

QUÍMICA



MÓDULO **1**
QUÍMICA GERAL

explicação



SUMÁRIO

• QUÍMICA •

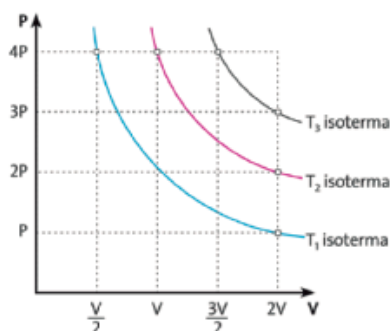
MÓDULO 1 QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA

1.7 GASES

As mudanças de estado do gás.....	003
Como calcular a massa molar de um gás ideal.....	005
Como calcular a densidade absoluta do gás.....	005
Como calcular a densidade relativa de um gás.....	006
Misturas de gases Ideais.....	006
A lei da difusão gasosa de Graham.....	007
A Teoria cinética dos gases ideais (resumo).....	008

O produto PV é o mesmo nos estados inicial e final, ou seja, ele é constante. Matematicamente, se o produto de duas variáveis (P e V) é uma constante, significa que uma delas é inversamente proporcional à outra.

Costuma-se ilustrar a lei de Boyle através de gráficos envolvendo V e P. As curvas isotérmicas diferentes correspondem a temperaturas diferentes. A mais afastada da origem foi obtida em temperatura mais alta.



Varição do volume de uma dada massa de gás ideal com a pressão, sob temperaturas constantes

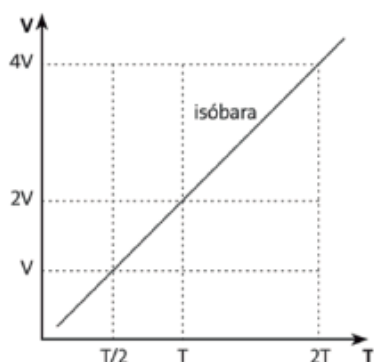
O gás modifica V e T (n e P não se alteram)

Como a pressão do gás é constante, a transformação aqui é chamada ISOBÁRICA. Nesse caso, a relação matemática entre os estados inicial e final é dada por:

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

Perceba que “se a massa do gás e sua pressão não se alteram, o volume do gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta (Kelvin)”. Essa observação traduz a chamada lei de Charles e Gay-Lussac.

No gráfico V x T, a reta que relaciona V com T tem abertura tanto maior quanto menor for a pressão (para uma dada massa de gás). Ela não chega a tocar na origem, porque antes de alcançar o zero absoluto o gás se liquefaz e o líquido não obedece a equação da lei de Charles. Tenha atenção no caso em que a temperatura é dada em graus Celsius. Nesse caso a reta corta o eixo vertical acima do zero e, teoricamente, alcançaria o eixo horizontal a -273°C.



Varição do volume de uma dada massa de gás ideal com a temperatura, sob pressão constante

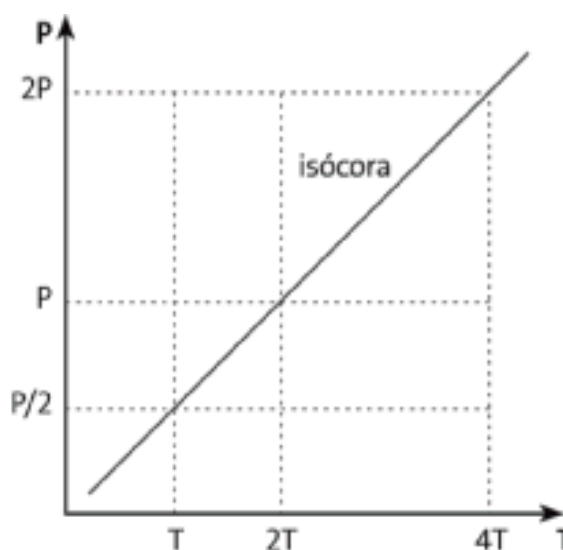
O gás modifica P e T (V e n não se alteram)

Essa variação é traduzida matematicamente para dois estados do gás através de

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

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

A transformação é conhecida como ISOCÓRICA, ISOMÉTRICA ou ISOVOLUMÉTRICA (volume constante). Ela mostra que (se n e V não variam) a pressão do gás varia diretamente com sua temperatura absoluta. Essa relação também é atribuída a Charles e Gay-Lussac.



O gás modifica V e n (P e T não se alteram)

Esse é o único caso, em relação aos três discutidos anteriormente, em que o nº de mols de moléculas varia de um estado para outro. Isso significa que o gás é introduzido (ou retirado) no recipiente durante a transformação que é, ao mesmo tempo, isobárica e isotérmica. A relação matemática entre V e n é dada por:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Ela mostra que “o volume do gás é diretamente proporcional ao nº de mols quando P e T não variam”. A concepção dessa ideia foi apresentada primeiramente por Avogadro, sendo conhecida como lei de Avogadro. Como consequência da lei de Avogadro, se dois gases diferentes A e B, estão nas mesmas condições de temperatura e pressão, podemos escrever que:

$$\frac{V_A}{n_A} = \frac{V_B}{n_B}$$

Se os volumes dos gases são iguais conclui-se facilmente que seus números de moléculas também serão iguais. Essa conclusão é geralmente citada como sendo a lei de Avogadro. Na realidade, ela é uma consequência da lei.

Todas as relações matemáticas anteriores são obtidas com facilidade da equação $P \times V = n \times R \times T$, que é a equação geral de estado.

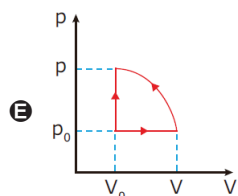
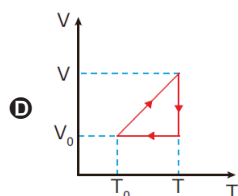
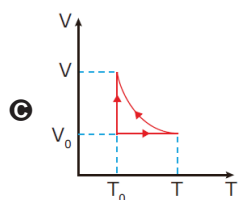
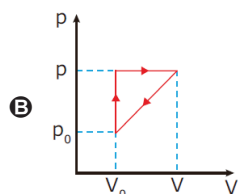
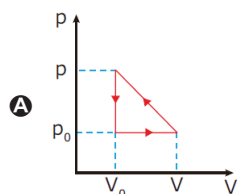
QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 01

(CEFET) Um gás ideal passa pelas seguintes transformações:

- Aumento do volume isobaricamente;
- Redução do volume ao valor inicial isotermicamente;
- Redução da temperatura ao valor inicial isovolumetricamente.

O gráfico que representa essas transformações é:



QUESTÃO 02

(PUC-SP) Um cilindro de 8,2L de capacidade contém 320g de gás oxigênio a 27°C. Um estudante abre a válvula do cilindro deixando escapar o gás até que a pressão seja reduzida para 7,5atm.

Supondo-se que a temperatura permaneça constante, a pressão inicial no cilindro e a massa de gás liberada serão, respectivamente:

- A** 30 atm e 240 g
- B** 30 atm e 160 g
- C** 63 atm e 280 g
- D** 2,7 atm e 20 g
- E** 63 atm e 140 g

★ COMO CALCULAR A MASSA MOLAR DE UM GÁS IDEAL

$$n = \frac{m}{MM} \quad P \times V = n \times R \times T$$

Podemos substituir o valor de n na segunda equação pelo valor dado na primeira, achando-se:

$$MM = \frac{m \times R \times T}{P \times V}$$

Lembre-se que o número que representa a massa molar do gás (em gramas/mol), é o mesmo que representa a sua massa molecular (em unidades u)

★ COMO CALCULAR A DENSIDADE ABSOLUTA DO GÁS

A densidade absoluta de um gás é definida por:

$$d = \frac{m \text{ (g)}}{V \text{ (litros)}}$$

A relação pode ser modificada para:

$$d = \frac{P \cdot MM}{R \cdot T} \text{ (g/L)}$$

A densidade absoluta de um gás é, portanto, diretamente proporcional à pressão e à massa molar do gás, e inversamente proporcional à temperatura absoluta. Nas CNTP, a densidade do gás é simplificada para:

$$d = \frac{MM}{22,4} \text{ (g/L)}$$

★ COMO CALCULAR A DENSIDADE RELATIVA DE UM GÁS

A densidade relativa de um gás é a razão matemática entre a sua densidade absoluta e a densidade absoluta de outro gás, tomado como referência. Por exemplo, seja a densidade de um gás A em relação ao gás B, definida por:

$$d_{A,B} = \frac{d_A}{d_B}$$

Se os gases A e B se encontram nas mesmas condições de temperatura e pressão, a relação anterior se modifica para:

$$d_{A,B} = \frac{MM(A)}{MM(B)}$$

Geralmente o gás de referência B é o H₂, por ser o menos denso, ou o ar atmosférico, por ser o mais abundante (embora o ar seja uma mistura). Suas massas molares são, respectivamente 2 g.mol⁻¹ e 28,8 g.mol⁻¹.

QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 03

(PUC-SP) A densidade de um gás perfeito irá quadruplicar quando:

- A a pressão e a temperatura dobrarem.
- B a pressão dobrar e a temperatura absoluta for reduzida à metade.
- C a pressão e a temperatura absoluta forem reduzidas à metade.
- D a pressão for reduzida à metade e a temperatura absoluta dobrar.
- E o volume quadruplicar.

★ MISTURAS DE GASES IDEAIS

Numa mistura de gases ideais cada um deles se comporta independentemente do outro. Há duas leis que tratam sobre as misturas: a **lei de Dalton** das pressões parciais, e a **lei de Amagat**, dos volumes parciais.

A lei de Dalton, das pressões parciais

A lei estabelece que “a pressão exercida por uma mistura gasosa é a soma das pressões parciais dos componentes”. Se P é a pressão da mistura de dois componentes A e B, tem-se que:

$$P = p_A + p_B$$

em que os “p” minúsculos são as pressões parciais dos dois gases misturados.

As pressões parciais de dois gases A e B podem ser calculadas através de:

$$p_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T \quad \text{e} \quad p_B \cdot V = n_B \cdot R \cdot T$$

Outra opção é calcular primeiro as suas frações molares dos gases

$$x_A = \frac{n_A}{n} \quad \text{e} \quad x_B = \frac{n_B}{n}$$

e, depois, as suas pressões parciais:

$$p_A = x_A \cdot P \quad \text{e} \quad p_B = x_B \cdot P$$

A lei dos volumes parciais, de Amagat

A lei afirma que “o volume de uma mistura gasosa é igual à soma dos volumes parciais dos gases misturados”.

$$V = v_A + v_B$$

em que V é o volume da mistura.

O volume parcial de um gás numa mistura pode ser calculado com fórmulas semelhantes às utilizadas para as pressões parciais.

$$v_A = x_A \cdot V \quad \text{e} \quad v_B = x_B \cdot V$$

Nessas relações os “v” minúsculos são os volumes parciais dos gases A e B, enquanto V é o volume da mistura (volume do recipiente). Outra opção é usar as conhecidas equações

$$P \cdot v_A = n_A \cdot R \cdot T \quad \text{e} \quad P \cdot v_B = n_B \cdot R \cdot T$$

em que P e T representam a pressão e a temperatura da mistura, n_A e n_B são os respectivos números de mols dos gases A e B. Os “v” são os volumes parciais.

As leis de Dalton e Amagat, para dois gases quaisquer A e B numa mistura gasosa, podem ser relacionadas por:

$$\frac{n_A}{n_B} = \frac{x_A}{x_B} = \frac{p_A}{p_B} = \frac{v_A}{v_B} = \frac{N_A}{N_B}$$

Duas dessas razões permitem obter a proporção que se deseja para resolver algum problema sobre a mistura gasosa.

Observe que essa relação não vale, obviamente, para as massas dos gases, pois para essa grandeza precisamos levar em consideração as massas molares dos gases.

QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 04

(ACAFE) Baseado nos conceitos sobre os gases analise as afirmações a seguir.

- I. Doze gramas de gás hélio ocupam o mesmo volume que 48 g de gás metano, ambos nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP).
- II. Em um sistema fechado para proporcionar um aumento na pressão de uma amostra de gás numa transformação isotérmica é necessário diminuir o volume desse gás.
- III. Em um recipiente fechado existe 1 mol do gás A mais uma certa quantidade mol do gás B, sendo que a pressão total no interior do recipiente é 6 atm. Se a pressão parcial do gás A no interior do recipiente é 2 atm a quantidade do gás B é 3 mol.

Dados: C=12 g/mol; H=1 g/mol; He=4 g/mol.

Assinale a alternativa **correta**.

- A) Todas as afirmações estão corretas.
- B) Todas as afirmações estão incorretas.
- C) Apenas I e II estão corretas.
- D) Apenas a I está correta.

QUESTÃO 05

(ITA) Um recipiente de 240 L de capacidade contém uma mistura dos gases ideais hidrogênio e dióxido de carbono, a 27° C. Sabendo que a pressão parcial do dióxido de carbono é três vezes menor que a pressão parcial do hidrogênio e que a pressão total da mistura gasosa é de 0,82 atm. assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, as massas de hidrogênio e de dióxido de carbono contidas no recipiente.

- A) 2 g e 44 g
- B) 6 g e 44 g
- C) 8 g e 88 g
- D) 12 g e 88 g
- E) 16 g e 44 g

QUESTÃO 06

(ITA) Um frasco fechado contém dois gases cujo comportamento é considerado ideal: hidrogênio molecular e monóxido de nitrogênio. Sabendo que a pressão parcial do monóxido de nitrogênio é igual a 3/5 da pressão parcial do hidrogênio molecular, e que a massa total da mistura é de 20g assinale a alternativa que fornece a porcentagem em massa do hidrogênio molecular na mistura gasosa.

- A) 4%
- B) 6%
- C) 8%
- D) 10%
- E) 12%

★ A LEI DA DIFUSÃO GASOSA DE GRAHAM

A lei estabelece que “um gás se difunde com uma velocidade inversamente proporcional à raiz quadrada da sua densidade absoluta (massa específica)”. Para dois gases A e B, nas mesmas condições de temperatura e pressão, a relação de velocidades de difusão entre os gases é dada por:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

Na equação, os “v” representam as velocidades de difusão dos dois gases e os “d” as suas densidades absolutas. O gás menos denso (o mais leve) se difunde mais rapidamente. A relação pode ainda ser modificada com as massas molares dos gases substituindo suas densidades. De fato, sabe-se que a razão entre as densidades absolutas dos gases A e B é a mesma razão que existe entre as suas massas molares (se eles estão nas mesmas condições de pressão e temperatura).

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{MM(B)}{MM(A)}}$$

QUESTÕES ORIENTADAS

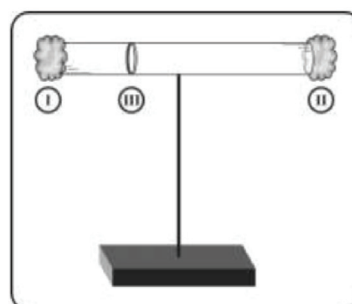
QUESTÃO 07

(FUVEST) A partir da equação dos gases ideais (P.V = n.R.T), deduza a fórmula que permite calcular a densidade (massa específica) de um gás ideal.

- A) $d = P \cdot M \cdot TR$
- B) $d = P \cdot M \cdot R \cdot T$
- C) $d = T \cdot P \cdot RM$
- D) $d = R \cdot (P+M)T$
- E) $d = R \cdot TP \cdot M$

QUESTÃO 08

(UPE) Dois chumaços de algodão, I e II, embebidos com soluções de ácido clorídrico, HCl, e amônia, NH₃, respectivamente, são colocados nas extremidades de um tubo de vidro mantido fixo na horizontal por um suporte, conforme representação abaixo.



Após um certo tempo, um anel branco, III, forma-se próximo ao chumaço de algodão I.

Dados: massas molares, H = 1 g/mol; Cl = 35,5 g/mol; N = 14 g/mol.

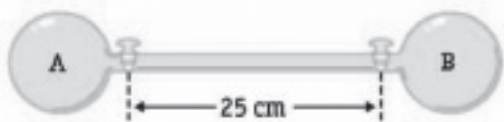
Baseando-se nessas informações e no esquema experimental, analise as seguintes afirmações:

- I. O anel branco forma-se mais próximo do HCl, porque este é um ácido forte, e NH_3 é uma base fraca.
- II. O anel branco formado é o NH_4Cl sólido, resultado da reação química entre HCl e NH_3 gasosos.
- III. O HCl é um gás mais leve que NH_3 , logo se movimenta mais lentamente, por isso o anel branco está mais próximo do ácido clorídrico.

Está correto o que se afirma em:

- A II.
- B III.
- C I e II.
- D I e III.
- E II e III.

QUESTÃO 09



Nas extremidades de um tubo de vidro de 25 cm são acoplados dois balões, A e B. Cada um deles é separado do tubo por uma torneira, conforme o esquema acima. No balão A existe gás hidrogênio (massa atômica = 1) e no balão B, gás oxigênio (massa atômica = 16). Exatamente no mesmo instante, $t = 0$, abrem-se as duas torneiras. O gás hidrogênio difunde-se com velocidade de 0,5 cm/s, nas condições da experiência. A temperatura é mantida constante. Podemos dizer que os dois gases se encontram no tubo em:

- A $t = 10$ s, a 20 cm da extremidade B.
- B $t = 25$ s, no centro do tubo.
- C $t = 50$ s, na extremidade B.
- D $t = 40$ s, a 5 cm da extremidade B.
- E $t = 40$ s, a 20 cm da extremidade B.

★ A TEORIA CINÉTICA DOS GASES IDEAIS (RESUMO)

A teoria está baseada em postulados que criam um modelo para um gás ter comportamento ideal. Ela explica as leis experimentais até aqui estudadas. Os pontos básicos são os seguintes:

1. As moléculas do gás se encontram em movimento contínuo e desordenado (caótico), ocupando todo o volume do recipiente que contém o gás.
2. As moléculas gasosas colidem entre si e com as paredes do recipiente. Essas colisões são consideradas elásticas, isto é, ocorrem sem perda de energia.
3. As colisões com as paredes internas do recipiente dão origem à pressão do gás. Essa pressão é a mesma em todos os pontos das paredes internas do recipiente.

4. A energia cinética média das moléculas ($E_c = 1/2 m \cdot v^2$) é diretamente proporcional à temperatura absoluta do gás.

Uma análise simples mostra que quanto maior T, maior v. Assim, as moléculas do gás se movimentam mais rapidamente e colidem com as paredes internas com maior frequência em temperaturas mais altas. Se o volume do recipiente é fixo, a pressão do gás deve aumentar.

5. As distâncias entre as moléculas são muito maiores do que os seus diâmetros. Isso significa que elas estão muito afastadas uma das outras, de modo que não há forças intermoleculares no recipiente.

Os gases reais não obedecem rigorosamente às equações matemáticas aqui apresentadas principalmente se a pressão é alta (as moléculas estão muito próximas) e se a temperatura é baixa (as moléculas estão muito lentas). Outro ponto importante de desvio da idealidade, é que moléculas gasosas polares interagem mais fortemente do que as apolares. Lembre-se, também, que o volume disponível para o movimento das moléculas é um pouco menor do que o volume do recipiente que contém o gás, uma vez que as moléculas ocupam uma minúscula parte do local.

QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 10

O estudo das propriedades macroscópicas dos gases permitiu o desenvolvimento da teoria cinético-molecular, que explica, em nível microscópico, o comportamento dos gases. A respeito dessa teoria, são feitas as seguintes afirmações.

- I. O comportamento dos gases está relacionado ao movimento uniforme e ordenado de suas moléculas.
- II. A temperatura de um gás é uma medida da energia cinética de suas moléculas.
- III. Os gases ideais não existem, pois são apenas modelos teóricos em que o volume das moléculas e suas interações são desprezíveis.
- IV. A pressão de um gás dentro de um recipiente está associada às colisões das moléculas do gás com as paredes do recipiente.

Entre elas é(são) CORRETA(S):

- A I e II.
- B apenas I.
- C apenas IV.
- D III e IV.
- E II, III e IV.



GABARITO

01	D	02	A	03	B	04	C	05	D
06	D	07	B	08	A	09	D	10	D