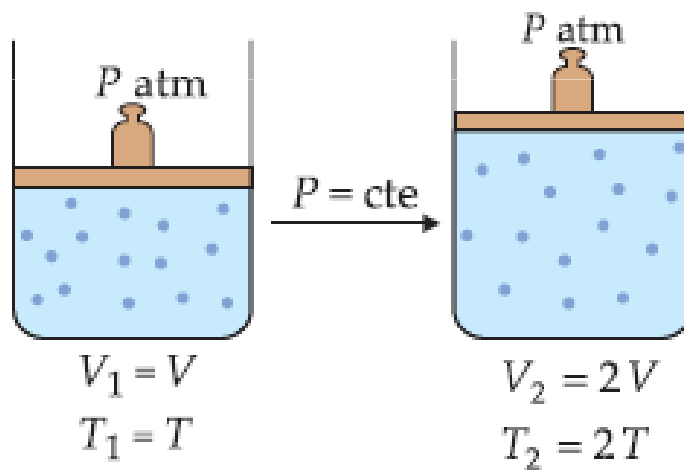
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

LEI DE CHARLES e GAY-LUSSAC



❖ A pressão constante, o volume de uma massa fixa de gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta do gás.

(TRANSFORMAÇÃO ISOBÁRICA)



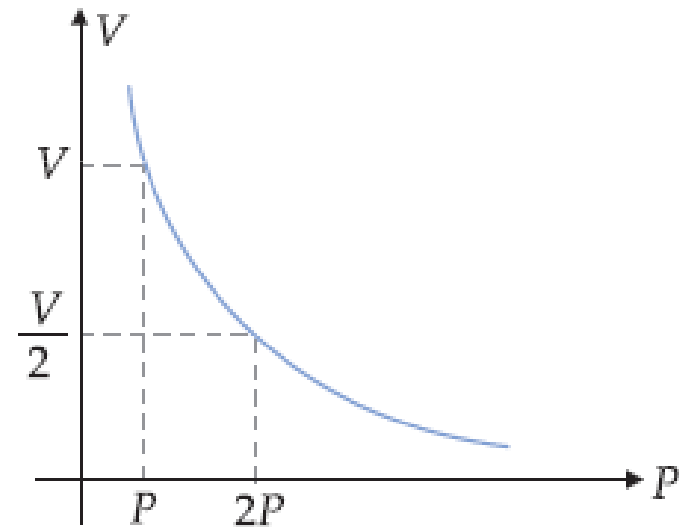
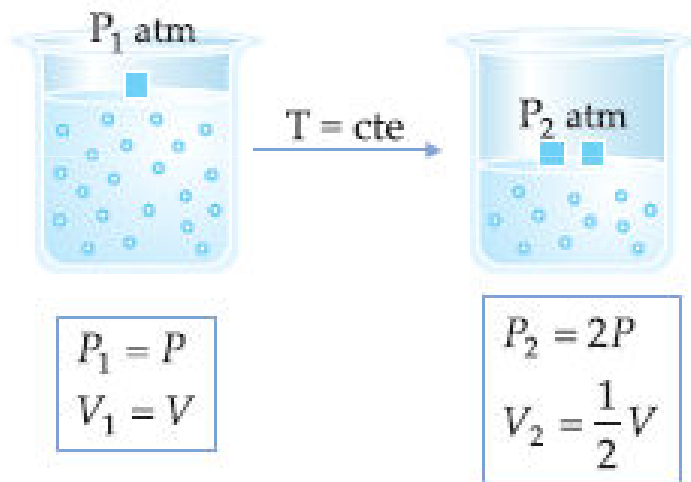
$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

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

LEI DE CHARLES e GAY-LUSSAC



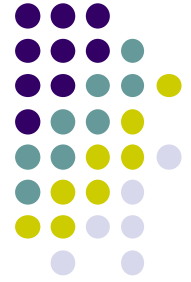
À temperatura constante, uma determinada massa de gás ocupa um volume inversamente proporcional à pressão exercida sobre ele.



$$P \cdot \vec{V} = \text{constante.}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

LEI DE CHARLES e GAY-LUSSAC - EXEMPLOS



Exemplo 1.: Suponha que se tenha uma amostra de CO_2 numa seringa selada. O volume de gás é 25,0mL à temperatura ambiente (20°C). Qual o volume final de gás, se você aquecer a seringa segurando-a na mão, até a temperatura de 37°C ?

Exemplo 2.: Um balão está cheio de hélio e tem o volume de 45,0L na temperatura ambiente (25°C). Se o balão estiver cheio com a mesma quantidade de hélio num dia muito frio (-10°C), qual o novo volume do balão? Considere que a pressão permaneceu constante.

EQUAÇÃO GERAL DOS GASES



O volume de um gás é inversamente proporcional a sua pressão, a temperatura constante (Lei de Boyle) e diretamente proporcional à temperatura absoluta (K) à pressão constante (Lei de Charles).

Essa equação é frequentemente chamada de **LEI GERAL DOS GASES**. Ela se aplica especificamente a equações onde a quantidade de gás permanece constante.

EQUAÇÃO GERAL DOS GASES



I. Isotérmica

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

II. Isobárica

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

III. Isocórica

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

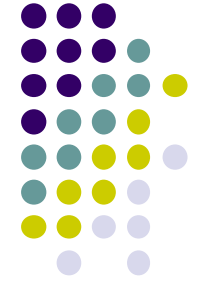
$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

EQUAÇÃO GERAL DOS GASES - EXEMPLOS



Exemplo 1.: Uma bola de gás (recipiente cilíndrico), com um volume de 22,0L contém hélio a pressão de 150atm e na temperatura de 31°C. Quantas bolas de gás, cada uma com um volume de 5,0L, podem ser infladas num dia em que a pressão atmosférica é de 755mmHg e a temperatura é de 22°C?

Exemplo 2.: Mesmo nos dias de hoje, a investigação das camadas superiores da atmosfera é feita através de balões equipados com instrumentos científicos. Estes balões são inflados com gás hélio. Suponha que um balão, com um volume de $4,19 \times 10^3$ L é lançado a temperatura de 22,5°C e a pressão barométrica é de 754mmHg. Qual o volume do balão quando este alcançar a altura de 32 quilômetros, onde a pressão é de 760mmHg e a temperatura é de -33°C?



CONTINUEM

ESTUDANDO!!

