

Apostila 1

Gases Ideais p. 1

- Lista: Os Gases Perfeitos

GASES IDEAIS

Nós vamos estudar a teoria dos gases ideais, na qual devemos levar em conta algumas propriedades e será importante você saber a validade das equações que veremos.
É também importante prestar atenção em palavras chaves, tais como variáveis de estado, energia interna etc.
Irei seguir a sequência do livro texto, apresentando exemplos diferentes e textos complementares, entretanto o livro será complementar, ou seja, será uma ferramenta auxiliar importante. Além disso, o *layout* desta página foi modificado para facilitar no uso em aula à distância.

GRANDEZAS IMPORTANTES

Você já deve ter ouvido falar que para medirmos unidade minúsculas, na escala atômica, é conveniente utilizarmos a chamada **unidade de massa atômica** ou simplesmente u . Lembremos que esta unidade corresponde à aproximadamente a massa de um próton (ou nêutron). Na verdade, utilizamos o isótopo 12 do carbono (^{12}C) que possui 6 prótons e 6 nêutrons. Assim, podemos dizer que um átomo de carbono possui massa que corresponde à 12 u . Podemos também dizer que:

$$1u \approx 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \quad \text{Eq. (1)}$$

Vamos nomear as equações, bem como os valores de certas constantes para facilitar a organização deste material. Agora continuando, também podemos dizer que:

$$\text{massa do próton} \approx \text{massa do nêutron} \approx u \quad \text{Eq. (2)}$$

Chamemos de **massa atômica** a massa de um átomo em unidades de massa atômica, sendo que o valor apresentado na tabela periódica corresponde ao valor médio da massa atômica do elemento.

Massa molecular (MM) é a massa de uma molécula que, em geral, também é medida em unidade de massa atômica.

Um **mol** é definido como a quantidade de unidades de massa atômica necessária para se obter um grama. Vejamos o seu valor:

$$1 \text{ mol} = 6,023 \cdot 10^{23} \quad \text{Eq. (3)}$$

Um outro valor importante é o **número de Avogadro** (N_A), que nos será também bastante útil:

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \quad \text{Eq. (4)}$$

Definimos como **massa molar** (M) à massa de um mol de um certo elemento. Assim, sendo n o número de mols (*plural* de mol) desse elemento, a massa m da amostra será:

$$m = n \cdot M \quad \text{Eq. (5)}$$

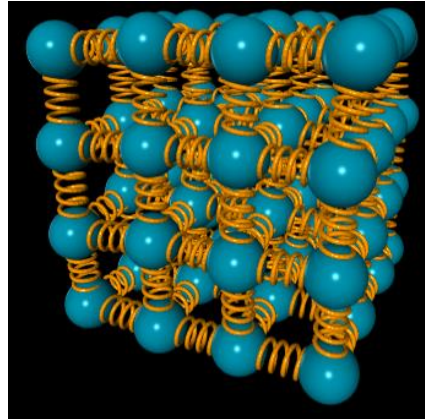


Figura 2: Animação das moléculas se agitando em um cristal. Acesse esta animação em <https://www.glowscript.org/>, clique em *Exemple programs* e clique em *Run* logo abaixo *AtomicSolid-VPython*

Lembremos que a **temperatura** de uma substância está relacionada à vibração das moléculas. Veja uma concepção desta ideia no link abaixo da figura 2. Tome cuidado, no entanto, para não pensar que as moléculas (ou átomos) estão ligadas por molas, pois na verdade estas molas representam apenas a interação à distância (força) entre as moléculas (ou átomos).

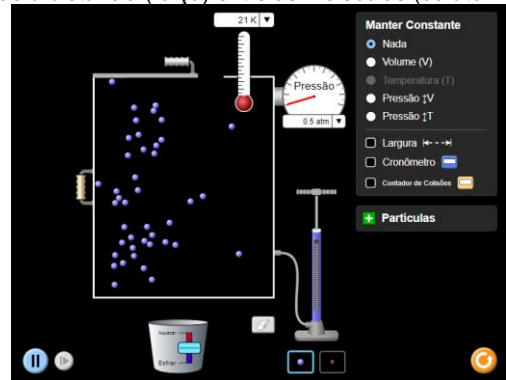


Figura 3: Animação interativa do comportamento clássico de gases ideais. Acesse em https://phet.colorado.edu/sims/html/gases-intro/latest/gases-intro_pt_BR.html

Tabela periódica

1	H 1,00794	2	He 4,002602
3	Li 6,941	4	Be 9,012182
5	B 10,811	6	C 12,0107
7	N 14,00644	8	O 15,999
9	F 18,9984032	10	Ne 20,1797
11	Na 22,98976928	12	Mg 24,304
13	Al 26,9815386	14	Si 28,085584
15	P 30,973762	16	S 32,06
17	Cl 35,453	18	Ar 39,948
19	K 39,0983	20	Ca 40,078
21	Sc	22	Ti
23	V	24	Cr
25	Mn	26	Fe
27	Co	28	Ni
29	Cu	30	Zn
31	Ga	32	Ge
33	As	34	Se
35	Br	36	Kr
37	Rb	38	Sr
39	Y	40	Zr
41	Nb	42	Mo
43	Ta	44	Ru
45	Hf	46	Rh
47	Ir	48	Pd
49	Pt	50	Au
51	Sb	52	Hg
53	Te	54	Tl
55	I	56	Pb
57	Ba	58	Bi
59	La	60	Po
61	Ce	62	At
63	Pr	64	Rn
65	Nd	66	
67	Pm	68	
69	Sm	70	
71	Eu	72	
73	Gd	74	
75	Tb	76	
77	Dy	78	
79	Ho	80	
81	Er	82	
83	Tm	84	
85	Yb	86	
87	Lu	88	
89		90	
91		92	
93		94	
95		96	
97		98	
99		100	
101		102	
103		104	
105		106	
107		108	
109		110	
111		112	
113		114	
115		116	
117		118	
119		120	

Figura 1: Tabela periódica, versão 2019.

PROFESSOR DANILO

Respondendo à pergunta: a temperatura das moléculas está relacionada à energia cinética das moléculas. Lembremos que a energia cinética de uma molécula será:

$$E_{cin} = \frac{MM \cdot v^2}{2} \quad \text{Eq. (6)}$$

Veremos isso com mais detalhes em breve. Por hora, vamos à mais uma grandeza importante e mais intuitiva para vocês: a **pressão**.

Repare novamente na animação da [figura 3](#) e observe que quanto mais colisões ocorrem nas paredes do reservatório maior será a pressão do gás. Assim, a pressão de um gás está relacionada ao número médio de colisões que ocorrem entre as partículas e a parede.

Vamos à última grandeza importante antes de iniciarmos o estudo dos gases: o **volume**.

Aqui é importante que você se lembre de como calcular o volume de alguns objetos tridimensionais, sendo o mais importante deles o cilindro. Vamos relembrar algumas dessas fórmulas.

Cálculo do volume de um cilindro de altura h e base de raio r . A área da base deste cilindro será $A = \pi \cdot r^2$ e o volume será dado por:

$$V = A \cdot h = \pi \cdot r^2 \cdot h \quad \text{Eq. (7)}$$

O volume de um cone de altura h e raio da base r :

$$V = \frac{1}{3} \pi \cdot r^2 \cdot h \quad \text{Eq. (8)}$$

Por fim, o volume de uma esfera de raio r será:

$$V = \frac{4}{3} \pi \cdot r^3 \quad \text{Eq. (9)}$$

Agora vamos entender o que chamaremos de gás ideal:

- A quantidade de molécula no volume estudado é muito grande (da ordem 10^{15} ou mais moléculas);
- Em cada instante, o número de colisões com a parede é imenso;
- As moléculas não interagem entre si à distância e a colisão com as paredes são sempre elásticas.

LEI DE BOYLE

Em 1660, Robert Boyle, um físico e químico irlandês, estabeleceu uma relação entre o **volume** e **pressão** para o caso de uma transformação gasosa à **temperatura constante**.

Verifique na [figura 4](#) o verbete em inglês sobre o assunto. Clique ali para ver a animação, ou procure na *internet* por *Lei de Boyle* que você encontrará facilmente.

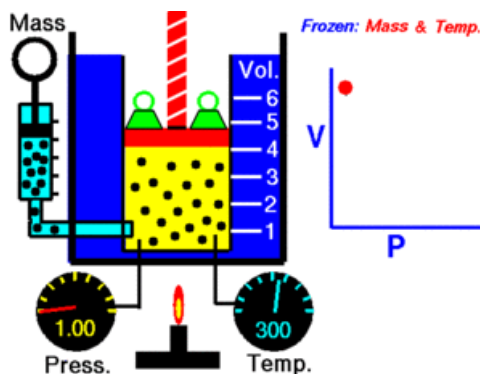
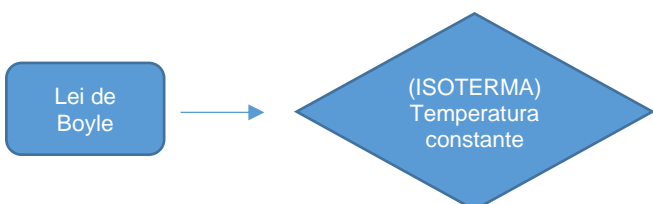


Figura 4: Verifique esta animação da *Wikipedia* sobre a Lei de Boyle: https://en.wikipedia.org/wiki/Boyle%27s_law



GASES IDEAIS – SEGUNDO ANO – 15/04/2024

A relação que Boyle descobriu é que o produto entre pressão e volume é sempre uma constante. Assim:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 = \dots = \text{constante} \quad \text{Eq. (10)}$$

Na figura a seguir ([figura 5](#)) está representada graficamente a relação entre a pressão e o volume: a figura apresentada é uma hipérbole.



Figura 5: Representação gráfica da lei de Boyle: **isoterma**. Podemos enunciar a Lei de Boyle da seguinte forma:

Para uma transformação isoterma, o produto entre a pressão e o volume é sempre uma constante.

De forma equivalente, podemos dizer que numa transformação isotérmica, a pressão e o volume são grandezas inversamente proporcionais.

LEIS DE CHARLES/GAY LUSSAC

Apenas 127 anos depois de Boyle, o francês Jacques Alexandre César Charles estudou quais seriam as relações entre as grandezas quando matemos o volume e a pressão constante. No entanto, o trabalho de Charles não foi publicado, tendo isso sido feito 15 anos depois por Gay-Lussac, que chegou aos mesmos resultados.

Quando a pressão for constante, isto é, quando o processo for **isobárico**, a razão entre o volume e a temperatura do gás será constante.

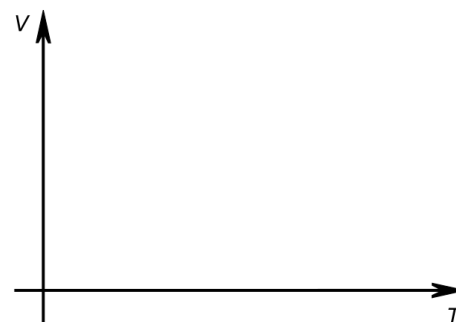


Figura 6: Uma das leis de Charles/Gay-Lussac: **isobárica**.

ISOBÁRICA:

Razão entre o volume e a temperatura é constante.

Podemos escrever da seguinte forma:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \dots = \text{constante} \quad \text{Eq. (11)}$$

Na [figura 6](#) vamos representar o gráfico de V por T .

PROFESSOR DANILO

Quando o **volume** for constante chamamos o processo de **isométrico** ou **isocórico** ou **isovolumétrico**. Neste caso, a razão entre a pressão e a temperatura do gás será constante.



Figura 7: Outra lei de Charles/Gay-Lussac: **isocórica**.

ISOCÓRICA:

Razão entre a pressão e a temperatura é constante.

Podemos escrever da seguinte forma:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = \dots = \text{constante} \quad \text{Eq. (12)}$$

Na [figura 7](#) vamos representar o gráfico de V por T .

LEI GERAL DOS GASES IDEAIS

Repare que podemos unificar as três relações anteriores em uma só, que chamaremos de Lei Geral dos Gases:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} = \dots = \frac{p \cdot V}{T} = \text{constante} \quad \text{Eq. (12)}$$

Repare que podemos recuperar as relações anteriores impondo alguma grandeza como sendo constante.

$$\text{ISOTÉRMICA: } \left. \begin{array}{l} \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \\ \text{se } T_1 = T_2 \end{array} \right\} \Rightarrow p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 ;$$

$$\text{ISOBÁRICA: } \left. \begin{array}{l} \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \\ \text{se } p_1 = p_2 \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} ;$$

$$\text{ISOCÓRICA: } \left. \begin{array}{l} \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \\ \text{se } V_1 = V_2 \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

EQUAÇÃO DE CLAPEYRON

Falamos até agora que certas relações entre algumas grandezas nos dá uma constante, mas que constante é essa? Vamos agora responder esta pergunta, adicionando uma grandeza: o número de mols n .

A razão apresentada na [equação 12](#) é função do número de mols, da constante **universal dos gases ideais** R e da temperatura. Geralmente, escrevemos a equação na forma a seguir:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{Eq. (13)}$$

GASES IDEAIS – SEGUNDO ANO – 15/04/2024

O valor da constante universal dos gases ideais, que iremos utilizar com frequência, no Sistema Internacional, é:

$$R \approx 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad \text{Eq. (14)}$$

Em outros sistemas de unidades, temos:

$$R \approx 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \approx 2,0 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$