

QUÍMICA QUANTITATIVA QUANTIDADE DE MEDIDAS

Desde a antigüidade criou-se um sistema de unidades de medidas apropriado para cada tipo de material.

Devido à algumas inconveniências, há necessidade de recorrer ao sistema de medidas relativas, que são obtidas por meio de comparação com um sistema padrão.

Algumas instituições, como a IUPAC e a ABNT procuram padronizar a linguagem científica e as unidades de medidas de modo universal.

As massas dos elementos químicos foi estabelecida como padrão a unidade de massa atômica (u), que é equivalente à massa de 1/12 do isótopo do carbono 12, que corresponde a $1,66 \cdot 10^{-24}$ g.

MASSA ATÔMICA (M. A.)

A massa atômica de um átomo é obtida através da soma das massas de seus prótons, nêutrons e elétrons.

O meio prático de se obter a massa de um átomo é compará-la com a massa padrão (1/12 ^{12}C).

Obs. Os valores das massas atômicas são escritos com uma casa decimal. Exemplo: a massa atômica do cálcio é igual a 40,0 U, isto significa, que sua massa atômica é 40 vezes maior que a massa padrão (1/12 ^{12}C).

MASSA ATÔMICA DE ELEMENTO QUÍMICO

A massa de um elemento químico é formada pela média ponderada das massas atômicas dos seus isótopos.

Obs. Os elementos químicos são formados por uma mistura de isótopos. Exemplo:

Elemento químico	Átomos constituintes	Massa atômica (u)	Participação (%)
OXIGÊNIO	Oxigênio 16	15,9949	99,76
	Oxigênio 17	16,9990	0,04
	Oxigênio 18	17,9990	0,20

O cálculo da massa atômica do elemento oxigênio é determinado por:

$$M.A._O = \frac{15,9949 \cdot 99,76 + 16,9990 \cdot 0,04 + 17,9990 \cdot 0,20}{100} = 15,9994 \text{ u, que aproximação é igual } 16,0 \text{ u}$$

MASSA MOLECULAR (M.M)

Como é de conhecimento de todos, a molécula é formada por um agrupamento estável de átomos, que estão ligados entre si por ligação(es) covalente(s) e conserva todas as propriedades características da substância.

Para determinar a massa de uma molécula, deve somar a(s) massa(s) atômica(s) de todos os átomos que compõem o agrupamento. Exemplo: a molécula do sulfato de hidrogênio (H_2SO_4)

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1\text{u} = 2\text{u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32\text{u} = 32\text{u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16\text{u} = 64\text{u} \\ \text{M.M} = 98\text{u} \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} \text{A massa de uma molécula de sulfato de hidrogênio é 98 vezes maior que a massa atômica} \\ \text{padrão (1/12 } ^{12}\text{C)} \end{array}$$

Portanto, a massa molecular de uma substância indica quantas vezes a massa dessa substância é maior que 1/12 da massa do átomo de carbono 12.

Obs. Para os compostos iônicos usamos o mesmo método utilizado para os compostos moleculares, ao invés de massa molecular usamos a expressão massa fórmula (M.F). Exemplo: carbonato de cálcio (CaCO_3)

$$\text{CaCO}_3 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40\text{u} = 40\text{u} \\ \text{C: } 1 \cdot 12\text{u} = 12\text{u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16\text{u} = 48\text{u} \\ \text{M.F} = 100\text{u} \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} \text{A massa de um íon-fórmula de carbonato de cálcio é 100 vezes maior que a massa atômica} \\ \text{padrão (1/12 } ^{12}\text{C)}. \end{array}$$

EXERCÍCIOS

1-Determine a massa molecular das substâncias relacionadas:

- a)- benzeno (C_6H_6) b)- butano (C_4H_{10}) c)- ciclopropeno (C_3H_4) d)- propanona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) e)- tolueno ($\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$)
f)-ácido butírico ($\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$) g)- frutose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) h)- benzaldeído ($\text{C}_7\text{H}_7\text{O}$) i)- etanoato de benzila ($\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_2$)

MASSA MOLAR

A massa molar de uma espécie química corresponde à massa de um mol dessa espécie.

O que é o mol? Mol é a unidade de quantidade de matéria e é simbolizado por **n**.

Um mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém um número fixo de entidades elementares(átomos, moléculas, íons, prótons, nêutrons, elétrons, etc.), número este que corresponde a quantidade de átomos contidos em 0,012 kg ou 12 g de átomos de carbono 12.

Exemplo: 0,012 kg de carbono contém $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono, que corresponde a 01 mol de átomos de carbono, portanto, um mol é a quantidade de matéria de um sistema material que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas(entidades elementares).

MASSA MOLAR DE ÁTOMOS

A massa molar de um determinado átomo é numericamente igual à sua massa atômica, expressa em gramas por mol e contém $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos. Exemplo: O cálcio tem massa atômica (M.A) = 40u

Estatisticamente sabemos que a massa de uma unidade de massa atômica é aproximadamente igual a $1,66 \cdot 10^{-24}$ g e que uma unidade de quantidade de matéria do cálcio contém $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de cálcio, portanto:

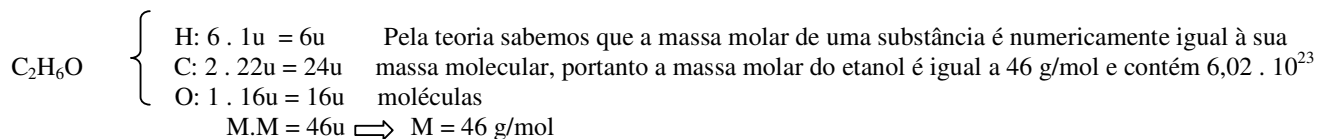
$$1 \text{ átomo Ca} \quad \text{-----} \quad 40\text{u} \quad \text{-----} \quad 40 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol} \quad \text{-----} \quad \text{m} \quad \iff \quad \text{m} = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 40 \text{ g} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} = 40 \text{ g/mol}$$

Portanto: o elemento cálcio tem massa atômica igual a 40 u, então a sua massa molar é igual a 40 g/mol

Este raciocínio é extensivo a todos os átomos dos demais elementos químicos, às moléculas e aos íons-fórmulas.

A massa molar de uma substância é numericamente igual à sua massa molecular, expressa em gramas por mol e contém $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas dessa substância. Exemplo: a massa molar do etanol (C_2H_6O), inicialmente determinamos a massa molecular da substância em questão.



NÚMERO DE AVOGADRO

O valor numérico $6,02 \cdot 10^{23}$ é chamado de número de Avogadro, que indica o número de partículas por unidade de matéria de um sistema material.

EXERCÍCIOS:

- 1- Calcule a massa em gramas de: a) 2,5 mols de átomos de sódio b) 4/5 de mol de átomos de bário c) 5 mols de átomos de cobre d) 0,25 mol de átomos de prata e) $3,01 \cdot 10^{19}$ átomos de oxigênio f) $12,04 \cdot 10^{21}$ átomos de bromo.
- 2- Determine a quantidade de matéria de: a) 1,2 g de átomos de cálcio b) $1,806 \cdot 10^{21}$ átomos de átomos de potássio c) 0,28 g de átomos de ferro d) $2,204 \cdot 10^{25}$ átomos de urânio e) 17,524 g de átomos de estrôncio f) 5,5 g de átomos de manganês.
- 3- Quantas moléculas contém num recipiente que comporta 2,5 mols de metanol(CH_4O) e 3,6 g de água?
- 4- Determine a massa total em gramas do recipiente do exercício anterior.
- 5- Determine o número de átomos contidos em: a) 1,96 g de moléculas de sulfato de hidrogênio; b) $1,204 \cdot 10^{25}$ de moléculas de isopropanol(C_3H_8O); c) 2/5 de mol de moléculas de amônia(NH_3); d) 18 g de moléculas de uréia(CON_2H_4); e) $3,25 \cdot 10^{24}$ moléculas de frutose.
- 6- Determine a quantidade de matéria existente em: a) 9,8 g de fosfato de hidrogênio; b) $3,6 \cdot 10^{-2}$ g de água; c) $5,418 \cdot 10^{22}$ átomos que formam o etanol; d) 10 g de carbonato de cálcio; e) 2 g de hélio f) 14,8 g de ácido propiônico($C_3H_6O_2$).
- 7- Expresse o número de átomos de hidrogênio existente em 11,6 g de propanona.
- 8- Calcule o número de átomos de oxigênio em 18,5 g de hidróxido de cálcio.
- 9- Determine o número total de átomos contidos em 9,2 g de etanol e 1/5 de mol de água.
- 10- Calcule o número de moléculas de nitrogênio que estão misturadas com 4,8 g de oxigênio num recipiente fechado, sabendo que o número total de moléculas é igual a $276 \cdot 10^{25}$.

QUÍMICA QUANTITATIVA

Unidade de medida

A unidade de medida de uma grandeza é uma quantidade padrão dessa grandeza, estabelecida arbitrariamente, mas de forma conveniente.

MASSA ATÔMICA

A massa atômica é a massa do átomo, medida em unidade de massa atômica.

MASSA MOLECULAR

A massa molecular é a massa da molécula, medida em unidade de massa atômica.

MASSA ATÔMICA DE ELEMENTO QUÍMICO

A massa atômica de um elemento químico é determinada através da média ponderada das massas atômicas de seus isótopos, sendo que os índices de ponderação, são as porcentagens dos isótopos desses elemento na natureza.

MASSA MOLAR

A massa molar de uma espécie química, é a qtde da mesma, cuja massa expressa em gramas, é numericamente igual à sua massa atômica.

A massa em gramas de um elemento químico, que é numericamente igual à sua massa atômica, é chamada de massa molar, cuja unidade é o g/mol

Espécie química (átomos, moléculas, ions, elementos químicos, elétrons, etc.).

A massa molar de todos os elementos químicos apresenta o mesmo número de átomos, o mesmo se atribui às substâncias.

A massa molar de qualquer espécie química contém o mesmo número de entidades elementares (partículas), cujo valor numérico é igual a $6,02 \cdot 10^{23}$.

A constante $6,02 \cdot 10^{23}$ origina uma grandeza química, denominada de quantidade de matéria, cuja unidade de medida é o mol.

Portanto a massa molar de qualquer espécie química apresenta um valor constante de entidades elementares. Esta constante é numericamente igual a $6,023 \cdot 10^{23}$, que é chamada de constante de Avogadro.

Esta constante deu origem a uma grandeza que é chamada de quantidade de matéria, cuja unidade recebe o nome de mol.

Portanto um mol de qualquer espécie química, contém $6,023 \cdot 10^{23}$ entidades elementares.

Um mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém $6,023 \cdot 10^{23}$ entidades elementares, que corresponde ao número de átomos contidos em 0,012 kg ou 12 g do isótopo-12 do átomo de carbono ou MOL É A QUANTIDADE DE MATÉRIA DE UM SISTEMA QUE CONTÉM UM N° DE ENTIDADES ELEMENTARES IGUAL AO N° DE ÁTOMOS CONTIDOS EM 0,012 Kg OU 12g DE CARBONO 12.

QUANTIDADE DE MATÉRIA

A quantidade de matéria contida em determinada massa em gramas de uma substância ou de um elemento químico é obtida pela expressão $n = m/M$, onde n é a qtde de matéria (em mol), M é a massa molar (g/mol) e m é uma massa determinada qualquer (g).

ESTUDOS DOS GASES

Vivemos no fundo de um oceano de ar, que ocupa lugar no espaço e que exerce pressão sobre nós e sobre todos os sistemas materiais existente na superfície de nosso planeta Terra, este exerce grande influência em nossos movimentos.

Os gases presentes na atmosfera, como o oxigênio, nitrogênio e o gás carbônico são muito utilizados nas indústrias, hospitais, etc.

O gás oxigênio é de importância vital para o homem, tem aplicação nos processos de combustão(madeira, gasolina, álcool, gases, etc.) e na respiração.

O gás nitrogênio é inerte, é utilizado nos processos de congelamento de produtos em geral (alimentícios, sangue, etc.)

O gás carbônico é usado na medicina (em certas cirurgias e cauterização), no combate de sinistros, conservação de alimento, na fotossíntese dos vegetais, etc.

O gás natural é usado em meios de transportes e domiciliar.

O G.L.P. (butano e propano) tem uso doméstico.

O gás neônio é usado em iluminação

A medida que aumentou o consumo de gases, houve necessidade de aprimoramento dos meios de obtenção e armazenamento e com isso, torna-se necessário conhecermos as características dos comportamentos físicos e químicos dos gases.

Os gases não possuem forma e volume próprio e ocupam o espaço do recipiente que os contém. Os gases são elásticos, pôr isso são compreensíveis, podendo assim ser acondicionados em recipientes apropriados.

Características Gerais dos Gases

Nos gases a distância entre suas partículas é muito grande, por isso, praticamente não existem interações entre elas e apresentam movimento contínuo e desordenado.

Devido ao movimento contínuo, as suas partículas chocam-se entre si e contra as paredes do recipiente, exercendo sobre este uma certa pressão.

É constatado experimentalmente que a elevação da temperatura de uma massa gasosa produz aumento da energia cinética média de suas partículas e em consequência tem-se o aumento da pressão.

Diferença entre Gás e Vapor

Gás é uma substância que em condições ambientais se encontra no estado gasoso

Vapor é a forma gasosa de uma substância que nas condições ambientais se encontra no estado líquido ou sólido.

TEORIA CINÉTICA DOS GASES

De acordo com a teoria cinética dos gases, as partículas dos gases:

- São muito pequenas e seu volume é desprezível em relação ao volume ocupado pelo gás.
- Movimentam-se em linha reta, do modo contínuo e desordenado
- Chocam-se entre si e com as paredes do recipiente de tal maneira que há conservação de energia
- As forças de atração entre as moléculas são pouco significativas.

Gases ideais ou perfeitos são aqueles que obedecem rigorosamente à teoria cinética dos gases e as leis das transformações físicas.

Gases reais são aqueles que não obedecem rigorosamente à teoria cinética dos gases, entretanto podem comportar-se como ideal, quando em pequena quantidade, baixa pressão e temperatura elevada.

GRANDEZAS QUE CARACTERIZAM UM GÁS

O estado de um gás pode ser caracterizado pôr algumas grandezas físicas que estão relacionadas entre si, que denominamos de variáveis de estado (volume, pressão e temperatura).

Volume

O volume de um gás é o volume do recipiente em que ele está contido.

Pressão

As partículas do ar estão em contínuo movimento, exercendo a chamada pressão atmosférica. Esta pressão depende da altitude. Ao nível do mar ela equivale à pressão exercida pôr uma coluna de 760 milímetros de mercúrio, que corresponde a uma 1 atmosfera.

Temperatura

A temperatura de um gás é diretamente proporcional à energia cinética média de sua moléculas.

Aumentando a velocidade das partículas de um gás, sua energia cinética aumenta, ocorrendo um aquecimento, ao contrário ocorrerá um resfriamento.

TRANSFORMAÇÕES FÍSICAS DOS GASES

Uma quantidade de gás é caracterizada pelas variáveis de estado (volume, pressão e temperatura). Qualquer alteração nos valores dessas variáveis ocorre de acordo com as leis das transformações físicas dos gases.

ESTUDO DO COMPORTAMENTO FÍSICO DOS GASES

Os físicos e químicos ao analisar as diferentes amostras sólidas líquidas e gasosas de uma substância constataram que seu volume apresenta variações significativas no estado gasoso para diferentes valores de pressão e temperatura.

Tal fenômeno ocorre devido as partículas constituintes da massa gasosa dessa substância se encontram bem distanciadas uma das outra, o que facilita a sua compressibilidade e expansibilidade.

As grandezas pressão, temperatura e volume se relacionam entre si na determinação das transformações gasosas. Essas grandezas são chamadas de variáveis de estado de um gás.

PRESSÃO DE UM GÁS

No estado gasoso, as partículas constituintes de uma substância estão em constante e desordenado movimento

Durante esse movimento desordenado as partículas colidem entre si e com as paredes do recipiente que as contém, surgindo daí a pressão do gás, pressão esta que depende do número de partículas que constitui a massa gasosa.

O ar atmosférico é uma mistura de gases que exerce pressão sobre a superfície terrestre, a chamada pressão atmosférica.

Portanto neste instante estamos submetidos a uma pressão – a pressão atmosférica.

Torrucelli efetuando um experimento com um tubo contendo mercúrio verificou que a pressão exercida pelo ar ao nível do mar – a pressão atmosférica é de 760 mmHg, que corresponde a uma atmosfera. $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 76 \text{ cmHg}$

VOLUME DE UM GÁS

Experimentalmente constata que as partículas constituintes de um gás ocupa toda a extensão do recipiente que as contém, portanto, o volume de um gás é igual ao volume do recipiente que o contém.

Unidades de volume.(mL, cm³, L, mm³,etc.)

TEMPERATURA DE UM GÁS

A temperatura de uma massa gasosa se relaciona com o estado térmico dessa massa, isto é com o grau de agitação das partículas constituintes desse gás.

No S.I. a unidade de temperatura é o Kelvin (K) .

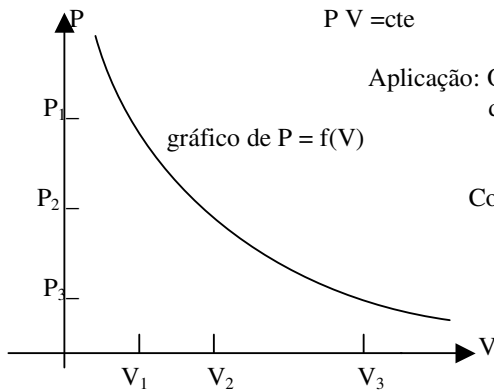
TRANSFORMAÇÕES GASOSAS

Quando ocorrem alterações na variáveis de estado de gás, afirmamos que ocorreu uma transformação gasosa.

Podemos classificar as transformações em: isotérmica, isobárica e isocórica.

Transformação isotérmica ou lei Boyle-Mariotte

A temperatura constante, o volume ocupado por uma massa gasosa varia inversamente proporcional com a variação de pressão exercida pelo gás.



$$P V = \text{cte}$$

$$P_0 V_0 = P V = P_1 V_1 = P_2 V_2 = \dots = P_n V_n = \text{cte}$$

Aplicação: O que acontece com o volume de um gás quando a sua pressão passa de 2 atm a 3 atm, mantido à temperatura constante?

$$P_0 V_0 = P V \quad 3V_0 = 2V$$

$$V = 3V_0/2 = 1,5 V_0$$

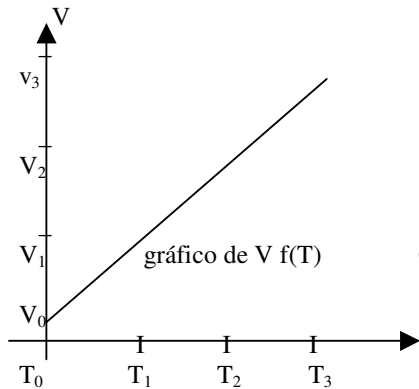
Conclusão: O volume do gás diminui de 1,5 vez de seu volume inicial.

TRANSFORMAÇÃO ISOBÁRICA ou Lei de Charles – Gay-Lussac

Uma massa gasosa mantida a pressão constante, o seu volume varia diretamente proporcional com a variação de sua temperatura Absoluta.

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

$$V_0/T_0 = V/T = V_1/T_1 = V_2/T_2 = \dots = V_n/T_n = \text{cte}$$



Aplicação: 15 L de um gás encontram-se a 27°C de temperatura exercendo uma pressão de 3 atm. Determine o novo volume ocupado por esse gás, quando a temperatura passar a 127°C, mantido à pressão constante.

$$V_0 T_0 = V/T \quad 15L / 300K = V / 400K$$

$$V = 15L \cdot 400K / 300K$$

$$V = 20L$$

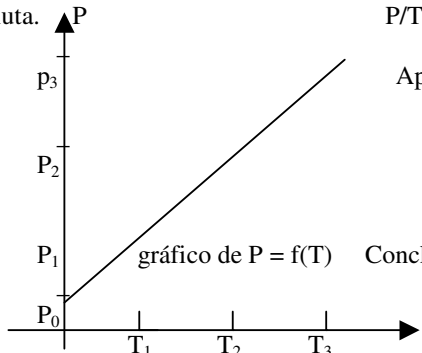
Conclusão: O volume do gás aumenta de 5L, com o aumento de temperatura.

TRANSFORMAÇÃO ISOCÓRICA ou Lei de Charles – Gay-Lussac

Uma determinada massa de um gás mantido a volume constante, sua pressão varia diretamente proporcional com a variação de sua temperatura absoluta.

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

$$P_0/T_0 = P/T = P_1/T_1 = P_2/T_2 = \dots = P_n/T_n = \text{cte}$$



Aplicação: 20L de um gás exerce uma pressão de 5 atm quando submetido à uma temperatura de 7°C. Determine a nova pressão deste gás quando sua temperatura for de 87°C, mantendo o seu volume constante.

$$P_0/T_0 = P/T \quad 5\text{atm} / 280K = P / 360K$$

$$P = 5 \text{ atm} \cdot 360K / 280K$$

$$P = 6,43 \text{ atm}$$

Conclusão: A pressão do gás aumentou de 1,43 atm com o aumento da temperatura.

EXERCÍCIOS

1- Certa massa de um gás ocupa o volume de 10 L, sob pressão de 4 atm, determine o seu novo volume sob pressão de 2,5 atm, à temperatura constante.

- A massa de um gás ocupa um recipiente fechado, exercendo uma pressão de 5 atm e temperatura de -23°C . determine a nova pressão deste gás quando sua temperatura atingir 227°C .
- O que acontece com a temperatura de uma massa gasosa quando o seu volume diminui de 20L para 12L á pressão constante?
- O que acontece com o volume de uma massa gasosa quando a sua nova pressão diminui de 1/3 da pressão inicial, numa transformação isotérmica?
- Ao dobrarmos a temperatura absoluta da massa de um gás, o que acontece com a sua nova pressão numa transformação isocórica, sabendo que ele esta submetido inicialmente à pressão de 48cmHg?

TRANSFORMAÇÃO GERAL DOS GASES

Nas transformações gerais dos gases pode ocorrer simultaneamente variações de pressão, temperatura e volume de uma massa fixa de um gás.

Equação geral dos gases: é equação que se relaciona com uma transformação gasosa onde ocorre alterações de todas as variáveis de estado simultaneamente. Esta equação é deduzida de uma transformação isotérmica seguida de uma transformação isobárica.

$$\begin{array}{ccc} P_0 & P_x = P & P \\ V_0 & V_x & V \\ T_0 & T_x = T_0 & T \end{array} \xrightarrow{\text{isotérmica}} \xrightarrow{\text{isobárica}} \quad P_0 V_0 = P_x V_x \longrightarrow V_x = P_0 V_0 / P \quad (1)$$

$$V_x / T_0 = V / T \longrightarrow V_x = T_0 V / T \quad (2) \quad (1) \text{ em } (2)$$

$$\frac{P_0 V_0}{P T} = \frac{T_0 V}{T} \longrightarrow \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P V}{T} \quad \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P V}{T} = \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \dots = \frac{P_n V_n}{T_n} = \text{cte}$$

Aplicação: Certa massa gasosa ocupa um volume de 27,3 L nas CNTP, determine o seu novo volume quando medido a 27°C e pressão de 1140 mmHg.

$$V = \frac{P_0 V_0 T}{P_0 T_0} = \frac{760 \cdot 27,7 \cdot 300}{1140 \cdot 273} = 20,0 \text{ L}$$

EXERCÍCIOS

- A massa de um gás ocupa um volume de 40 L e esta submetida à pressão de 1,5atm e temperatura de 127°C . o que acontecerá com essa massa quando for reduzida às CNTP?
- Um recipiente de capacidade para 40 L contém oxigênio, que esta submetido à pressão de 3 atm e 27°C . determine a sua nova pressão quando a sua temperatura atingir 47°C .
- Certa massa de um gás ocupa um volume de 400 cm^3 nas CNTP, determine o seu volume em m^3 quando sua pressão for 0,2 atm e temperatura de 1092°C .
- Certa massa de um gás submetido inicialmente às CNTP, tem o seu volume aumentado de $1/4$ quando a sua temperatura a sua temperatura é duplicada. Determine a sua pressão em mmHg.
- 45 L de gás metano esta submetido a 3 atm e -23°C , determine a nova temperatura deste gás quando a sua pressão é duplicada e o seu volume é reduzido à metade.

VOLUME MOLAR

Nas mesmas condições de temperatura e pressão, o volume ocupado por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua quantidade de matéria (n) $V/n = \text{cte}$

Como vimos anteriormente, em, um mol de qualquer substância molecular contém $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, portanto em um mol de qualquer gás, nas mesmas condições de temperatura e pressão, ocupará sempre o mesmo volume, volume este que é chamado de volume molar do gás.

Volume molar é o volume ocupado pôr 1 mol de moléculas de uma massa gasosa.

Nas condições normais de pressão e temperatura, 1 mol de moléculas de uma massa gasosa qualquer, ocupa um volume de 22,4 litros.

LEI DE AVOGADRO ou PRINCÍPIO DE AVOGADRO

Nas mesmas condições de pressão e temperatura, volumes iguais de gases quaisquer contém a mesma quantidade de matéria (n) ou o mesmo número de moléculas.

EXERCÍCIOS

- 0,75 mol de moléculas de nitrogênio ocupa que volume nas CNTP?
- Determine o volume ocupado por 13,6 g de NH_3 nas CNTP
- $3,01 \cdot 10^{25}$ moléculas de metano ocupa que volume nas CNTP?
- Calcule nas CNTP o volume ocupado por 5,5 g de CO_2 .
- Determine a relação existente entre as massas de nitrogênio e oxigênio confinadas em recipientes de mesma capacidade nas CNTP.
- O volume molar do etano nas mesmas condições de temperatura e pressão é de 12 L. Determine o volume de $1,806 \cdot 10^{22}$ moléculas deste gás nas mesmas condições.
- Determine a massa de 10,4 g de monóxido de carbono
- Determine o número de moléculas e de mol de gás carbônico contidos em 3,75L nas CNTP.
- Calcule o volume ocupado por $2,4 \cdot 10^{20}$ moléculas de gás clorídrico nas CNTP.

EQUAÇÃO DE ESTADO DOS GASES PERFEITOS – EQUAÇÃO DE CLAPEYRON

É a equação que relaciona as variáveis de estado com a quantidade de matéria. Esta equação é deduzida, com as seguintes observações:

Partindo da equação geral dos gases perfeitos, percebemos que $P V / T = k$, onde k é uma constante que no estudo dos gases perfeitos é igual nR. Portanto $k = nR$, onde n é a quantidade de matéria e R é a constante universal dos gases perfeitos.

$$P V T^{-1} = nR.$$

O valor da constante R depende das unidades atribuídas às variáveis de estado (pressão e volume).
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$; $R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$ $R = 82 \text{ atm} \cdot \text{mL} / \text{mol} \cdot \text{K}$ $R = 62300 \text{ mmHg} \cdot \text{mL} / \text{mol} \cdot \text{K}$.

Aplicação: determine a quantidade de matéria de eteno contida num recipiente de 4,1 L de volume, submetido à pressão de 2atm e temperatura de 25°C. $PV = nRT \rightarrow n = PV / RT \rightarrow n = 2 \text{ atm} \cdot 4,1 \text{ L} / 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K} = 0,25 \text{ mol}$

A equação de Clapeyron pode ser trabalhada em função da massa gasosa. $P \cdot V \cdot M = mRT$, onde m é uma massa qualquer e M é a massa molar da substância gasosa.

Aplicação: qual é a massa de oxigênio, contida num reservatório com capacidade de 15L, submetido à pressão de 934,5 mmHg e temperatura de 27°C? $PVM = mRT \rightarrow m = PVM / RT \rightarrow m = 1140 \text{ mmHg} \cdot 15 \text{ L} \cdot 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} / 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}$
 $m = 19,2 \text{ g}$

EXERCÍCIOS

- Determine a pressão em um tubo de capacidade de 20L contendo 2,4 g de oxigênio à temperatura de 7°C.
- Qual é o volume ocupado por $1,204 \cdot 10^{24}$ moléculas de nitrogênio, submetido à pressão de 934,5 mmHg e temperatura de 27°C?
- Determine a temperatura de um sistema que contém 11g de gás carbônico à pressão de 2 atm e volume de 4,1 L.
- Calcule a quantidade de matéria existente num sistema que contém 16,4 L de metano à uma pressão de 4 atm e 17°C de temperatura.
- Calcule o volume ocupado por 49,84 g de amônia (NH₃) à temperatura de 67°C e pressão de 996,8 mmHg.
- Determine a pressão exercida por 1,4 g de nitrogênio a 27°C, confinado num recipiente de 1640 mL de capacidade.
- Calcule a temperatura de 23,2 g de gás butano que ocupa um volume de 5L, quando submetida à pressão de 124,6 cmHg

DENSIDADE ABSOLUTA DOS GASES

A densidade de qualquer substância é determinada pela relação entre a massa e seu volume, $d = m/V$, substituindo esta relação na equação de Clapeyron, obtemos: $P V M = d R T \rightarrow d = P M / R T$. Podemos observar através desta equação que a massa específica de um gás é diretamente proporcional à sua pressão e à sua massa molar e é inversamente proporcional à sua temperatura absoluta

Aplicação: determine a massa específica do oxigênio à temperatura de 47°C e pressão de 0,656 atm.

$$PM = dRT \quad d = PM/RT \quad d = 0.656 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} / 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 320 \text{ K} \quad d = 0,80 \text{ g/L}$$

EXERCÍCIOS

- Determine a densidade absoluta do etano (C₂H₄) nas CNTP
- Calcule a densidade absoluta do hélio a 27°C e 934,5 mmHg.
- Determine a massa molecular de um gás de densidade absoluta de 1,2 g/L, à pressão de 1246 mmHg e temperatura de 127°C.
- Determine a temperatura de um gás que tem densidade absoluta 2,4 g/L e massa molar é 48 g/mol, submetido à pressão de 4,1 atm.
- Qual é a pressão em mmHg exercida pelo gás amoníaco (NH₃) à temperatura de 27°C, quando sua densidade absoluta é de 0,85 g/L?
- Determine o volume de oxigênio contido num cilindro à temperatura de 127°C e pressão de 1,64atm, cuja densidade absoluta é 0,80g/L

DENSIDADE RELATIVA DOS GASES

A densidade relativa estabelece a relação entre as densidades absolutas de dois gases diferentes, medidas nas mesmas condições de temperatura e pressão. A partir desta relação conclui-se, que quanto maior for a massa molar do gás, maior é a sua densidade.

A densidade relativa entre os gases A e B é estabelecida pela expressão $d_{A,B} = M_a / M_b$, que é a razão entre suas massa molares e que é uma grandeza adimensional, isto é não possui unidade.

Aplicação: Determine a densidade do oxigênio em relação ao nitrogênio. $d_r = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} / 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad d_r = 1,143$

EXERCÍCIOS

- Determine a densidade do nitrogênio em relação hidrogênio.
- Calcule a densidade do gás carbônico em relação ao ar ($d_{ar} = 28,9 \text{ g/L}$)

CÁLCULOS QUÍMICOS

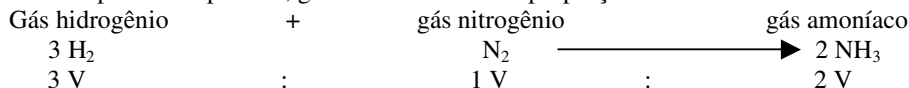
Numa reação química, sempre haverá alterações quantitativas e qualitativas das espécies participantes. As espécies que participam das reações estão sempre numa proporção constante de massas, volumes e quantidades de matéria.

As leis que regem esses processos são denominadas de leis ponderais das reações químicas, quando se trata de massas e leis volumétricas das reações químicas, quando se trata de gases.

LEIS VOLUMÉTRICAS DAS REAÇÕES QUÍMICAS

São leis que relacionam os volumes das substâncias gasosas que participam de uma reação química.

Primeira lei volumétrica de Gay-Lussac: Os volumes das substâncias gasosas envolvidas numa reação química nas mesmas condições de temperatura e pressão, guardam entre si uma proporção fixa de números inteiros em geral pequenos.



do produto representam quantitativamente os volumes das substâncias gasosas que participam da reação.

Os volumes guardam entre si uma proporção de 3 : 1 : 2, que são números inteiros e pequenos.

Para as reações entre gases, nem sempre a soma dos volumes dos reagentes é igual à soma dos volumes dos produtos. Nestas transformações, podem ocorrer conservação, expansão ou contração do volume.

LEIS PONDERAIS DAS REAÇÕES QUÍMICAS

São leis que relacionam quantitativamente as massas dos reagentes e produtos que participam de uma reação química

Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação das Massas: Num sistema fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

É constatado experimentalmente que o número de átomos de cada elemento químico participante de uma reação química é o mesmo antes e depois do experimento. Portanto na natureza, nada se cria, nada se perde, mas tudo se transforma.

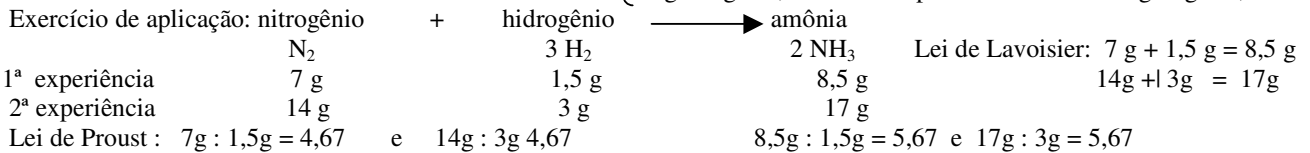
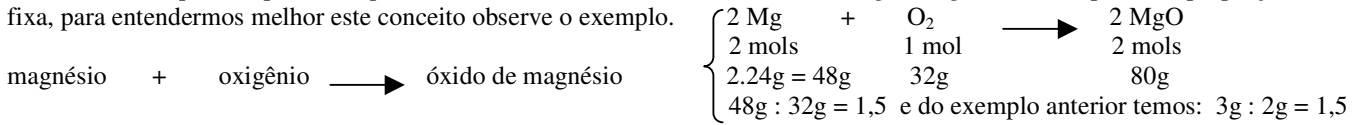
Aplicação: O magnésio reage com o oxigênio e produz o óxido de magnésio.



Lei de Proust ou Lei das Proporções Constantes ou Fixas: As massas de substâncias reagentes e as massas das substâncias produzidas guardam entre si uma proporção constante.

Aplicação: Vemos na aplicação anterior que para obter 5 g de óxido de magnésio é necessário reagir 3 g de magnésio com 2 g de oxigênio, portanto 3 g de magnésio está para 2 g de oxigênio ► 3 g : 2 g, assim como 3 g : 5 g e 2 g : 5 g

Não importa o processo que vai se usado, as massas das substâncias reagentes guardam sempre uma proporção constante ou fixa, para entendermos melhor este conceito observe o exemplo.



Generalização da lei de Proust: Ao dividir a massa da 1ª experiência pela massa da 2ª experiência de cada reagente e de cada produto obtém-se um valor constante.

Vejam os exemplos: para o nitrogênio 7g : 14g = 0,5, para o hidrogênio 1,5g : 3g = 0,5 e para a amônia 8,5g : 17g = 0,5 ou dividir a 2ª experiência pela 1ª experiência: para o nitrogênio 14g : 7g = 2, para o hidrogênio 3g : 1,5g = 2 e para a amônia 17g : 8,5 = 2

Obs. Não importa a quantidade de massas participantes nas reações, elas guardam entre si sempre uma proporção contante.

Exercícios

- 1) O gás clorídrico é obtido através da reação entre gás cloro e gás hidrogênio, quantos litros de hidrogênio são necessários para obter 3,5 L de gás clorídrico?
- 2) 25L de oxigênio reagem com 12,5 L de hidrogênio produzindo 25 L de vapor de água, determine a proporção entre os volumes dos reagentes
- 3) Dada a equação: $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$, determine a partir de 25 g de CaCO_3 : a) O volume de CO_2 nas CNTP; b) a quantidade de matéria de CaCl_2 obtida; c) a massa de água obtida; d) o número de moléculas de HCl que participaram da reação.
- 4) Na obtenção do sulfeto de alumínio foram usados 13,5 g de alumínio e 35 g de enxofre. Calcule: a) a proporção em massa das substâncias reagentes; b) a massa de sulfeto de alumínio produzida; c) a quantidade de matéria na prática de enxofre.
- 5) Ao reagir zinco metálico com ácido clorídrico obtém-se cloreto de zinco e gás hidrogênio. Pede-se: a) a equação do processo; b) o volume de hidrogênio produzido a 27°C e 2 atm a partir de 13 g de zinco; c) a massa de cloreto de zinco obtida ao lado de 33,6 L de hidrogênio nas CNTP; d) a massa do reagente em excesso quando se junta 20 g de zinco e 24 g de ácido clorídrico.
- 6) a combustão do sulfeto de zinco produz óxido de zinco e dióxido de enxofre. Pede-se: a) a equação da reação; b) a massa de óxido de zinco obtida a partir de 19,4g de sulfeto de zinco; c) o numero de molécula de SO_2 formada a partir de 14 L de oxigênio; d) o volume de dióxido de enxofre a 17°C e 3 atm formado a partir de 15 l de oxigenio nas mesmas condições.

ESTEQUIOMETRIA

Para a obtenção de uma substância química, é importante ter o conhecimento sobre o grau de pureza da matéria prima, o rendimento do processo e a relação entre as massas e os volumes das substâncias.

Na escala industrial devemos observar a relação custo/benefício, isto é, a quantidade e o custo dos reagentes em comparação com a quantidade e o custo das substâncias obtidas. Devemos ter cuidado de não utilizar reagentes em excesso.

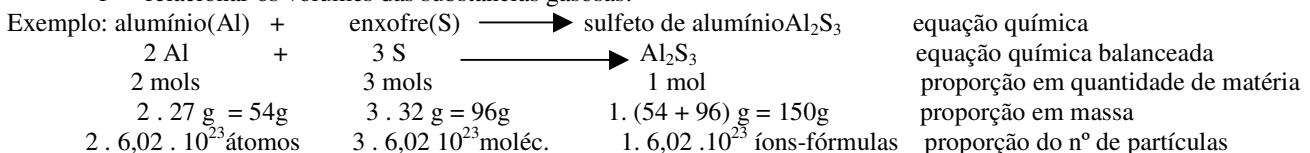
O estudo das reações e de todas as etapas do processo de obtenção de materiais envolve cálculos de quantidades de substâncias participantes. Estes cálculos são chamados de cálculos estequiométricos.

Estequiometria é o estudo do cálculo das quantidades de substâncias produzidas ou consumidas numa reação química, ou ainda estuda a relação quantitativa dos elementos constituintes de uma substância.

Os cálculos estequiométricos estão baseados nas leis ponderais das reações químicas.

Para efetuarmos os cálculos estequiométricos devemos seguir os seguintes itens:

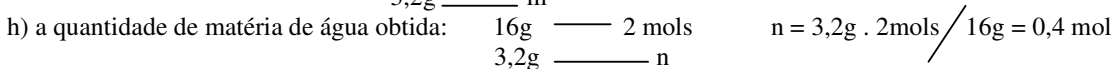
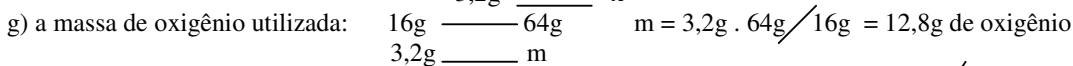
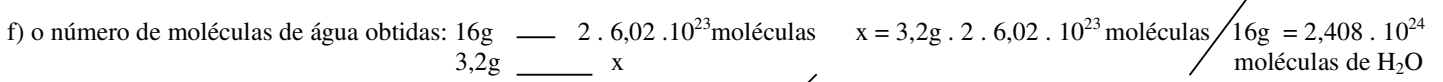
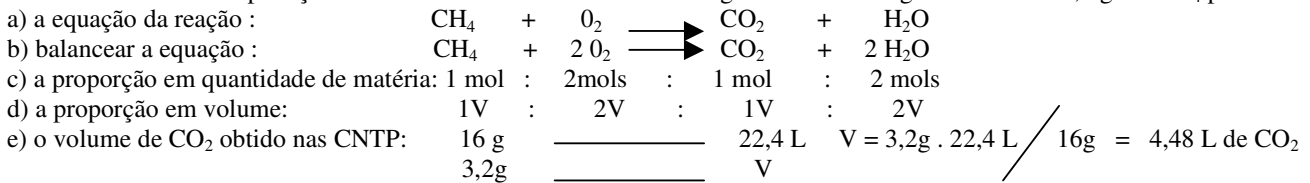
- a- escrever a equação química
- b- balancear a equação química
- c- relacionar as quantidades de matéria
- d- relacionar as massas molares das substâncias
- e- relacionar o número de moléculas
- f- relacionar os volumes das substâncias gasosas.



Por serem substâncias sólidas, não relacionamos os volumes

Obs. Podemos relacionar grandezas diferentes, desde que para a mesma substância seja usada a mesma grandeza e na relação entre volumes, estes devem ser medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura.

Exercício de aplicação: Na combustão do metano obtém-se gás carbônico e água. utilizando 3,2 g de CH₄ pedem-se:



EXERCÍCIOS

- Na oxidação total do etanol(C₂H₆O) produz dióxido de carbôno e vapor de água, usando 1/5 de mol de moléculas de etanol, pedem-se: a) equação balanceada da reação; b) a quantidade de matéria de gás carbônico; c) a massa de água produzida; d) o volume de água obtida a 27°C e 2 atm; e) a massa de oxigênio que combina com o etanol; f) o número de moléculas de dióxido de carbônico obtida.
- o óxido de zinco reage com o monóxido de carbono produzindo zinco metálico e gás carbônico. Determine: a) a euacão química balanceada; b) a massa de zinco produzida a partir de 500g de óxido de zinco; c) o volume de dióxido de carbono obtido a partir de 20L de monóxido de carbono; d) a massa de zinco produzida a partir de 11,2 L de CO nas CNTP.
- Dada a equação química não balanceada $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \longrightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$, determine: a) a massa de ferro que se obtém usando 500g de óxido férrico b) o volume de CO₂ liberado a partir de 1,5 mol de CO; c) o volume de gás carbônico obtido a 42°C e 311,5 mmHg ao lado de 280 g de ferro; d) a quantidade de matéria utilizada de óxido férrico na obtenção de 1 tonelada de ferro.
- A decomposição térmica do carbonato de cálcio produz óxido de cálcio e gás carbônico, partindo de meia tonelada de carbonato de cálcio, calcule: a) a massa de cal virgem obtida; b) o número de moléculas de CO₂ produzida; c) o número total de moléculas dos produtos; d) o volume de gás carbônico liberado a 527°C e 8,2 atm;
- A queima do carvão mineral libera energia e gás carbônico. Pedem-se a) quantas toneladas de carvão são necessárias para armazenar 5,5.10³L de CO₂ nas CNTP b) o volume de ar consumido para liberar 500 L de gás carbônico; c) a massa de carvão utilizada na obtenção de 220 g de CO₂; d) o número de moléculas do comburente utilizada ao lado de 6.00g de carvão.

GRAU DE PUREZA

Na escala de produção industrial é comum trabalhar com substâncias que apresentam certo grau de impurezas, isto quer dizer que as substâncias apresentam pequenas quantidades de outras substâncias que as impurificam.

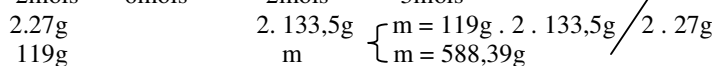
Quando se trabalha com uma substância impura numa reação química, a quantidade de reagente que participa efetivamente do processo é menor que a quantidade total da amostra utilizada.

Para determinar a massa de uma substância contida numa amostra, devemos inicialmente medir a massa da amostra que contém a substância, a seguir determinar a massa da substância contida nesta amostra usando o processo de análise imediata.

Quando for necessário obter a massa de produto a partir de uma amostra impura, deve-se inicialmente calcular a parte pura dessa amostra e efetuar os cálculos com os valores colhidos no processo. Podemos ainda obter a massa dessa substância multiplicando a massa da amostra pelo grau de pureza da amostra.

Exemplo: uma amostra de alumínio tem 140 g com 85% de pureza, que ao reagir com ácido clorídrico produz cloreto de alumínio e gás hidrogênio, determine a massa de cloreto de alumínio produzida.

Procedimento: primeiramente determina-se a massa efetiva do alumínio, multiplicando os 140 g por 0,85, que resulta 119g de alumínio puro, a seguir escreve-se a equação química e balanceia.
$$2\text{AL} + 6\text{HCl} \longrightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$$
, relaciona as quantidades teóricas da quantidades de matéria e as massas molares envolvidas.



EXERCÍCIOS

- 10 tonelada de calcáreo com 80% de pureza reage com ácido clorídrico, produzindo cloreto de cálcio, água e gás carbônico. pedem-se: a) equação química da reação; b) a massa efetiva de carbonato de cálcio; c) a massa de água produzida; d) o volume de gás carbônico liberado a 27°C e 2 atm de pressão; e) a quantidade de matéria produzida de cloreto de cálcio
- Misturam-se 540 g de carbonato de sódio com 75% de pureza com certa massa de ácido clorídrico. Determine a massa de água, o número íons-formulas de cloreto de sódio formados e o volume de gás carbônico obtido nas CNTP.
- Uma amostra de calcáreo com 80% de pureza sofre decomposição térmica, produzindo 560 de óxido de cálcio e certo volume de gás carbônico. pedem-se: a) a equação química; b) a massa de impurezas; c) a massa efetiva do carbonato de cálcio; d) o número de moléculas e o volume de CO₂ nas CNTP; e) a massa impura de CaCO₃ necessária para produzir 200L de CO₂ a 127°C e 3,28 atm.
- 512 g de dióxido de enxofre impuro combinam-se com oxigênio e produz 448g de trióxido de enxofre. Pedem-se: a) o grau de pureza do SO₂; b) o volume efetivo de SO₂ para produzir 250 L de SO₃; c) a massa e o volume de oxigênio utilizados nas CNTP.

RENDIMENTO DE UMA REAÇÃO

Numa reação química é comum observarmos que a quantidade real (massa, volume, etc.) produzida nem sempre confere com a utilizada, sendo menor que a quantidade teórica.

Portanto numa reação química, as massas ou os volumes das substâncias produzidas são menores que das massas substância reagentes, teoricamente, as massas produzidas teriam que ser igual as massas dos reagentes, mas tal fato não ocorre porque alguns fatores cooperam para tal ocorrência, tais como: aparelhagem utilizada; a prática do operador; o grau de pureza dos reagentes; condições físicas; etc.

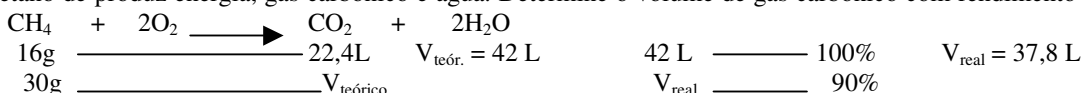
Tais interferências não permite que o rendimento do processo seja total, isto é inferior a 100%.

O número (r) resultante da divisão da quantidade realmente obtida pela quantidade teoricamente possível de se obter, define o rendimento do processo e é menor que 1. $r = \text{quantidade real} / \text{quantidade teórica}$ $r = \text{real} / \text{teórica}$

O rendimento em porcentagem é determinado pelo produto do número obtido multiplicado por 100. $r\% = r \cdot 100$

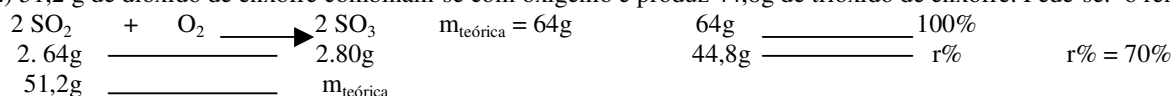
Aplicação: a) Quando o rendimento é fornecido e pede-se a quantidade real obtida.

1) A oxidação de 30 g metano de produz energia, gás carbônico e água. Determine o volume de gás carbônico com rendimento de 90% obtido nas CNTP.



b) Quando a quantidade real obtida é fornecida e pede-se o rendimento

2) 51,2 g de dióxido de enxofre combinam-se com oxigênio e produz 44,8g de trióxido de enxofre. Pede-se: o rendimento do processo.



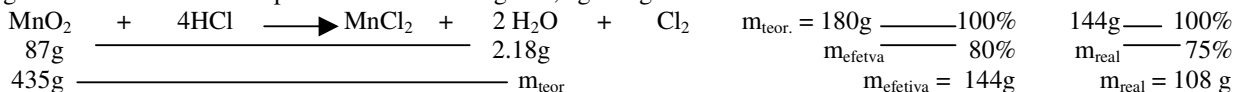
EXERCÍCIOS

1) O trióxido de enxofre em contato com a água produz o ácido sulfúrico. Que volume deste óxido nas CNTP deve reagir para obter 9,8 g de ácido sulfúrico com rendimento de 90%?

2) A decomposição térmica do carbonato de magnésio produz 20 g de óxido de magnésio com rendimento de 75%, ao lado de certo volume de gás carbônico. Calcule: a) a massa de carbonato de magnésio utilizada neste processo; b) o volume de gás carbônico desprendido a -23°C e 4,1 atm.

3) Da reação do sulfeto de sódio com ácido clorídrico obtém-se cloreto de sódio, água e dióxido de enxofre. Pedem-se: a) a massa teórica de HCl usada para se obter 3,36 L de SO_2 com rendimento de 75% nas CNTP; b) a massa de água produzida ao lado de 5,6L de SO_2 ; c) a massa de água obtida ao usar 25,2 g de Na_2SO_3 ; d) a massa de NaCl obtida quando se usa 7,56 g de sulfeto de sódio.

Situações em que envolvem ao mesmo tempo o grau de pureza e rendimento numa reação. Exemplo: 435g de pirolusita com 80% de pureza reage com ácido clorídrico e produz cloreto de manganês, água e gás cloro com rendimento de 75%. Determine a massa de água produzida.



EXERCÍCIOS

1) Para obter o cobre metálico ao lado do dióxido de enxofre, processa-se a reação da cuprita (Cu_2O) com a calcosita (Cu_2S). Determine:

a) a massa de cobre que se obtém a partir de 150 g de cuprita com 85% de pureza com calcosita em excesso, com rendimento 70%.

b) o volume do gás liberado nesta reação a 27°C e 0,82 atm, quando reagem 400g de calcosita com os mesmos valores da pureza e do rendimento anterior

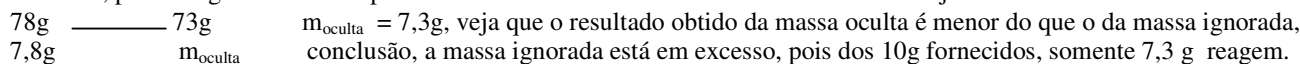
2) A cal virgem (CaO) reage com água gerando a cal apagada Ca(OH)_2 . Utilizando 224 g de óxido de cálcio com 90% de pureza e sabendo que o rendimento do processo é de 85%, determine: a) a massa de água utilizada; b) a massa de hidróxido de cálcio obtida.

Existem situações em que a quantidade de um dos reagentes está em excesso, quando isto acontece, a quantidade de reagente em excesso não participa da reação

Para descobrir a quantidade de reagente em excesso, deve-se ignorar uma das quantidades e fazer o cálculo da não ignorada em função da outra que está oculta e procurar observar o resultado, caso o resultado obtido seja menor do que a da quantidade ignorada, é porque a quantidade ignorada está em excesso, caso contrário, é porque a massa está estequiometricamente correta.

Aplicação: 7,8 g de sulfeto de sódio reage com 10 g de ácido clorídrico, resultando 11,7 g de cloreto de sódio e 3,4 g de ácido sulfídrico. $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} \longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}$ $m_{\text{oculta}} = 10,7\text{g}$, o resultado obtido é maior que o da massa teórica, isto significa, que a massa de HCl está em excesso e a de Na_2S está correta.

Para entender melhor, procure ignorar a massa prática de HCl e calcule a massa oculta do mesmo e veja o novo resultado:



EXERCÍCIOS

1) 32 g de hidróxido de sódio reagem com 40 g de ácido sulfúrico produzindo 28,4 g de sulfato de sódio e 7,2 g de água. Calcule a massa de H_2SO_4 necessária para produzir 9 g de água e 14,2 g de Na_2SO_4 .

2) A combustão do hidrogênio resulta em água. Sabendo que as massas de hidrogênio e do comburente são iguais a 1,2 g, determine a massa de água obtida.

DISPERSÕES

Quando duas espécies químicas diferentes são misturadas, pode ocorrer que uma delas se espalhe no interior da outra, constituindo um sistema que é denominado de dispersão, portanto, dispersão é um sistema em que uma substância denominada disperso está disseminada numa outra substância denominada dispersante ou dispersante.

As dispersões classificam em: solução, dispersão coloidal e suspensão.

Solução é um sistema em que as partículas do disperso apresentam diâmetros menores que 1 nm (10^{-9} m = 10^{-6} cm). Exemplo: água potável, álcool 96°GL, etc.

Dispersão coloidal é um sistema em que as partículas do disperso apresentam diâmetros entre 1nm e 100nm (10^{-9} m e 10^{-7} m). Exemplo: fumaça, neblina, gelatina, etc.

Suspensão é o sistema em que as partículas do disperso apresentam diâmetros superiores a 100 nm (10^{-7} m). Exemplo: água e serragem, feijoadada, enxurrada, etc.

SOLUÇÕES

Encontramos na natureza vários exemplos de soluções, tais como o ar atmosférico que é constituído pela mistura de nitrogênio, oxigênio, gás carbônico,, vapor de água, argônio, etc.; a água mineral, que é uma mistura de água e vários sais minerais.

Artificialmente também temos vários exemplos, tais como: soro fisiológico (água e cloreto de sódio), solução de bateria de automóveis (ácido sulfúrico e água), vinagre (ácido acético e água), álcool comercial(água e etanol), etc.

Solução é um sistema homogêneo constituído por uma ou mais substâncias (disperso(s)) que estão disseminadas numa determinada substância (dispergente). Portanto as soluções são constituídas por sistemas materiais homogêneos.

Numa solução o disperso é chamado de soluto e o dispersante é chamado de solvente. Exemplo: o álcool usado na higiene domiciliar.

A grande maioria das soluções são encontradas no estado líquido, mas podemos ter soluções no estado sólido e no estado gasoso.

Nas soluções sólidas o solvente é um sólido, como exemplo podemos citar as ligas metálicas (cobre e o níquel, onde o cobre é o solvente, o amálgama: mistura de mercúrio e ouro onde o mercúrio é o solvente, etc.).

As soluções gasosas ocorrem entre gases, como exemplo citamos o ar que respiramos filtrado.

Além de sólidas, líquidas e gasosas as soluções podem ser:

- diluídas quando apresentam pouco soluto em relação à quantidade de solvente;
- concentradas quando apresentam bastante soluto em relação ao solvente;
- saturadas quando apresentam quantidade máxima permitida de soluto para uma determinada massa de solvente;
- supersaturada é instável e se verifica quando apresenta uma quantidade de soluto superior à da solução saturada.

Obs. Uma solução com quantidade de soluto inferior ao do coeficiente de solubilidade é chamada de solução não-saturada ou insaturada

Quanto a natureza das partículas que constitui o soluto, as soluções podem ser:

- moleculares quando constituídas por substâncias moleculares não ionizáveis;
- iônicas quando constituídas por substâncias iônicas ou substâncias moleculares ionizáveis.

Obs. De modo geral o solvente numa solução é a substância que se apresenta em maior quantidade, lembremos que a água constitui um solvente universal.

Dissolução é o fenômeno pelo qual as partículas (moléculas) do solvente atacam as partículas (moléculas ou íons-fórmulas) do soluto, arrancando-as de tal modo, que as mantém dispersas (isoladas) das demais partículas. O que realmente ocorre, é que as partículas arrancadas ficam rodeadas pelas partículas do solvente.

Em outras palavras podemos dizer que dissolução é o fenômeno que ocorre quando as moléculas do solvente bombardeiam as partículas periféricas do soluto, arrancando-as e mantendo-as isoladas, devido a solvatação.

O fenômeno de solvatação se processa quando as partículas arrancadas do soluto ficam rodeadas pelas partículas do solvente.

SOLUBILIDADE OU COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE

Chamamos de solubilidade à capacidade que um material tem de dissolver em outro material até a um certo limite

Coeficiente de solubilidade (Cs) é o número que indica a quantidade máxima de uma substância que pode ser dissolvida em uma quantidade padrão de outra substância em determinadas condições de temperatura e pressão. Exemplo $C_{S_{NaCl}} = 35,7$ g / 100 g (0°), os dados fornecidos indicam que são necessários 35,7 g de cloreto de sódio para saturar 100 g de água à temperatura de $0^{\circ}C$.

O coeficiente de solubilidade de uma solução depende da temperatura. Exemplo $C_{S_{NaCl}} = 36,0$ g / 100 g ($20^{\circ}C$), veja que em relação ao exemplo anterior, com o aumento de temperatura, a quantidade de cloreto de sódio para saturar a mesma quantidade de água é superior à anterior.

O coeficiente de solubilidade é numericamente igual à massa do soluto numa solução saturada.

A maioria das substâncias tem os seus coeficientes de solubilidade aumentados com o devido acréscimo de temperatura, pois existe uma minoria de substâncias que tem o os seus coeficientes de solubilidade diminuído com a temperatura. Exemplo $Ce_2(SO_4)_3$.

Também existem substâncias que seu coeficiente de solubilidade aumenta até um certo limite e depois decresce com o aumento de temperatura (Na_2SO_4)

Podemos avaliar graficamente o coeficiente de solubilidade de uma substância em função da temperatura. Exemplo

Gráfico

CONCENTRAÇÕES DE SOLUÇÃO - ESTUDO QUANTITATIVO

Nos laboratórios, quando se prepara uma solução, procura-se dissolver uma certa quantidade de soluto em determinada quantidade de solvente, utilizando-se recipiente adequado ao objetivo.

As concentrações de uma solução são estabelecida pôr diferentes relações entre as quantidades de soluto, de solvente e de solução. Portanto, o devido conhecimento das quantidades de soluto, solvente e solução permite estabelecermos expressões matemáticas, que chamamos de concentrações de soluções

As quantidades de soluto, solvente e solução podem ser expressa em massa (kg, g, mg, etc.), em volume (L, cm^3 , ml, m^3 , etc.) e em quantidade de matéria.

No estudo das concentrações, para facilitar a identificação do soluto, do solvente e da solução, adota-se a seguinte convenção:

- A) Índice 1: para as grandezas relacionadas com o soluto; B) Índice 1: para as grandezas relacionadas com o soluto;
C) Sem índice para as grandezas relacionadas com a solução.

Concentração comum (C) $C = m_1 / V$ (g/L, g/ml, etc.). A concentração comum de uma solução estabelece a razão entre a massa do soluto e o volume da solução. Exemplo: Uma solução foi preparada adicionando-se 40 g de NaOH em água suficiente para produzir 400ml de solução. Calcule a concentração da solução. $C = 40 \text{ g} / 0,4 \text{ L} = 100 \text{ g/L}$

Concentração em quantidade de matéria (C_n) $C_n = n_1 / V(L)$ (mol/L) A concentração em quantidade de matéria estabelece a relação entre a quantidade de matéria (número de mols) do soluto e o volume da solução em litros. Exemplo: Em cada 100ml(0,1L) de suco gástrico produzido pelo estômago durante a digestão existem 0,001 mol de HCl. Portanto a concentração em quantidade de matéria $C_n = 0,001 / 0,1 = 0,01 \text{ mol/L}$.

Título de uma solução (T) $T = m_1 / m$ ou $T = m_1 / m_1 + m_2$. O título de uma solução é obtido dividindo a massa do soluto pela massa da solução. Exemplo: Uma solução foi preparada pela dissolução de 40 g de açúcar em 960 g de água. Determine o título dessa solução. $T = 40 \text{ g} / 1000 \text{ g} = 0,04$ (título não possui unidade)

Porcentagem em massa ou título em porcentagem (p₁%) $p_1\% = 100 \cdot T$. A porcentagem em massa é definida pelo produto do título por 100. Exemplo: O soro glicosado contém 5 g de soluto (glicose) em cada 100 g de solução. Determine a porcentagem em massa dessa solução. $T = 5 / 100 = 0,05$, como $p_1\% = T \cdot 100$, temos que $p_1\% = 0,05 \cdot 100 = 5\%$

Densidade absoluta de uma solução (d) $d = m/V$ (g/ml, g/L, g/cm³, etc.). A densidade absoluta de uma solução estabelece a relação entre a massa da solução e o seu volume. Exemplo: 1,05 g de uma solução ocupa um volume de 1,0 ml. Determine a densidade absoluta dessa solução em g/L $d = 1,05 \text{ g} / 1,0 \text{ mL} = 1,05 \text{ g/mL}$, para se obter o resultado pedido, multiplica por 1000 $d = 1050 \text{ g/L}$

PPM – Parte por milhão – indica quantas gramas de soluto existem em 10⁶ g de solução. O ppm é usado para indicar a concentração de solução extremamente pequena. Normalmente o ppm é usado para indicar a poluição do ar e da água $\text{ppm} = m_1 / 10^6 \text{ g}$ de m, o ppm pode ser fornecido por $m_1(\text{mg}) / m(\text{kg})$. Exemplo: A água potável não deve conter mais do que $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mg}$ de Hg. Em ppm esta concentração equivale a: $\text{ppm} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mg} / 10^{-3} \text{ kg} = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ ppm} = 0,5 \text{ ppm}$.

Relação entre concentração comum, título e densidade absoluta. Esta relação possibilita a determinação da concentração comum em função do título e da densidade absoluta $C = m_1 / V > m_1 = CV$ (1) e $T = m_1 / m > m_1 = T m$ (2), substituindo (2) em (1) obtemos $CV = T m$, isolando C, temos que $C = T \cdot m / V$ (3), como $d = m / V$ (4), ao substituirmos (4) em (3) obtemos que $C = T \cdot d$

Aplicação: determine a concentração da solução em g/L, que apresenta densidade absoluta de 1,28 g/mL e título em massa de 0,5. Como $C = T \cdot d$, passamos a ter que: $C = 0,5 \cdot 1280 \text{ g/L} = 640 \text{ g/L}$

Relação entre concentração comum e quantidade de matéria: Esta relação permite determinarmos concentração comum em função da concentração em quantidade de matéria e vice-versa. Sabemos que $C_n = n_1 / V = m_1 / V M_1$ (1), e que $m_1 / V = C$ (2), ao substituirmos (2) em (1), temos que $C_n = C / M_1$ ou $C = C_n M_1$.

Aplicação: determine a concentração em quantidade de matéria de uma solução de NaOH de concentração 20 g/L

$$C_n = C / M_1 > C_n = 20 \text{ g L}^{-1} / 40 \text{ g mol}^{-1} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Relação entre título, densidade absoluta e quantidade de matéria: Esta relação permite determinarmos um parâmetro em função de outros três parâmetros conhecidos. Vimos no item anterior que $C = T d$ (1) e que $C_n = C / M_1$ ou $C = C_n M_1$ (2), substituindo (1) em (2) passamos a ter $C_n M_1 = T d$ ou $C_n = T d / M_1$, ou ainda $T = C_n M_1 / d$.

Aplicação: determine a concentração da solução em mol/L, que apresenta densidade absoluta de 1,50 g/mL e 2% em massa de NaOH. Como $C_n = T \cdot d / M_1$, passamos a ter que: $C_n = 0,02 \cdot 1500 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} / 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Exercícios: 1) Calcule o título de uma solução de concentração 240 g/L e densidade absoluta de 1200g/L.

2) Qual é a concentração comum, que uma solução aquosa de 0,75 mol/L de ácido acético? $M = 60 \text{ g/mol}$.

3) Uma solução de 1,2 mol/L de H₂SO₄ é dissolvida em 0,8 L de água, determine a massa do soluto.

4) 125 g de Ca(OH)₂ foram dissolvidos em água obtendo uma solução de concentração de 40 g/L, determine o volume da solução.

5) Determine a concentração em (g/L) de 150 g de cloreto de hidrogênio, dissolvidos em água suficiente para obter 3 L de solução.

6) 0,30 mol de KOH foi dissolvido em água e obteve-se 900mL de solução. Pede-se a concentração em (mol/L) dessa solução.

7) Calcule o volume em litros de 300 g de uma solução, cuja densidade absoluta é igual a 1,80 g/mL.

8) Qual é a densidade absoluta em (g/L) de uma solução de 400 g e volume de 500 mL?

9) Determine a massa de uma solução de densidade absoluta 220 g/L e volume 4,4 L.

10) 75 g de cloreto de sódio foi dissolvidos em 425 g de água, e obteve-se uma solução de 2,5 g/mL, determine a concentração em mol/L

11) 18 g de glicose tem título em massa de 0,3, determine a massa de solvente.

12) Uma solução de 60g de HCl dissolvidos em água tem volume de 250mL e densidade de 1200g/L. Pede-se a massa de solvente.

13) No exercício anterior usando 30 g de HCl, determine a concentração em quantidade de matéria.

14) Determine a densidade absoluta em (g/L) de uma solução aquosa de 40mL de volume e que contém de 4,2g NaCl e título 0,2.

CONCENTRAÇÕES DE SOLUÇÃO

As concentrações de uma solução são estabelecidas por diferentes relações entre as quantidades de soluto, de solvente e de solução.

As quantidades de soluto, solvente e solução podem ser expressas em massa (kg, g, mg, etc.), em volume (L, cm³, ml, m³, etc.) e em quantidade de matéria.

No estudo das concentrações adota-se a seguinte convenção:

B) Índice 1: para as grandezas relacionadas com o soluto.

C) Índice 2: “ “ “ “ “ “ solvente

D) Sem índice para as grandezas relacionadas com a solução.

Concentração comum (C) $C = m^1/V$ (g/L, g/ml, etc.)

A concentração comum de uma solução estabelece a razão entre a massa do soluto e o volume da solução. Exemplo: Uma solução foi preparada adicionando-se 40 g de NaOH em água suficiente para produzir 400ml de solução. Calcule a concentração da solução.

Concentração em quantidade de matéria (C_n) $C_n = n^1/V(L)$. mol/litros

A concentração em quantidade de matéria estabelece a relação entre o número de mols do soluto e o volume da solução em litros. Exemplo: Em cada 100ml(0,1L) de suco gástrico produzido pelo estômago durante a digestão existem 0,001 mol de HCl. Portanto a concentração em quantidade de matéria $C_n = 0,001/0,1 = 0,01 \text{ mol/L}$.

Título de uma solução (T) $T = m^1/m$ ou $T = m^1/m^1 + m^2$.

O título de uma solução é obtido dividindo a massa do soluto pela massa da solução.

Exemplo: Uma solução foi preparada pela dissolução de 40 g de açúcar em 960 g de água. Determine o título dessa solução.

Porcentagem em massa ou título em porcentagem (p₁) $p_1 = 100 T$

A porcentagem em massa é definida pelo produto do título pôr 100. Exemplo: O soro glicosado existem 5 g de soluto(glicose) em cada 100 g de solução. Determine a porcentagem em massa dessa solução.

Densidade absoluta de uma solução (d) $d = m/V$ (g/ml, g/L, g/cm³, etc.)

A densidade absoluta de uma solução estabelece a relação entre a massa da solução e o seu volume. Exemplo: 1,05 g de uma solução ocupa um volume de 1,0 ml. Determine a densidade absoluta dessa solução em g/L

PPM – Parte pôr milhão – indica qtos gramas de soluto existem em 10⁶ g de solução.

O ppm é usado para indicar a concentração de solução extremamente pequena. Normalmente o ppm é usado para indicar a poluição do ar e da água > $ppm = m_1/10^6$ g de m, o ppm pode ser fornecido pôr $m_1(\text{mg}) / m(\text{kg})$. Exemplo: A água potável não deve conter mais do que $5,0 \cdot 10^{-4}$ mg de Hg. Em ppm esta concentração equiivale a: $ppm = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{mg} / 10^{-3} \text{kg} = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ppm} = 0,5 \text{ppm}$.

Relação entre concentração comum, título e densidade absoluta.

Relação entre “ “ “ “ “ “ e concentração em qtidade de matéria. Exemplo: Calcule o título de u8ma solução de concentração 240 g/L e densidade absoluta de 1200g/L. 2- Qual é a concentração comum, que uma solução aquosa de 1,5 mols pôr litro de ácido acético? $M = 60 \text{ g/mol}$.

1- Calcule a massa HCN que deve ser dissolvida em água para obter 300 m³ de solução 0,6 mol/L

2- Determine a porcentagem, em massa, de soluto em uma solução que contém 75 g de nitrato de prata dissolvidos em 0,425 kg de água.

3- A massa de uma solução é de 86,4 g. Calcule o volume, em litros, dessa solução que apresenta uma densidade de 2,7 g/cm³.

4- Calcule a concentração em g/L de uma solução de 1,5 g/ml de densidade, sabendo que ela contém 25 g de sulfato de amônio dissolvidos em 275 g de água

5- Dissolvem-se 39 g de sulfeto de sódio (Na₂S) em x gramas de água, obtendo-se uma solução 0,8 molal. Qual é o valor de x?

Atividades de QUÍMICA Nome.....n.º.....série.....

1- Considere uma solução contendo 17,1 g de sacarose ($M = 342$) em 180 g de água. A pressão de vapor dessa solução a 20°C, em atm, é: (dado: $p_0 = 17,5 \text{ atm}$) a) 0,001 b) 0,023 c) 0,500 d) 17,400 e) 19,500

2- A expressão que permite determinar o abaixamento da pressão de vapor do solvente numa solução é: $\Delta p/p_0 = k_t \cdot \ast$, onde o asterisco representa: a) m_1/m_2 b) m_1/V c) m_1/M_1 d) m/V e) $n_1/m_2(\text{kg})$

3- Se adicionarmos 80 mL de água a 20 mL de uma solução 0,1 mol/L de KOH, obteremos uma solução de concentração em mol/L igual a: a) 0,010 b) 0,020 c) 0,025 d) 0,040 e) 0,050

4- Uma mostra de 100 mL de NaOH de concentração 20 g/L foi adicionada água suficiente para completar 500 mL. A concentração, em mol/L, dessa nova solução é igual a: a) 0,1 b) 0,2 c) 0,4 d) 0,13 e) nda

5- A 50 g de uma solução de ácido sulfúrico de 63% em massa são adicionados 400 g de água. A porcentagem em massa de ácido sulfúrico na solução obtida é: a) 7% b) 9% c) 10% d) 12% e) 16%

6- O volume de água, em mL, que deve ser adicionado a 80 mL de solução aquosa 0,12 mol/L de uréia, para que a solução resultante seja 0,08 mol/L deve ser igual a: a) 0,8 b) 1,0 c) 20 d) 80 e) 100

7- Uma solução aquosa 2,0 mol/L de NaCl foi misturada a 100,0 mL de uma solução aquosa de NaCl 0,50 mol/L. A concentração resultante em mol/L é: a) 1,0 b) 0,1 c) 10 d) 0,01 e) 2,0

8- Volumes iguais de duas soluções aquosas de NaOH de concentrações iguais a 0,4 mol/L e 0,8 mol/L, respectivamente, foram misturadas e deram origem a uma nova solução. A concentração dessa nova solução em mol/L e em g/L, são respectivamente: a) 0,60 e 0,24 b) 2,4 e 60 c) 2,4 e 6,0 d) 0,60 e 24 e) 24 e 0,6

9- A massa em gramas de água que deve ser utilizada para dissolver 0,2 mol de NaCl e originar uma solução de 0,4 molal, é:

a) 0,500 b) 50,0 c) 5000 d) $5,0 \cdot 10^{-2}$ e) 500

10- A molalidade de uma solução obtida pela dissolução de 8,0 g de NaOH em 250 mL de água é:

a) 8,0 b) 0,08 c) 0,8 d) 80 e) nda

11- A água potável pode ter no máximo 1,0 ppm de chumbo. Qual a maior massa em grama de chumbo que pode existir em 0,5 g de água?

a) 0,0004 b) 0,004 c) 0,0005 d) 0,005 e) 0,04

12- O coeficiente de solubilidade de um sal é de 60 g pôr 100 g de água a 80°C. A massa em gramas desse sal, nessa temperatura, necessária para saturar 80 g de água é: a) 20; b) 80; c) 120 d) 60 e) 48

13- Uma bisnaga de xilocaína a 4%, de massa total 250 g, apresenta quantos gramas de solvente?

a) 10,0 g b) 5,0 g; c) 24,5 g; d) 245,0 g; e) 240,0 g

14 - Evapora-se totalmente o solvente de 400,0 ml de uma solução aquosa de MgCl₂ de concentração 6,0 g/l. Quantos gramas de soluto são obtidos? a) 8,0; b) 6,0; c) 4,0; d) 2,0; e) 1,0

15- Para a aula prática de química um laboratorista necessita preparar 1,5 L de solução 0,30 mol/L de nitrato de prata. Nesse caso, a massa do sal a ser utilizada será: $\text{Ag} = 108 \text{ u}$; $\text{N} = 14 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$ (AgNO_3)

a) 85,0 g; b) 76,5 g; c) 170,0 g; d) 7,60 g; e) 760,0 g

ATIVIDADES DE QUÍMICA Nome.....n.º.....série.....

1- Evapora-se completamente a água de 60 g de solução de nitrato de prata, saturada, sem corpo de fundo, e obtém-se 20 g de resíduo sólido. O coeficiente de solubilidade do nitrato de prata para 100 g de água na temperatura da solução inicial é:

a) 5 g; b) 30 g; c) 50 g d) 15 g; e) 5 g

2 - Tem- se um frasco de soro glicosado, a 10% em massa de glicose. Para preparar 1,0 kg desse soro, quantos gramas de glicose devem ser dissolvidos em água? a) $5,0 \cdot 10^{-2}$; b) 0,50; c) 5,0 d) 10,0; e) $15,0 \cdot 10^2$

3- A expressão que permite determinar o abaixamento da pressão de vapor do solvente numa solução é: $\Delta p/p_0 = k_t \cdot \ast$, onde o asterisco representa: a) m_1/m_2 b) m_1/V c) m_1/M_1 d) m/V e) $n_1/m_2(\text{kg})$

4- Uma mostra de 100 mL de NaOH de concentração 20 g/L foi adicionada água suficiente para completar 500 mL. A concentração, em mol/L, dessa nova solução é igual a: a) 0,1 b) 0,2 c) 0,4 d) 0,13 e) nda

5- A 50 g de uma solução de ácido sulfúrico de 63% em massa são adicionados 400 g de água. A porcentagem em massa de ácido sulfúrico na solução obtida é: a) 7% b) 9% c) 10% d) 12% e) 16%

6- Uma solução aquosa 2,0 mol/L de NaCl foi misturada a 100,0 mL de uma solução aquosa de NaCl 0,50 mol/L. A concentração resultante em mol/L é: a) 1,0 b) 0,1 c) 10 d) 0,01 e) 2,0

- 7-A massa em gramas de água que deve ser utilizada para dissolver 0,2mol de NaCl e originar uma solução de 0,4 molal, é:
a) 0,500 b)50,0 c)5000 d) $5,0 \cdot 10^{-2}$ e) 500
- 8-A água potável pode Ter no máximo 1,0 ppm de chumbo. Qual a maior massa em gramade chumbo que pode existir em 0,5g de água?
a) 0,0004 b) 0,004 c) 0,0005 d) 0,005 e) 0,04
- 9- Uma bisnaga de xilocaina a 4%, de massa total 250 g, apresenta quantos gramas de solvente?
a) 10,0 g b) 5,0 g; c) 24,5 g; d)245,0 g; e) 240,0 g
- 10- Para a aula prática de química um laboratorista necessita preparar 1,5 L de solução 0,30 mol/L de nitrato de prata. Nesse caso, a massa do sal a ser utilizada será: AgNO_3 a) 85,0 g; b) 76,5 g; c)170,0 g; d) 7,60 g; e) 760,0 g
- 11-A concentração de ácido acético(CH_3COOH) no vinagre é 52 g pôr litro. Qual o número de moléculas de ácido acético adicionadas para temperar uma salada com 5,0 mL desse vinagre? a) $1,39 \cdot 10^{27}$ b) $2,41 \cdot 10^{21}$ c) $2,41 \cdot 10^{23}$ d) $1,39 \cdot 10^{23}$ e) $2,61 \cdot 10^{21}$
- 12—Segundo dados da CETESP, deve ser decretado estado de emergência quando atingida a concentração de 46 mg de monóxido de carbono (CO) pôr m^3 de ar; nessa situação, são proibidas as atividades das indústrias e a circulação de veículos a gasolina. O número de mols de CO, pôr metro cúbico de ar, para a situação acima, é aproximadamente:
a) 0,0016 b) 0,0020 c) 0,0025 d) 0,0030 e) 0,0046
- 13- Um analgésico em gotas deve ser ministrado em quantidades de 3,0 mg pôr kg de massa corporal, não podendo exceder 200mg pôr dose. Sabendo-se que cada gota contém 5 mg de analgésico, quantas gots deverão ser ministradas a um paciente de 70 kg?
a) 14 b) 40 c) 54 d) 80 e) 120
- 14- Foi determinada a quantidade de dióxido de enxofre em certo local de São Paulo. Em $2,5 \text{ m}^3$ de ar foram encontrados $220 \mu\text{g}$ de SO_2 . A concentração desse gás, expressa em $\mu\text{g}/\text{m}^3$, é: a) 0,0111 b)0,88 c) 55 d) 88 e) 550
- 15- Se adicionarmos 80 mL de água a 20 mL de uma solução 0,1 mol/L de KOH, obteremos uma solução de concentração em mol/L igual a: a) 0,010 b) 0,020 c) 0,025 d) 0,040 e) 0,050

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

Algumas propriedades de sistema homogêneo dependem da presença ou não do soluto e do número de partículas presentes do soluto na solução. As propriedades de um sistema homogêneo que não dependem da natureza do soluto e sim do número de partículas do soluto é denominada de propriedades coligativas.

Essas propriedades nos revela que a presença do soluto provoca modificações no comportamento físico de um líquido. Exemplos: A água pura entra em ebulição a 100°C ao nível do mar, já a água do mar entra em ebulição em temperatura superior a 100°C ; o uso de aditivos na água de radiadores de automóveis tem por objetivo provocar o aumento da temperatura de ebulição no interior do mesmo; as saladas de vegetais e tipos de legumes não devem ser temperadas com muita antecedência às refeições, pois a presença do soluto no tempero provoca desidratação destes, através do fenômeno de osmose.

Conclusão: Ao dissolvermos um soluto não-volátil em um líquido puro, surgem os efeitos coligativos devido às interações entre as partículas do solvente e do soluto, tais como o abaixamento da pressão máxima de vapor, a elevação da temperatura de ebulição, o abaixamento da temperatura de solidificação e o surgimento da pressão osmótica, devemos lembrar que tais efeitos dependem da quantidade de partículas dispersas na solução.

Os sistemas homogêneos apresentam propriedades que dependem da presença ou não do soluto e do número de partículas do soluto que estão dispersa no sistema.

Por exemplo a água do mar ferve a uma temperatura superior a 100°C e solidifica numa temperatura inferior a 0°C .

As propriedades que leva a água do mar assumir essas condições são chamadas de propriedades coligativas e estas não dependem da natureza do soluto e sim do nº de partículas do soluto que estão dispersa na solução, isto é da concentração das partículas presentes na solução.

Um outro exemplo prático é o uso de aditivos na água dos radiadores de automóveis que tem por finalidade aumentar a temperatura de ebulição e diminuir a temperatura de congelamento da água.

As propriedades coligativas também explicam a passagem de solvente através de membranas semipermeáveis que separam um meio mais concentrado (hipertônico) de um meio menos concentrado (hipotônico).

As propriedades coligativas também explicam porque é inconveniente temperar uma salada com muita antecedência ao momento da refeição. A explicação é que o soluto (sal, vinagre, etc.) provoca a desidratação nas células vegetais por osmose, é por esse motivo que os vegetais murcham.

Ao analisar um líquido puro e isolado, e o mesmo fazendo parte de uma solução verifica se que o seu comportamento físico sofre alteração na solução. Esta alteração é proporcionada pela presença do soluto na solução.

A alteração verificada não depende da natureza do soluto e sim do nº de partículas dispersas na solução.

As propriedades que estão relacionadas com as alterações no comportamento físico de um líquido são chamadas de propriedades coligativas.

Dependendo do comportamento verificado as propriedades coligativas se classificam em tonoscopia, ebulioscopia, crioscopia e osmoscopia.

TONOSCOPIA

Tonoscopia é a propriedade coligativa que estuda o abaixamento da pressão máxima de vapor de um líquido devido à adição de um soluto não-volátil no seu interior.

Para entendermos o conceito de tonoscopia, devemos atentar para o conceito de pressão máxima de vapor de um líquido puro. Como sabemos, todo líquido exposto ao meio ambiente ele sofre vaporização, então, coloquemos uma certa porção de um líquido num baker e cobrimos com uma campânula, após algum tempo podemos verificar que o nível do líquido começa a diminuir, isto ocorre porque as partículas mais energéticas escapam do líquido e passa para o estado de vapor.

O vapor existente no interior da campânula exerce uma pressão, que é chamada de pressão de vapor do líquido. No início do processo a velocidade de vaporização é grande, mas a medida que aumenta a quantidade de vapor, algumas partículas constituintes da massa vaporizada chocam-se com a superfície líquida e retornam ao estado líquido, ocorrendo a condensação, o que implica na diminuição da velocidade de vaporização e o conseqüente aumento da velocidade de condensação.

Este fenômeno se processa até o instante que as duas velocidade se igualam, neste instante o nível do líquido no baker estaciona, quando isto ocorre, dizemos que o sistema se encontra em equilíbrio dinâmico e o vapor no interior da campânula está saturado, e este exerce uma pressão que é

chamada de pressão máxima de vapor do líquido.

A pressão máxima de vapor depende: da temperatura e da natureza do líquido.

a) Temperatura: com o aumento da temperatura as energias das partículas aumentam, o que acarreta um aumento do número de choques das partículas contra as paredes da campânula e contra a superfície do líquido, o que provoca um aumento da pressão de vapor.

b) Natureza do líquido: quanto maior a volatilidade do líquido, maior é a pressão de vapor exercida por este numa determinada temperatura. Exemplo, o álcool é mais volátil que a água, portanto, ele tem uma pressão de vapor maior, veja que a 20°C a pressão de vapor do álcool é igual a 43,9 mmHg, enquanto que da água é igual a 17,54 mmHg.

A pressão máxima de vapor do líquido puro é maior do que a pressão que o mesmo exerce, quando faz parte de uma solução, isto é decorrente do fenômeno de solvatação, portanto a pressão máxima de vapor de um líquido diminui quando introduz no seu interior um soluto não-volátil.

Em 1887, o químico francês François Marie Raoult estabeleceu uma lei que é conhecida como Lei de Raoult, que estabelece: A pressão máxima de vapor de um líquido numa solução é igual ao produto da pressão máxima de vapor do líquido puro pela fração molar da quantidade de matéria do líquido(solvente) na solução, que matematicamente é expressa por: $p = p_0 \cdot x_2$.

Através de dedução matemática desta lei chegou-se à expressão $\Delta p = p_0 \cdot x_1$, onde $\Delta p = (p_0 - p)$ é chamado de abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor do líquido. Portanto: O abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor do líquido na solução é obtido pelo produto da pressão máxima de vapor do líquido puro pela fração molar da quantidade de matéria do soluto.

Foi feita outra dedução matemática do abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor do líquido na solução e obteve-se a expressão: $\Delta p / p_0 = x_1$, onde $\Delta p / p_0$ é chamado de abaixamento relativo da pressão máxima de vapor do líquido. Portanto: O abaixamento relativo da pressão máxima de vapor do líquido na solução é igual à fração molar da quantidade de matéria do soluto não-volátil.

O abaixamento relativo da pressão máxima de vapor do líquido na solução é chamado de efeito tonoscópico ($\Delta p / p_0$), e é diretamente proporcional à molalidade da solução que contém o líquido.

A lei de Raoult é válida para soluções moleculares muito diluídas de soluto não-volátil, para estes tipos de soluções a molalidade pode ser considerada praticamente igual à concentração em quantidade de matéria.

A expressão matemática para calcular o efeito tonoscópico em função da molalidade é dada por $\Delta p / p_0 = K_t \cdot W$, onde K_t representa a constante de proporcionalidade e é chamada de constante tonoscópica e depende das características do líquido.

A constante tonoscópica é obtida dividindo a massa molar do líquido(solvente) por 1000 ($K_t = M_2 / 1000$), portanto a constante de proporcionalidade depende das características do líquido.

Aplicação: 1) demonstre que: a) $K_t = M_2/1000$; b) $K_t \cdot W = x_1$; c) $\Delta p / p_0 = m_1 \cdot M_2 / M_1 \cdot m_2$. 2) 18 g de glicose é dissolvida em 450 g de água, em certa temperatura. Considerando a pressão máxima de vapor da água pura = 23,45 mmHg e mantendo a mesma temperatura determine: a) o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor da água na solução; b) o abaixamento relativo da pressão máxima de vapor da água na solução; c) a pressão máxima de vapor da água na solução.

*Para as soluções iônicas, devido ao fenômeno da dissociação iônica ou a ionização, que acarreta o aumento do número de partículas presentes na solução(moléculas e íons), temos um aumento no efeito coligativo. Este motivo é decorrente, porque o número de partículas presentes na solução é maior do que o número de partículas dissolvidas.

*Quando se trata de soluções iônicas deve-se usar o fator de Van't Hoff, que é estabelecido pela expressão $i = 1 + \alpha (q - 1)$. Exemplo da aplicação deste fator: o H_2SO_4 tem grau de ionização (α) igual a 60% = 0,6 e $q = 3$, portanto $i = 1 + 0,6(3 - 1) = 2,2$.

O efeito tonoscópico para soluções iônicas é determinado pela expressão $\Delta p / p_0 = K_t W i$

*Obs. Para o grau de dissociação igual a 100%, o fator de correção é igual ao número de íons produzidos.

EBULIOSCOPIA

Ebulioscopia é a propriedade coligativa que estuda a elevação da temperatura de ebulição(Δt_e) de um líquido, devido a presença de um soluto não-volátil no seu interior.

A elevação da temperatura de ebulição do líquido na solução pode ser justificada pela diminuição da pressão de vapor do mesmo, devido a interação de suas partículas e as do soluto. Isto se justifica, porque é necessário que a solução seja aquecida, até que sua pressão de vapor se iguale à pressão atmosférica para que a mesma entre em ebulição.

Percebemos que um líquido entra em ebulição quando formam um aglomerado de bolhas que sobem através do líquido e estouram na superfície do mesmo. Tal ocorrência se verifica quando a pressão de vapor do líquido é igual ou superior à pressão atmosférica.

Obs. Para pressões atmosféricas superiores a 1 atm a água entra em ebulição à temperatura superiores a 100°C e para pressões atmosféricas inferiores a 1 atm, a água entra em ebulição à temperaturas inferiores a 100°C. Exemplo: numa panela de pressão os alimentos cozinham mais rapidamente devido a pressão de vapor da água ser superior a da pressão atmosférica.

Ao estudar o fenômeno da elevação da temperatura de ebulição (Δt_e) de um líquido devido a presença de um soluto não-volátil, Raoult concluiu que a elevação da temperatura de ebulição (Δt_e) do líquido que participa da solução formada é diretamente proporcional à concentração molar da solução.

A expressão matemática para o cálculo da elevação da temperatura de ebulição é dada pela diferença entre a temperatura de ebulição (t) do líquido na solução e a temperatura de ebulição (t_0) líquido puro., portanto $\Delta t_e = t - t_0$.

A expressão matemática para o cálculo da elevação da temperatura de ebulição (Δt_e) do líquido na solução, que é chamado de efeito ebulioscópico também pode ser determinada através do produto da constante ebulioscópica (K_e) que depende da natureza do líquido e a concentração molar (W) da solução, portanto, $\Delta t_e = K_e \cdot W$.

A expressão $\Delta t_e = K_e \cdot W$ só é válida para soluções diluídas e não-eletrólíticas, quando usar soluções iônicas deve-se observar os itens especificados(*) nos efeitos tonoscópicos.

A constante ebulioscópica da água é determinada pela expressão: $K_e = R \cdot T^2 / L_v$ $\left\{ \begin{array}{l} R = 2,0 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \text{ (constante da calorimetria)} \\ T = 373 \text{ K} \text{ (temperatura absoluta)} \\ L_v = 538 \text{ kcal} \cdot \text{kg}^{-1} \text{ (calor latente de vaporização)} \end{array} \right.$

$$K_e = 2,0 \cdot (373)^2 / 538000 = 0,5172 = 0,52 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Obs. Devemos lembrar que a variação de 1 K na escala absoluta corresponde à variação de 1°C na escala Celsius

Aplicação: calcule a temperatura de início de ebulição de uma solução aquosa de 0,80 molal de uréia ao nível do mar.

$$K_e = 0,52^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} t_0 = 100,0^\circ\text{C} \\ W = 0,80 \text{ mol/kg} \end{array} \right. \quad \Delta t_e = K_e \cdot W = 0,52^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,80 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1} = 0,416^\circ\text{C}, \text{ como } \Delta t_e = t - t_0, \text{ temos que } t = \Delta t_e + t_0, \text{ então } t = 100,416^\circ\text{C}$$

CRIOSCOPIA

CRIOSCOPIA é a propriedade coligativa que estuda o abaixamento da temperatura de solidificação(Δt_c) de um líquido, devido a presença de um soluto não-volátil no seu interior.

O abaixamento da temperatura de solidificação do líquido na solução pode ser justificada pela diminuição da pressão de vapor do mesmo, devido a interação de suas partículas e as do soluto. Isto se justifica, porque é necessário que a solução seja resfriada, até que sua pressão de vapor se iguale à pressão atmosférica para que a mesma solidifique.

Percebemos que um líquido está solidificando quando formam um aglomerado de cristais que ficam na superfície do líquido. Tal ocorrência se verifica quando a pressão de vapor do líquido é igual ou superior à pressão atmosférica.

Obs. Para pressões atmosféricas superiores a 1 atm a água congela-se à temperatura superior a 0°C e para pressões atmosféricas inferiores a 1 atm, a água congela-se à temperaturas inferiores a 0°C.

Ao estudar o fenômeno do abaixamento da temperatura de solidificação (Δt_c) de um líquido devido a presença de um soluto não-volátil, Raoult concluiu que o abaixamento da temperatura de solidificação (Δt_c) do líquido que participa da solução formada é diretamente proporcional à concentração molar da solução.

A expressão matemática para o cálculo do abaixamento da temperatura de solidificação é dada pela diferença entre a temperatura de solidificação (t_0) do líquido puro e a temperatura de solidificação (t) líquido na solução, portanto $\Delta t_c = t_0 - t$.

A expressão matemática para o cálculo do abaixamento da temperatura de solidificação (Δt_c) do líquido na solução, que é chamado de efeito crioscópico é dada pelo produto da constante crioscópica (K_c) que depende da natureza do líquido e a concentração molar (W) da solução, portanto, $\Delta t_c = K_c \cdot W$.

A expressão $\Delta t_c = K_c \cdot W$ só é válida para soluções diluídas e não-eletrolíticas, quando usar soluções iônicas deve-se observar os itens especificados(*) nos efeitos tonoscópicos.

A constante ebulioscópica da água é determinada pela expressão: $K = R \left\{ \begin{array}{l} R = 2,0 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \text{ (constante da calorimetria)} \\ T^2 / L_f \quad T = 273 \text{ K} \text{ (temperatura absoluta)} \\ L_f = 80,0 \text{ kcal} \cdot \text{kg}^{-1} \text{ (calor latente de fusão)} \end{array} \right. K_c = 2,0 \cdot (273)^2 / 80000 = 1,863 = 1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

Aplicação: determine a temperatura de início de congelamento de uma solução aquosa de 0,80 molal de uréia ao nível do mar.

$$\left\{ \begin{array}{l} t_0 = 0,0^\circ\text{C} \\ W = 0,80 \text{ mol/kg} \end{array} \right. \quad \Delta t_c = K_c \cdot W = 1,86^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,80 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1} = 1,488^\circ\text{C}, \text{ como } \Delta t_c = t_0 - t, \text{ temos que } t = t_0 - \Delta t_c, \text{ então } t = - 1,488^\circ\text{C}$$

OSMOSCOPIA

Osmoscopia é a propriedade coligativa que tem por objetivo estudar a difusão entre líquidos (osmose).

Difusão entre líquidos é o processo da disseminação espontânea de um líquido no interior de outro com a finalidade de se obter um sistema homogêneo (uma solução).

Osmose é o fenômeno que se verifica quando ocorre a passagem do líquido (solvente) para uma solução ou a passagem do líquido (solvente) de uma solução diluída para outra solução concentrada por meio de membranas semipermeáveis. Tal fenômeno ocorre, porque a pressão de vapor do líquido puro é maior do que do líquido na solução.

A pressão de vapor do líquido puro empurra o próprio líquido no sentido da solução, provocando a diluição da solução e o conseqüente aumento da sua pressão de vapor. O tal fenômeno se processa até que a pressão de vapor dos dois sistemas se igualem.

Este fenômeno também ocorre entre soluções de concentrações diferentes, onde o solvente da solução de menor concentração atravessa a membrana no sentido da solução mais concentrada.

O fenômeno de difusão pode ocorrer nos dois sentidos (líquido para a solução e da solução para o líquido), quando se emprega membranas permeáveis.

A passagem do líquido para a solução é chamada de endosmose e da solução para o líquido exosmose. No início do processo a velocidade da endosmose é maior do que a velocidade da exosmose.

A diluição da solução é impedida quando aplica sobre a mesma uma pressão externa, esta pressão é chamada de pressão osmótica. Portanto pressão osmótica é a mínima pressão que deve ser aplicada sobre a solução mais concentrada para impedir a difusão e depende da concentração da solução.

A pressão osmótica relaciona-se com a concentração de quantidade de matéria (C_n) e pode ser calculada por uma expressão semelhante à equação de Clapeyron, que foi deduzida por Jacobus Van't Hoff, por isso ela é conhecida por equação de Van't Hoff.

$$\pi = C_n RT \left\{ \begin{array}{l} \pi: \text{pressão osmótica} \\ R: \text{constante universal dos gases perfeitos} \\ T: \text{temperatura absoluta} \end{array} \right. \quad \text{Obs. Quando as soluções apresentam a mesma pressão osmótica, são chamadas de isotônicas; o sistema menos concentrado é chamado de hipotônico e o sistema mais concentrado é chamado de hipertônico.}$$

Esta equação é usada somente para soluções não-eletrolíticas, para soluções eletrolíticas emprega-se o mesmo critério adotado para as demais propriedades estudadas anteriormente, isto é: $\pi = C_n RTi$

Aplicação: determine a pressão osmótica de uma solução 0,10 mol/L de uréia a 27°C $\pi = C_n RT = 0,10 \cdot 0,082 \cdot 300 = 2,46 \text{ atm}$

Exercícios: 1) Determine o abaixamento absoluto, o abaixamento relativo e a pressão de vapor do solvente na solução quando são dissolvidos 90 g de glicose em 1350 g de água a 30°C, admitindo que a pressão de vapor da água pura seja igual a 25,300 mmHg.

2) São dissolvidos 114 g de sacarose em 900 g de água, a 25°C, admitindo que a pressão de vapor da água pura é igual a 25,0 mmHg, determine a pressão de vapor, o abaixamento relativo e o abaixamento absoluto da água na solução.

3) Determine o abaixamento absoluto da pressão de vapor do líquido numa solução numa determinada temperatura, sabendo que a fração molar do soluto é igual a 0,004, e que a pressão de vapor deste líquido puro nesta temperatura é igual a 24,5 mmHg.

4) Calcule o abaixamento relativo da pressão de vapor 600 g de água numa solução que contém 20 de uréia, sabendo que a pressão de vapor da água pura nas condições ambientais é de 23,45 mmHg.

5) Qual é o efeito ebulioscópico e a temperatura de ebulição de uma solução aquosa de glicose que contém 15%, em massa de glicose ao nível do mar ($K_e = 0,52^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$)?

6) Determine o efeito tonoscópico e o efeito ebulioscópico de uma solução aquosa de sacarose, que apresenta 20%, em massa de sacarose.

7) Ao dissolver 36g de glicose em 900 g de água obtém-se uma solução. Determine a temperatura de ebulição desta solução, sabendo que a temperatura de ebulição da água pura é igual a 98°C