

1 – RELAÇÕES DE MASSA

É muito importante saber antecipadamente as quantidades de reagentes que devemos usar para obter a quantidade desejada de produtos.

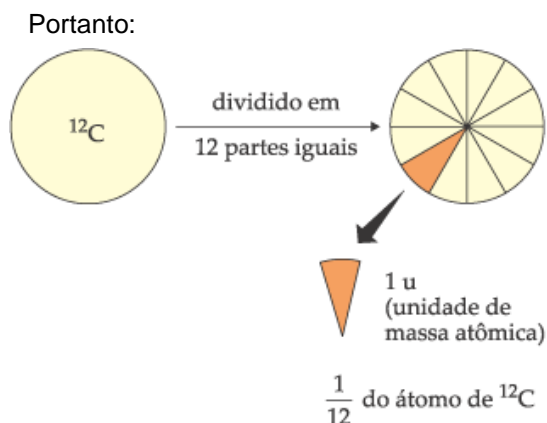
Muitas vezes é necessário determinar também o número de átomos ou de moléculas das substâncias que reagem ou são produzidas. Para isso, um primeiro passo é conhecer a massa dos átomos.

Como átomos ou moléculas são entidades muito pequenas para serem pesadas, foi estabelecido um padrão para comparar suas massas.

1. Unidade de massa atômica (u)

Em 1961, na Conferência da União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), adotou-se como padrão de massas atômicas o isótopo 12 do elemento carbono (^{12}C), ao qual se convencionou atribuir o valor exato de 12 unidades de massa atômica.

Uma unidade de massa atômica (1 u) corresponde a 1/12 de massa de um átomo de isótopo 12 do carbono.



2. Massa Atômica (MA)

Massa atômica é o número que indica quantas vezes a massa de um átomo de um determinado elemento é mais pesada que 1u, ou seja, 1/12 do átomo de ^{12}C .

Exemplo: O oxigênio tem massa atômica de 16u, portanto é mais pesado 16 vezes em relação à 1/12 de um átomo de carbono-12.

Observação: Os elementos químicos consistem em dois ou mais isótopos. Por isso, as massas atômicas dos elementos que vemos nas tabelas periódicas são médias ponderadas das massas dos seus respectivos isótopos.

3. Massa Molecular (MM)

É o valor obtido a partir da soma das massas atômicas dos átomos que formam a molécula. É expressa em unidade de massa atômica (u).

Exemplo: Para a molécula de sacarose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, a massa molecular será: (Dados: $\text{MA}_{\text{H}} = 1\text{u}$; $\text{MA}_{\text{C}} = 12\text{u}$; $\text{MA}_{\text{O}} = 16\text{u}$)

Solução: 12 átomos de carbono x 12u = 144u
22 átomos de hidrogênio x 1u = 22u
11 átomos de oxigênio x 16u = 176u

$$\text{MM}_{\text{sacarose}} = 144\text{u} + 22\text{u} + 176\text{u} = 342\text{u}.$$

4. Número de Avogadro

Amedeo Avogadro foi o primeiro cientista a conceber a ideia de que uma amostra de um elemento, com massa em gramas igual à sua massa atômica, apresenta sempre o mesmo número de átomos. Esse número foi denominado Número de Avogadro e seu valor é aproximadamente igual a $6,02 \times 10^{23}$.

Exemplo: Em 342g de sacarose há $6,02 \times 10^{23}$ desta substância.

5. Mol

O mol é definido como a quantidade de matéria de um sistema que contém $6,02 \times 10^{23}$ unidades elementares.

Pela definição, qualquer quantidade de matéria que contenha $6,02 \times 10^{23}$ entidades é 1 mol. Assim, pode-se ter 1 mol de átomos, de moléculas, de íons, de prótons, de elétrons etc.

6. Massa Molar (M)

É a massa equivalente a 1 mol ($6,02 \times 10^{23}$ entidades) de determinada espécie química. Sua unidade é g/mol.

Exemplo: A massa atômica do carbono é 12u, portanto a massa de 1 mol de C é 12g. Ou seja, a massa molar de C é 12g/mol.

A massa molar nada mais é que a massa da substância por unidade de quantidade de matéria (número de mol – n):

$$M = \frac{m}{n}$$

Portanto:

$$n = \frac{m}{M}$$

EXERCÍCIOS

ENEM

1. A água pesada D_2O , utilizada como moderador em reatores nucleares, apresenta na sua molécula um isótopo do hidrogênio, o deutério (D), que contém no seu núcleo 1 nêutron. A massa molecular da água pesada é:

- a) 17,0
- b) 18,0
- c) 19,0
- d) 20,0
- e) 21,0

2. Para a prevenção de cárie dentária recomenda-se a adição de fluoreto à água potável ou a fluoretação do sal de cozinha. Há necessidade de se acrescentar cerca de $1,8 \times 10^{-3}$ g de fluoreto à dieta diária. Que quantidade de íons, em mol, há em $1,8 \times 10^{-3}$ g de fluoreto? (Massa molar do íon fluoreto = 19g/mol)

- a) 1×10^{-2}
- b) 1×10^{-3}
- c) 1×10^{-4}
- d) 1×10^{-5}
- e) 1×10^{-6}

3. Admitindo-se que um diamante contenha apenas átomos de carbono e que cada quilate corresponda a 200mg, determine o número de quilates em um diamante que contenha $2,0 \times 10^{22}$ átomos.

- a) 0,25
- b) 0,5
- c) 1,0
- d) 1,5
- e) 2

4. Para atrair machos para acasalamento, muitas espécies fêmeas de insetos secretam compostos químicos chamados feromônios. Aproximadamente 10^{-12} g de tal composto de fórmula $C_{19}H_{38}O$ devem estar presentes para que seja eficaz. Quantas moléculas isso representa? (Massas molares: C= 12g/mol; H= 1g/mol; O= 16g/mol)

- a) 2×10^9 moléculas
- b) 3×10^9 moléculas
- c) 10^{10} moléculas
- d) 4×10^9 moléculas
- e) 8×10^9 moléculas

5. Um químico possui uma amostra de cobre. Qual é a massa, em gramas, dessa amostra, sabendo-se que ela é constituída por $3,01 \times 10^{23}$ átomos? (Massa atômica: Cu = 64)

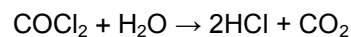
- a) $0,32 \cdot 10^{23}$ g
- b) $0,29 \cdot 10^{23}$ g
- c) $1,60 \cdot 10^{23}$ g
- d) 64,00g
- e) 32,00g

6. Linus Pauling, Prêmio Nobel de Química e da Paz, faleceu aos 93 anos. Era um ferrenho defensor das propriedades terapêuticas da vitamina C. Ingeria diariamente cerca de $2,1 \cdot 10^{-2}$ mol dessa vitamina. (Dose diária recomendada de vitamina C ($C_6H_8O_6$) = 62mg.) Quantas vezes, aproximadamente, a dose ingerida por Pauling é maior que a recomendada? (Dados: H = 1, C = 12, O = 16)

- a) 10
- b) 60
- c) $1,0 \cdot 10^2$
- d) $1,0 \cdot 10^3$
- e) $6,0 \cdot 10^4$

UFJF

7. O gás fosgênio ($COCl_2$), utilizado como arma química na Primeira Guerra Mundial, ao reagir com água produz dióxido de carbono e ácido clorídrico:



Qual seria a massa molar do gás fosgênio ($COCl_2$)?

- a) 103g/mol
- b) 87g/mol
- c) 99g/mol
- d) 110g/mol
- e) 18g/mol

8. Uma pastilha contendo 500mg de ácido ascórbico (vitamina C) foi dissolvida em um copo contendo 200mL de água. Dadas as massas molares C $12g \cdot mol^{-1}$, H $1g \cdot mol^{-1}$ e O $16g \cdot mol^{-1}$ e a fórmula molecular da vitamina C, $C_6H_8O_6$, a concentração da solução obtida é:

- a) $0,0042 \text{ mol} \cdot L^{-1}$
- b) $0,0142 \text{ mol} \cdot L^{-1}$
- c) $2,5 \text{ mol} \cdot L^{-1}$
- d) $0,5g \cdot L^{-1}$
- e) $5,0g \cdot L^{-1}$

9. Qual a massa, em gramas, de uma única molécula de açúcar comum (sacarose $C_{12}H_{22}O_{11}$)? (MA: C= 12; O= 16; H=1)

- a) $6,32 \times 10^{-23}$
- b) $5,68 \times 10^{-22}$
- c) $4,25 \times 10^{-22}$
- d) $6,68 \times 10^{-22}$
- e) $7,00 \times 10^{-22}$

10. O mercúrio, na forma iônica, é tóxico porque inibe certas enzimas. Uma amostra de 25g de atum de uma grande remessa foi analisada e constatou-se que continha $2,1 \times 10^{-7}$ mol de Hg^{+2} . Considerando-se que os alimentos com conteúdo de mercúrio acima de $0,50 \times 10^{-3}$ g por quilograma de alimento não podem ser comercializados, demonstre se a remessa de atum deve ou não ser confiscada. ($M_{Hg} = 200$)

11. Um dos possíveis meios de se remover CO_2 gasoso da atmosfera, diminuindo assim sua contribuição para o "efeito estufa", envolve a fixação do gás por organismos microscópicos presentes em rios, lagos e, principalmente

oceanos. Dados publicados em 2003 na revista *Química Nova na Escola* indicam que o reservatório da hidroelétrica de Promissão, SP, absorve 704 toneladas de CO_2 por dia. Calcule a quantidade de CO_2 , expressa em mol/dia, absorvida pelo reservatório. (Massa molar $\text{CO}_2=44\text{g/mol}$)

Gabarito

1. d
2. c
3. e
4. a
5. e
6. b
7. c
8. b
9. b
10. $1,68 \times 10^{-3}\text{g/Kg}$; a remessa deve ser confiscada
11. $1,6 \times 10^7$ mol/dia

FELTRE, R.: *Fundamentos da Química*. 2ª edição. São Paulo: Moderna, 1996. Volume único.

PERUZZO, F.M.; CANTO, E.L.: *Química na abordagem do cotidiano*. 4ª edição. São Paulo: Moderna, 2010. Volume 1.

2 – ESTUDO DOS GASES

O conhecimento das propriedades dos gases é de grande importância uma vez que estão muito presentes em nosso cotidiano.

A maioria dos gases são compostos moleculares, com exceção dos gases nobres, que são formados por átomos isolados.

1. Características gerais dos gases

Os gases não têm forma nem volume próprios. Um gás tem a forma do recipiente onde está contido e ocupa todo o espaço limitado pelas paredes do recipiente.

As partículas constituintes de um gás encontram-se muito afastadas umas das outras e praticamente não ocorre interação entre elas. Isso explica por que os gases têm densidades baixas, podem ser facilmente comprimidos e se misturam com muita facilidade.

Além disso, as partículas movimentam-se de maneira contínua e desordenada em todas as direções e sentidos. Chocam-se entre si e contra a parede do recipiente sem perder energia.

2. Variáveis de estado dos gases

2.1. Pressão

Em um frasco fechado, a pressão exercida por um gás resulta dos choques entre as partículas desse gás contra as paredes internas do recipiente que o contém.



<http://rilf-cmm.blogspot.com/2010/05/estudo-dos-gases.html>

BIBLIOGRAFIA

<http://www.vestibulandoweb.com.br/quimica/teoria/massa-atmica.asp>

USBERCO, J.; SALVADOR, E.: *Química*. 5ª edição. São Paulo: Saraiva, 2002. Volume único.

Em 1643, Torricelli determinou experimentalmente que a pressão exercida pela atmosfera ao nível do mar corresponde à pressão exercida por uma coluna de mercúrio de 760mm:

$$1\text{atm} = 760\text{mmHg} = 101325\text{Pa} = 1,0\text{bar}$$

2.2. Volume

O volume de uma amostra gasosa é igual ao volume interno do recipiente que a contém.

As unidades de volume mais usadas são:

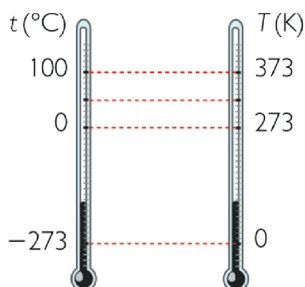
$$1\text{L} = 1\text{dm}^3 = 1000\text{cm}^3 = 1000\text{mL} = 0,001\text{m}^3$$

2.3. Temperatura

A temperatura de um gás está relacionada com o grau de agitação das suas moléculas.

Existem várias escalas termométricas, entretanto no estudo dos gases usa-se a escala absoluta ou Kelvin (K).

No Brasil as temperaturas são medidas na escala centesimal ou Celsius ($^{\circ}\text{C}$), portanto devemos converter os valores de temperatura para Kelvin:



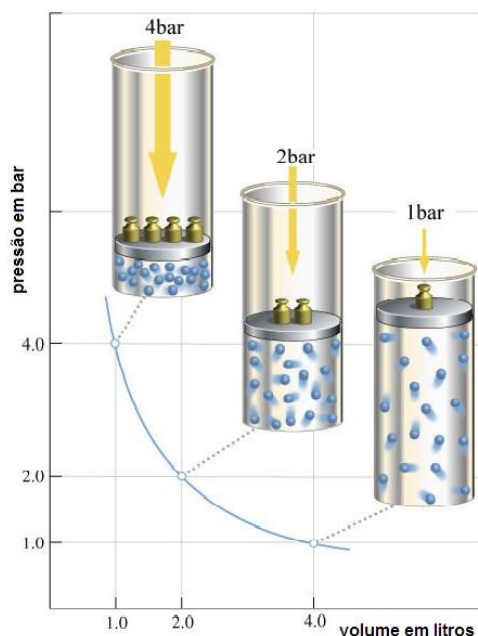
http://www.kalipedia.com/popup/popupWindow.html?anchor=klpcnafyq&tipo=imprimir&titulo=Imprimir%20Art%EDculo&xref=20070924klpcnafyq_21.K
es

$$T_k = T_c + 273$$

3. Transformações gasosas

3.1. Isotérmica

Mantendo-se a temperatura constante, a pressão e o volume de uma amostra de gás variam de modo inversamente proporcional, fato conhecido como **Lei de Boyle**.



<http://alunosdaquimica.blogspot.com/2011/04/transformacoes-gasosas.html>

Matematicamente podemos expressar essa lei da seguinte maneira:

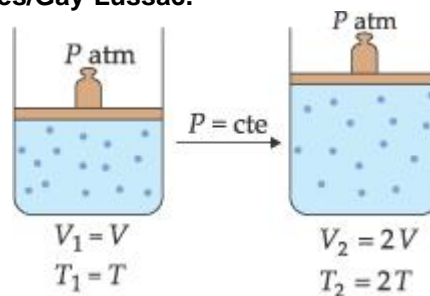
$$P \cdot V = \text{constante}$$

Podemos também dizer que:

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

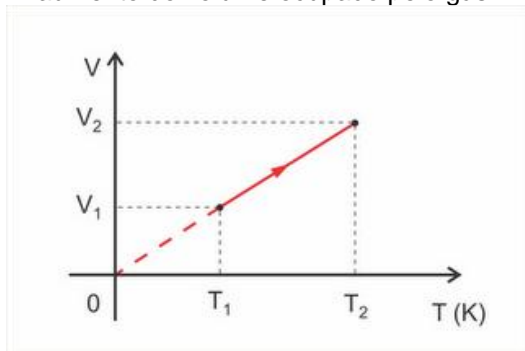
3.2. Isobárica

À pressão constante, o volume de uma massa fixa de um gás varia linearmente com a temperatura do gás, fato conhecido como **Lei de Charles/Gay-Lussac**.



<http://www.profpc.com.br/gases.htm>

Um aumento na temperatura acarreta um aumento do volume ocupado pelo gás.



http://plutaoplanetaplutao.blogspot.com/2011/05/cursos-do-blog-termologia-optica-e_09.html

Matematicamente:

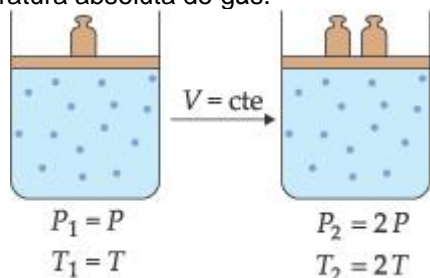
$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

ou

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

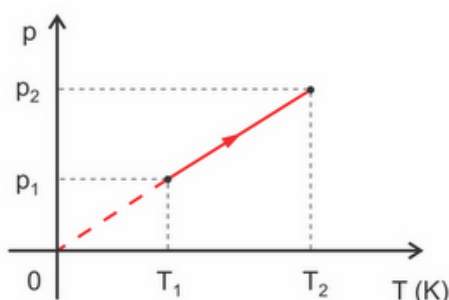
3.3. Isocórica ou isovolumétrica

O volume constante, a pressão de uma massa fixa de gás é diretamente proporcional a temperatura absoluta do gás.



<http://www.profpc.com.br/gases.htm>

Um aumento da temperatura acarreta um aumento da pressão exercida pelo gás.



http://plutaoplanetaplutao.blogspot.com/2011/05/cursos-do-blog-termologia-optica-e_09.html

Matematicamente:

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

ou

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

3.4. Equação geral dos gases

A lei de Boyle e as leis de Charles e Gay-Lussac podem ser reunidas em uma única expressão conhecida como equação geral dos gases:

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

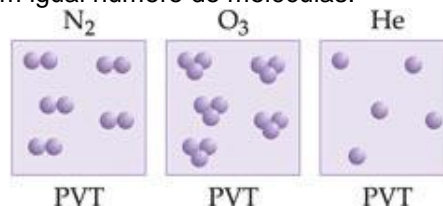
4. Volume molar

É o volume ocupado por 1 mol de um gás a uma determinada pressão e temperatura.

O volume molar foi determinado experimentalmente considerando-se as Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP), ou seja, à pressão de 1 atm e temperatura de 273K, o que corresponde a 22,4L.

5. Lei de Avogadro

Volumes iguais de gases quaisquer, nas mesmas condições de pressão e temperatura, contêm igual número de moléculas.



6. Equação de Clapeyron

Para uma massa constante de um mesmo gás, vale sempre a relação:

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

O valor da constante depende da quantidade do gás em mol. Pra 1 mol de qualquer gás:

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

O valor de R nas CNTP é 0,082 atm.L/K.mol.

Dependendo das unidades empregadas para indicar as outras grandezas teremos valores diferentes de R, como por exemplo, 62,3mmHg.L/mol.K.

Para um número de mol qualquer, temos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Essa equação também é conhecida como equação geral dos gases ideais.

7. Densidade dos gases

Densidade absoluta de um gás, em determinada pressão e temperatura, é o quociente entre a massa e o volume do gás.

$$d = \frac{m}{V}$$

No entanto podemos calcular a densidade com auxílio da equação de Clapeyron:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$\text{Como } d = \frac{m}{V}$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow d = \frac{PM}{RT}$$

EXERCÍCIOS

ENEM

1. Um vendedor de balões de gás na Praia de Boa Viagem, em Recife, utiliza um cilindro de 60L de Hélio a 5 atm de pressão, para encher os balões. A temperatura do ar é 3°C e o cilindro está em um local bem ventilado na sombra. No momento em que o vendedor não conseguir mais encher nenhum balão, qual o volume e a pressão do gás Hélio restante no cilindro?

- a) V = 0 L; P = 0 atm
- b) V = 22,4 L; P = 1 atm
- c) V = 60 L; P = 1 atm
- d) V = 10 L; P = 5 atm
- e) V = 60 L e P = 0 atm

2. Ao subir do fundo de um lago para a superfície, o volume de uma bolha triplica. Supondo que a temperatura da água no fundo do lago seja igual à temperatura na superfície, e considerando que a pressão exercida por uma coluna de água de 10 m de altura corresponde, praticamente, à pressão de uma atmosfera, podemos concluir que a profundidade do lago é, aproximadamente.

- a) 2 m.
- b) 5 m.
- c) 10 m.
- d) 20 m.
- e) 30 m.

3. Uma estudante está interessada em verificar as propriedades do hidrogênio gasoso a baixas temperaturas. Ela utilizou, inicialmente, um volume de 2,98 L de H_{2(g)}, à temperatura ambiente (25°C) e 1atm de pressão, e resfriou o gás, à pressão constante, a uma temperatura de – 200°C. Que volume desse gás a estudante encontrou no final do experimento?

- a) 0,73 mL.
- b) 7,30 mL.

- c) 73,0 mL.
- d) 730 mL.
- e) 7300 mL.

4. Imediatamente acima da superfície da Terra localiza-se uma região da atmosfera conhecida como troposfera, na qual ocorrem as nuvens, os ventos e a chuva. A temperatura no seu topo é de –50°C e sua pressão é de 0,25 atm. Se um balão resistente a altas pressões, cheio com gás hélio até um volume de 10 litros, a 1,00 atm e 27°C for solto, qual o volume, em mL, deste balão quando chegar ao topo da troposfera?

- a) 40,0L
- b) 74,1L
- c) 36,3L
- d) 29,7L
- e) 52,5L

5. A pressão total do ar no interior de um pneu era de 2,30 atm quando a temperatura do pneu era de 27 °C. Depois de ter rodado um certo tempo, mediu-se novamente sua pressão e verificou-se que esta era agora de 2,53 atm. Supondo a variação de volume do pneu desprezível, a nova temperatura será:

- a) 29,7 °C.
- b) 57,0 °C.
- c) 33,0 °C.
- d) 330 °C.
- e) n.d.a.

6. Um cilindro de gás industrial com capacidade para 100L, contém 44 Kg de gás propano a 27°C. Considerando que em uma semana seja consumido gás suficiente para que a pressão seja reduzida à metade e supondo que a temperatura permaneça constante, a pressão inicial no cilindro e número de mols de gás utilizado serão respectivamente: (Dado: C=12 g/mol, H=1 g/mol)

- a) 246 atm e 500 mols
- b) 246 atm e 22 mols
- c) 123 atm e 1000 mols
- d) 123 atm e 500 mols
- e) 123 atm e 44 mols

7. A massa de oxigênio necessária para encher um cilindro de capacidade igual a 25 litros, sob pressão de 10 atm e a 25 °C é de: (Dados: massa molar do O₂ = 32 g/mol; volume molar de gás a 1 atm e 25 °C = 25 L/mol)

- a) 960 g.
- b) 320 g.
- c) 48 g.
- d) 32 g.
- e) 16 g.

8. Um tanque, contendo gás butano a 227°C com capacidade de 4,10 m³, sofre um vazamento ocasionado por defeito em uma das válvulas de segurança. Procedimentos posteriores confirmaram uma variação de pressão na ordem

de 1,5 atm. Admitindo-se que a temperatura do tanque não variou, pode-se afirmar que a massa perdida de butano, em kg, foi:

(Dados: C = 12 u; H = 1 u; R = 0,082 atm x L / mol x K.)

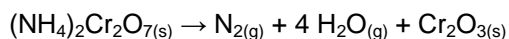
- 8,7 kg.
- 2,9 kg.
- 15,0 kg.
- 0,33 kg.
- 30,3 kg.

9. Considere um balão de aniversário contendo 2,3 L de ar seco. Aproximadamente 20% deste gás são constituídos por oxigênio (O₂). Suponha que 1 mol de gás ocupa aproximadamente um volume de 23 L, a 25 °C e sob a pressão de 1 atm. O número aproximado de moléculas de oxigênio presentes no balão será:

- $6,0 \cdot 10^{22}$ moléculas.
- $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- $1,2 \cdot 10^{22}$ moléculas.
- 23 moléculas.
- 0,46 moléculas.

10. É possível fazer um vulcão, em miniatura, no laboratório, usando o dicromato de amônio (NH₄)₂Cr₂O₇. Este composto, ao ser aquecido, se decompõe vigorosamente, liberando, dentre outras substâncias, os gases N₂ e H₂O. Se utilizarmos 25,2 g de dicromato de amônio e se forem recolhidos os gases de reação num balão de 2,0 L a 27 °C, a pressão total do gás, neste balão, em atmosferas, será igual a:

(Dados: massas atômicas: H = 1 u; N = 14 u; O = 16 u; Cr = 52 u; R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹)



- 0,11
- 1,00
- 1,11
- 1,23
- 12,3

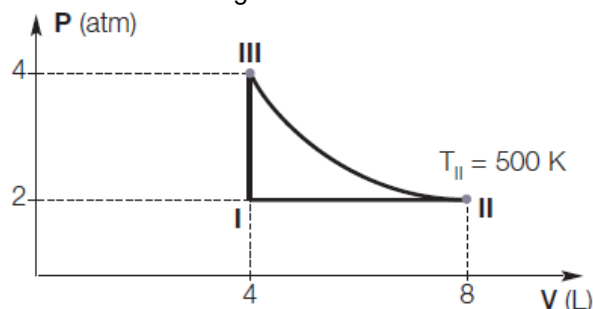
11. Um frasco completamente vazio tem massa 820g e cheio de oxigênio tem massa 844g. A capacidade do frasco, sabendo-se que o oxigênio se encontra nas CNTP, é:

Dados: massa molar do O₂ = 32 g/mol; volume molar dos gases nas CNTP = 22,4 L.

- 16,8 L.
- 18,3 L.
- 33,6 L.
- 36,6 L.
- 54,1 L.

UFJF

12. Considere o diagrama:



Qual o nome das transformações gasosas verificadas quando passamos de I para II, de II para III e de III para I respectivamente:

- isobárica, isotérmica, isocórica
- isocórica, isobárica, isotérmica
- isobárica, isocórica, isotérmica
- isotérmica, isobárica, isocórica
- isotérmica, isocórica, isobárica

13. Em hospitais, o gás oxigênio (O₂) é usado em algumas terapias do aparelho respiratório. Nesses casos, ele é armazenado em cilindros com volume de 60 L, a uma pressão de 150 atm. Considerando a temperatura constante, qual volume ocuparia o oxigênio contido em 1 cilindro, a uma pressão de 760 mm Hg?

- 7000L
- 8000L
- 9000L
- 10000L
- 6000L

14. Uma garrafa de 1,5L, indeformável e seca, foi fechada com uma tampa plástica. A pressão ambiente era de 1,0 atm e a temperatura de 27°C. Em seguida, essa garrafa foi colocada ao sol, após certo tempo, a temperatura em seu interior subiu para 57°C e a tampa foi arremessada pelo efeito da pressão interna.

Qual era a pressão no interior da garrafa no instante imediatamente anterior à expulsão da tampa?

- 1,3atm
- 1,5atm
- 2,0atm
- 1,1atm
- 2,5atm

15. Um balão meteorológico foi preenchido com gás hidrogênio, H₂, que está a 1,5 atm e 20°C e ocupa 8m³. Sabendo que, nessas condições de pressão e temperatura, o volume molar dos gases é 16L, determine: a quantidade em mols de hidrogênio dentro do balão.

- 200mol
- 300mol
- 450mol
- 500mol
- 550mol

16. Um protótipo de carro movido a hidrogênio foi submetido a um teste em uma pista de provas. Sabe-se que o protótipo tem um tanque de combustível com capacidade igual a 164L e percorre 22 metros para cada mol de H_2 consumido. No início do teste, a pressão no tanque era de 600 atm e a temperatura, igual a 300K.

Sabendo que no final do teste a pressão no tanque era de 150 atm e a temperatura igual a 300K, calcule a distância, em km, percorrida pelo protótipo.

a)60Km b)62Km c)63Km d)64Km e)66km

17. Um balão meteorológico de cor escura, no instante de seu lançamento, contém 100 mol de gás hélio (He). Após ascender a uma altitude de 15 km, a pressão do gás se reduziu a 100 mm Hg e a temperatura, devido à irradiação solar, aumentou para 77 °C nestas condições, qual seria o volume do balão meteorológico:

a)21700 b)20300L c)22000L d)21320L

e)22500L

3 – Balanceamento das Equações

3.1 Método da tentativa

Os coeficientes são obtidos por tentativas:

Sugere-se a seguinte ordem de prioridade:

1º) Metais e ametais

2º) Hidrogênio

3º) Oxigênio

3.2 Método de oxirredução

1º) Calcular o nox de todos os elementos.

2º) Identificar aqueles que sofrem variação de nox:

Aumento do nox: oxidação.

Diminuição do nox: redução.

Agente oxidante: substância do átomo que sofre redução.

Agente redutor: substância do átomo que sofre oxidação.

3º) Calcular a variação total do nos(Δ) dos elementos que sofrem variação de nox: $\Delta = (\text{variação do nox}) \cdot (\text{atomicidade})$

OBS: utilizar preferencialmente a atomicidade que irá fornecer o maior valor de Δ .

4º) Tomar o Δ da oxidação como coeficiente do agente oxidante e vice-versa.

6º) Terminar o balanceamento pelo método da tentativa.

4. Estequiometria

Nas reações químicas, é importante se prever a quantidade de produtos que podem ser obtidos a partir de certa quantidade de reagente

Gabarito

1. c

2. d

3. d

4. d

5. b

6. a

7. b

8. a

9. c

10. d

11. a

12. a

13. c

14. d

15. d

16. e

17. a

consumidos. Os cálculos que possibilitam prever essa quantidade são chamados de cálculos estequiométricos.

Essas quantidades podem ser expressas de diversas maneiras: massa, volume, quantidade de matéria (mol), número de moléculas.

Os cálculos estequiométricos baseiam-se nos coeficientes da equação. É importante saber que, numa equação balanceada, os coeficientes nos dão a proporção em mols dos participantes da reação.

1. Leis ponderais

Lei de Lavoisier: Em um sistema, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos. Essa lei também pode ser enunciada pela famosa frase: "*Na Natureza nada se cria e nada se perde, tudo se transforma*".

Lei de Proust: Toda substância apresenta uma proporção constante em massa, na sua composição, e a proporção na qual as substâncias reagem e se formam é constante. Com a Lei de Proust podemos prever as quantidades das substâncias que participarão de uma reação química.

Lei de Avogadro: Volumes iguais de gases diferentes possuem o mesmo número de moléculas, desde que mantidos nas mesmas condições de temperatura e pressão. Para melhor