

entender a Lei de Gay-Lussac, Avogadro introduziu o conceito de moléculas, explicando por que a relação dos volumes é dada por números inteiros. Dessa forma foi estabelecido o enunciado do volume molar.

1. Tipos de cálculos estequiométricos

Os dados do problema podem vir expressos das mais diversas maneiras: quantidade de matéria (mol), massa, número de moléculas, volume, etc. Em todos esses tipos de cálculo vamos nos basear nos coeficientes da equação que, como vimos, dão a proporção em mols dos componentes da reação.

Regras para a realização dos cálculos estequiométricos:

1. Escreva corretamente a equação química mencionada no problema.
2. As reações devem ser balanceadas corretamente, lembrando que os coeficientes indicam as proporções em mols dos reagentes e produtos.
3. Caso o problema envolva pureza de reagentes, fazer a correção dos valores, trabalhando somente com a parte pura que efetivamente irá reagir.
4. Caso o problema envolva reagentes em excesso e isso percebemos quando são citados dados relativos a mais de um reagente - devemos verificar qual deles está correto. O outro, que está em excesso, deve ser descartado para efeito de cálculos.
5. Relacione por meio de uma regra de três, os dados e a pergunta do problema, escrevendo corretamente as informações em massa, volume, mols, moléculas, átomos, etc. Lembre-se:
 $1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23}$
6. Se o problema citar o rendimento da reação, devemos proceder à correção dos valores obtidos.

Quando são dadas as quantidades de dois reagentes é importante lembrar que as substâncias não reagem na proporção que queremos, mas na proporção que a equação nos obriga.

Quando o problema dá as quantidades de dois participantes, provavelmente um deles está em excesso, pois em caso contrário, bastaria dar a quantidade de um deles e a quantidade do outro seria calculada. Para fazer o cálculo estequiométrico, baseamo-nos no reagente que não está em excesso (denominado reagente limitante).

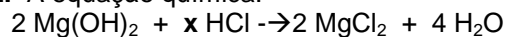
Nesse caso segue-se às etapas:

1. Considere um dos reagentes o limitante e determine o quanto de produto seria formado.
2. Repita o procedimento com o outro reagente.
3. A menor quantidade de produto encontrada corresponde ao reagente limitante e indica a quantidade de produto formada.

EXERCÍCIOS

1. Quantas moléculas existem em 88g de dióxido de carbono? (C=12; O=16 cte de Avogadro=6,02 x 10²³)
a) 2,1x10²⁴ b) 1,5x10²⁴ c) 1,2x10²⁴
d) 1,2x10²³ e) 1,5x10²⁵

2. A equação química:



fica estequiometricamente correta se **x** for igual a:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

3. A quantos gramas correspondem $3 \cdot 10^{24}$ átomos de alumínio?
a) 100g b) 130g c) 110g d) 0135g
e) 150g

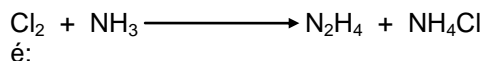
4. De acordo com a Lei de Lavoisier, quando fizemos reagir completamente, em ambiente fechado, 1,12g de ferro com 0,64g de enxofre, a massa, em gramas, de sulfeto de ferro obtido será de:
Dados: Fe=56u; S=32u
a) 2,76 b) 2,24 c) 1,76
d) 1,28 e) 0,48

5. Qual é a massa correspondente a 5 mols de alumínio? (Al = 27)
a) 140g b) 135g c) 130g d) 145g e) 125g

6. (Enem) Na reação dada pela equação $A + B \rightarrow C$, a razão entre as massas de A e B é 0,4. Se 8g de A forem adicionados a 25g de B, após a reação, verificar-se-á:

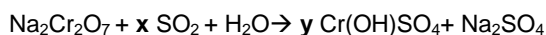
- a) a formação de 20g de C, havendo excesso de 13g de B.
- b) um excesso de 5g de B e consumo total da massa de A colocada.
- c) o consumo total das massas de A e B colocadas.
- d) a formação de 18g de C, havendo excesso de 5g de A.
- e) um excesso de 4,8g de A e consumo total da massa de B colocada.

7. A soma dos menores coeficientes inteiros que balanceiam a equação:



- é:
a) 4
b) 15
c) 21
d) 8
e) 6

8. (PUCCAMP) Num “sapato de cromo”, o couro é tratado com um banho de “licor de cromo”, preparado através da reação representada pela equação:



Depois de balanceada com os menores coeficientes inteiros possíveis, ela apresenta:

- | x | y |
|------|---|
| a) 3 | 2 |
| b) 2 | 3 |
| c) 2 | 2 |
| d) 3 | 3 |
| e) 2 | 1 |

9. A composição em volume do ar atmosférico é de 78% de nitrogênio, 21% de oxigênio e 1% de argônio. A massa em grama de argônio (Ar=40) em 224L de ar (CNTP) será:
a)0,082 b)40 c)2,24 d)1 e)4

- 10.(Enem)Uma mistura contém 24 g de carbono e 8g de hidrogênio e se transforma completamente em metano. Qual é a composição centesimal do metano?
a) 13% de C e 36% de H
b) 6,5% de C e 3,5% de H
c) 25% de C e 75% de H
d) 75% de C e 25% de H
e) 80% de C e 20% de H

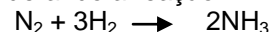
- 11.Sabe-se que 6g de carbono reagem exatamente com 2g de hidrogênio. Se colocarmos 15g de carbono para reagir com 6 g de hidrogênio, qual a massa de metano a ser formada?
a) 21 g
b) 32 g
c) 8 g
d) 9 g
e) 20g

- 12.As águas poluídas do Rio Tietê liberam, entre outros poluentes, o gás sulfídrico. Um dos maiores problemas causados por esse gás é o ataque corrosivo aos fios de cobre das instalações elétricas

existentes junto a esse rio. O gás sulfídrico é mais denso do que o ar e, assim, concentra-se mais próximo do solo. Considerando a massa molar média do ar igual a 28,9, a densidade de H₂S em reação ao ar, nas mesmas condições de temperatura e pressão, será aproximadamente;

- a)1,6 b)2,2 c)2,3 d)1,5 e)1,2

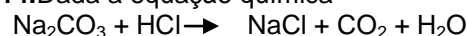
- 13.Considerando a reação



Quantos litros de amônia são obtidos a partir de 3L de nitrogênio. Considere todos os gases nas CNTP

- a)8L b)9L c)12L d)6L e)7L

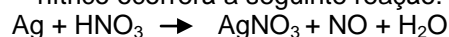
- 14.Dada a equação química



A massa de carbonato de sódio que reage completamente com 0,25 mol de HCl é:

- a)13,00g b)13,5g c)14,25g d)13,25g e)14,00g

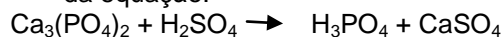
- 15.Ao mergulharmos uma placa de prata metálica em uma solução de ácido nítrico ocorrerá a seguinte reação:



Ajustando a equação química acima, pode-se calcular que a massa de água produzida, quando é consumido 1 mol de prata, é, em gramas:

- a)10 b)12 c)16 d)13 e)15

- 16.O ácido fosfórico, usado em refrigerantes do tipo cola e possível causador da osteoporose,pode ser formado a partir da equação:



Partindo-se de 62g de Ca₃(PO₄)₂ e usando-se quantidade suficiente de H₂SO₄, qual, em gramas, a massa aproximada de H₃PO₄ obtida?

- a)39,2g b)46,6g c)22,3g
d)29,3g e)34,5g

- 17.Carbonato de sódio reage com água de cal formando carbonato de cálcio, material pouco solúvel em água. Na reação de 106Kg de carbonato de sódio com excesso de água de cal a massa de carbonato de cálcio produzida é igual a:

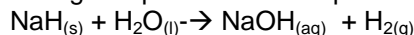
- a)120Kg b)90KB c)100Kg
d)110KG e)105Kg

- 18.O efeito altamente tóxico do cianeto, ao ser ingerido por via oral, deve-se à sua reação com o ácido clorídrico, um veneno fatal em quantidades superiores a 0,062g. A massa mínima, em gramas, de cianeto de potássio capaz de produzir a quantidade de ácido cianídrico no valor citado acima é igual a:

- a)0,21 b)0,36 c)0,32

d) 0,15 e) 0,09

19. (Enem) Combustível e importante reagente na obtenção de amônia e compostos orgânicos saturados, o hidrogênio pode ser obtido pela reação:



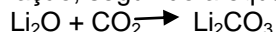
Quantos litros do gás, nas condições ambiente, podem ser obtidos pela hidrólise de 60,0g de hidreto de sódio? Dados:

Volume molar, nas CNTP = 24,5L/mol

Massa molar do NaH = 24g/mol

- a) 61,2 b) 49,0
c) 44,8 d) 36,8 e) 33,6
20. O CO_2 produzido pela decomposição térmica de 320g de carbonato de cálcio teve seu volume medido a 27°C e 0,8atm. O valor, em litros, encontrado foi: ($R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$)
- a) 100L b) 96,46L c) 92,23L
d) 94,56L e) 98,88L

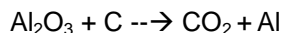
21. Numa estação espacial, emprega-se óxido de lítio para remover o CO_2 no processo de renovação do ar de respiração, seguindo a equação



Sabendo-se que são utilizadas unidades de absorção contendo 1,8Kg de Li_2O , o volume máximo de CO_2 , medidos na CNTP, que cada uma delas pode absorver, é:

a) 1322L b) 1330L c) 1344L d) 1320L e) 1340L

22. O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita. Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio que reage com um dos eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação não balanceada que representa o processo global é:



Para dois mols de Al_2O_3 , quantos mols de CO_2 e de Al, respectivamente, são produzidos esse processo?

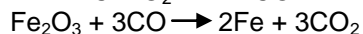
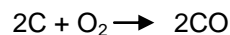
- a) 3 e 2 c) 2 e 3 e) 3 e 4
b) 1 e 4 d) 2 e 1
23. Num recipiente foram colocados 15,0g de ferro e 4,8g de oxigênio. Qual a massa de Fe_2O_3 , formada após um deles ter sido completamente consumido? ($\text{Fe} = 56$; $\text{O} = 16$)
- a) 19,8g b) 16,0g c) 9,6g
d) 9,9g e) 10,2g

24. (Enem) A soma dos coeficientes da equação abaixo é igual a



- a) 13
b) 20
c) 19
d) 15
e) 18

25. (Enem) Duas das reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por:

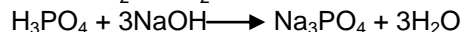
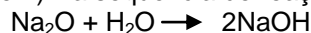


O monóxido de carbono formado na primeira reação é consumido na segunda. Considerando apenas essas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em Kg, de carvão consumido na produção de 1t de ferro ($\text{Fe} = 56$)

- a) 318Kg b) 321Kg c) 319Kg
d) 320Kg e) 317Kg

26. Em 2,8Kg de óxido de cálcio, também conhecido com cal virgem, foi adicionada água, formando hidróxido de cálcio, usado para pintar uma parede. Após a sua aplicação, transformou-se numa camada dura, pela reação química com gás carbônico existente no ar, formando carbonato de cálcio. A massa de sal obtida é, aproximadamente, igual a:
- a) 5Kg b) 7Kg c) 8Kg d) 4Kg e) 6Kg

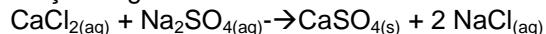
27. (Enem) Na sequência de reações



Se partirmos de 10 mols de Na_2O , obteremos:

- a) 9mols b) 10mols c) 11mols
d) 12mols e) 8mols

O sulfato de cálcio (CaSO_4) é matéria-prima do giz e pode ser obtido pela reação entre soluções aquosas de cloreto de cálcio e de sulfato de sódio (conforme reação abaixo). Sabendo disso, calcule a massa de sulfato de cálcio obtida pela reação de 2 mols de cloreto de cálcio com excesso de sulfato de sódio, considerando-se que o rendimento da reação é igual a 75 %.



- a) 56 g.
b) 136 g.
c) 272 g.
d) 204 g.
e) 102 g.

28. A combustão do gás metano, CH_4 , dá como produtos CO_2 e H_2O , ambos na fase gasosa. Se 1L de metano for queimado na presença de 10L de O_2 ,

qual o volume final da mistura resultante?

- a)11L b)12L c)13L d)10L e)9L

29. Uma amostra de calcita, contendo 80% de carbonato de cálcio, sofre decomposição quando submetida a aquecimento, segundo a equação:



Qual é a massa de óxido de cálcio obtida a partir da queima de 800g de calcita?

- a)359,3g b)356,5g c)358,4g
d)360,2g e)361,8g

30. (Enem) Oitenta gramas de calcário (grau de pureza é de 90% em CaCO_3) reagem com ácido sulfúrico segundo a equação química:



Qual o volume de gás carbônico formado nas CNTP, na reação acima?

- a) 16,3L b) 17,92L c) 1,61L
d) 16,13L e) 2,4L

31. Deseja-se obter 180L de dióxido de carbono, medidos nas condições normais, pela calcinação de um calcário de 90% de pureza. Qual é a massa necessária de calcário?

- a)900,0g b)803,57g c)798,56g
d)793,32g e)810,23g

32. (ACAFE) Calcule a massa de CaCO_3 com 80% de pureza, necessária para produzir 1,2 L de CO_2 nas CNTP, no processo:
Dados: Ca = 40; C = 12; O = 16

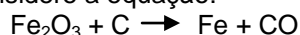


- a) 125g b) 80g c) 40g d) 50g e) 62,5g

33. O gás hilariante (N_2O) pode ser obtido pela decomposição térmica do nitrato de amônio. Se de 4,0g do sal obtivermos 2,0g do gás hilariante, podemos prever que a pureza do sal é da ordem de:

- a)90,9% b)87,3% c)80,6%
d)78,9% e)101,3%

34. (Enem) Num processo de obtenção de ferro a partir da hematita (Fe_2O_3), considere a equação:



Utilizando-se 4,8t de minério e admitindo um rendimento de 80% da reação, a quantidade de ferro produzida será de:

- a)2,322t b)1,688t c)3,675t
d)3,212t e)2,688t

35. (Enem) Em um tubo, 16,8g de bicarbonato de sódio são decompostos, pela ação do

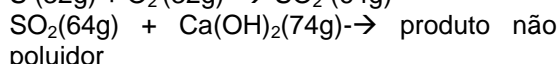
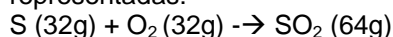
calor, em carbonato de sódio sólido, gás carbônico, em litros, obtidos nas CNTP, supondo o rendimento da reação igual a 90%, é igual a:

- a)2,00 b)2,1 c)2,02 d)2,3 e)2,4

36. 32,70g de zinco metálico reagem com uma solução concentrada de hidróxido de sódio, produzindo 64,53g de zincato de sódio (Na_2ZnO_2). Qual é o rendimento dessa reação?

- a)88% b)92% c)86% d)90% e)95%

38. (Enem) Atualmente, sistemas de purificação de emissões poluidoras estão sendo exigidos por lei em um número cada vez maior de países. O controle das emissões de dióxido de enxofre gasoso, provenientes da queima de carvão que contém enxofre, pode ser feito pela reação desse gás com uma suspensão de hidróxido de cálcio em água, sendo formado um produto não poluidor do ar. A queima do enxofre e a reação do dióxido de enxofre com o hidróxido de cálcio, bem como as massas de algumas das substâncias envolvidas nessas reações, podem ser assim representadas:



Dessa forma, para absorver todo o dióxido de enxofre produzido pela queima de uma tonelada de carvão

(contendo 1% de enxofre), é suficiente a utilização de uma massa de hidróxido de cálcio de, aproximadamente,

- a) 23 kg.
b) 43 kg.
c) 64 kg.
d) 74 kg.
e) 138 kg

39. (Enem 2006) Para se obter 1,5 kg do dióxido de urânio puro, matéria-prima para a produção de combustível nuclear, é necessário extrair-se e tratar-se 1,0 tonelada de minério. Assim, o rendimento (dado em % em massa) do tratamento do minério até chegar ao dióxido de urânio puro é de
- a) 0,10 %. b) 0,15 %. c) 0,20 %.
d) 1,5 %. e) 2,0%

Gabarito:

- 1.c 2.d 3.d 4.c 5.b 6.b 7.d 8.a 9.e
10.d 11.e 12.e 13.d 14.d 15.b 16.a 17.c
18.d 19.a 20.b 21.c 22.e 23.b 24.e
25.b 26.a 27.b 28.d 29.a 30.c 31.d 32.b
33.e 34.a 35.e 36.c 37.d 38.a 39.e

Quando o coeficiente de solubilidade é muito pequeno diz-se que a substância é insolúvel.

5 - SOLUÇÕES

Solução é qualquer mistura homogênea de duas ou mais substâncias.

Os componentes de uma solução são chamados de soluto e de solvente:

- soluto: substância dissolvida no solvente. Em geral, está em menor quantidade na solução.
- solvente: substância que dissolve o soluto.

As soluções mais importantes para os seres vivos são aquelas em que o solvente é a água, denominadas aquosas. O fluido dos tecidos, o plasma sanguíneo e a água que bebemos são exemplos de soluções aquosas.

1. Classificação das soluções

As soluções podem ser encontradas em qualquer fase de agregação: sólida, líquida e gasosa.

De acordo com a proporção entre soluto e solvente ainda podem ser classificadas como:

- Soluções diluídas: pouco soluto em relação ao solvente;
- Soluções concentradas: contêm grande quantidade de soluto.

Quanto à natureza do soluto as soluções podem ser:

- iônicas: quando as partículas dispersas são íons. Permitem a passagem de corrente elétrica.
- moleculares: o soluto é uma substância molecular.

Há muitas soluções que apresentam moléculas e íons ao mesmo tempo, como no caso de uma solução de ácido acético onde estão presentes muitas moléculas (CH_3COOH) e poucos íons (CH_3COO^- e H^+).

2. Solubilidade e coeficiente de solubilidade

A solubilidade é a propriedade que as substâncias têm de se dissolverem num solvente. Varia de soluto para soluto, com o tipo de solvente e é diretamente influenciada pela temperatura.

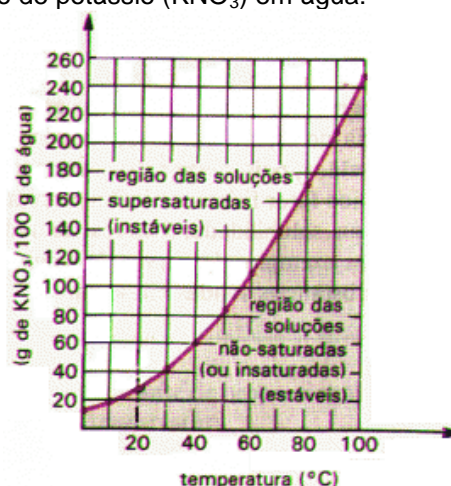
A quantidade máxima de soluto dissolvida numa dada quantidade de solvente, a uma determinada temperatura, é denominada **coeficiente de solubilidade**.

Exemplo: 357g de NaCl por litro de água a 0°C
36g de NaCl por 100g de água a 20°C

Baseando no coeficiente de solubilidade, classificamos as soluções em:

- não-saturadas ou insaturadas: contêm uma quantidade de soluto dissolvido menor que a estabelecida pelo coeficiente de solubilidade. Elas ainda são capazes de dissolver mais soluto.
- saturadas: atingiram o coeficiente de solubilidade, ou seja, contêm uma quantidade de soluto dissolvido igual à sua solubilidade naquela temperatura. Se adicionarmos mais soluto nessa solução, a massa excedida não se dissolverá e se depositará no fundo do recipiente.
- supersaturadas: contêm uma quantidade de soluto dissolvido maior que a estabelecida pelo coeficiente de solubilidade (instáveis).

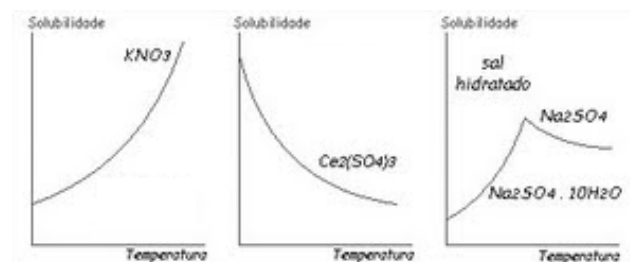
Consideremos a curva de solubilidade do nitrato de potássio (KNO_3) em água:



<http://www.furg.br/furg/depto/quimica/solubi.html>

3. Curva de solubilidade

As curvas de solubilidade representam a variação dos coeficientes de solubilidade das substâncias em função da temperatura.



<http://quimicas.blogspot.com/2009/09/solubilidade-de-uma-substancia-varia.html>

Existem três tipos de curva:

- Ascendentes: representam as substâncias cujo coeficiente de solubilidade aumenta com a temperatura.

- Descendentes: representam substâncias cujo coeficiente de solubilidade diminui com a temperatura. Percebemos esse comportamento na dissolução de gases em líquidos, onde a solubilidade do gás aumenta com a elevação da pressão e, conseqüentemente, diminui com a elevação da temperatura.

- Curvas com inflexões: representam as substâncias que sofrem modificações em sua estrutura com a variação da temperatura. Geralmente a presença de pontos de inflexão ao longo da curva, indica que está ocorrendo a desidratação do soluto mediante aumento de temperatura.

4. Concentração das soluções

Concentração de solução é o modo em que se expressa a relação entre a quantidade de soluto e de solução ou de soluto e de solvente.

4.1. Concentração em massa

É a razão entre a massa de soluto e o volume de solução.

$$C_{m/V} = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

Unidade: gramas por litro (g/L)

Exemplo: Qual a concentração em g/L de uma solução de nitrato de potássio que contém 60g do sal em 300cm³ de água.

Solução: 300cm³ = 300mL = 0,3L

$$C = \frac{60\text{g}}{0,3\text{L}} = 200 \text{ g/L}$$

4.2. Concentração em quantidade de matéria

É a razão entre o número de mols do soluto e o volume da solução em litros.

$$C = \frac{n}{V_{\text{solução}}}$$

Unidade: mol por litro (mol/L)

Considerando que:

$$n = \frac{m(\text{g})}{MM(\text{g/mol})}$$

Podemos escrever:

$$C = \frac{m(\text{g})}{MM(\text{g/mol}) \times V(\text{L})}$$

Exemplo: Qual a concentração em mol/L de uma solução de iodeto de sódio que contém 45g do sal em 400mL de solução?

Massas atômicas: Na = 23; I = 127.

Solução: $MM_{\text{NaI}} = 23 + 127 = 150\text{g/mol}$

$V = 400\text{mL} = 0,4\text{L}$

$$C = \frac{45\text{g}}{150\text{g/mol} \cdot 0,4\text{L}} = 0,75\text{mol/L}$$

4.3. Título em massa

É a razão entre a massa do soluto e a massa da solução.

$$\tau = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} \quad \text{Como:} \quad m_{\text{solução}} = m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}$$

Temos:

$$\tau = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}}$$

O título não tem unidade, mas pode ser expresso em porcentagem passando, assim, a ser chamado de porcentagem em massa:

$$\tau\% = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}} \times 100$$

Exemplo: Uma solução de cloreto de potássio (KCl) 10% possui 10 g de soluto em 100 g de solução ou 90 g de água.

O título ainda pode ser escrito em termos de volume. As definições são idênticas às anteriores, trocando apenas *massa* por *volume*.

4.4. PPM

Para indicar concentrações extremamente pequenas usamos a unidade partes por milhão, ppm.

1 ppm (m/m) = 1 mg de soluto / 1 kg de mistura

1 ppm (m/v) = 1 mg de soluto / 1 L de solução

4.5. Densidade

É a razão entre a massa e o volume de uma solução.

$$d = \frac{m_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}}$$

Unidade: gramas por mL (g/mL)

<http://quimica-profucila.blogspot.com/2010/06/mistura-de-solucoes.html>

4.6. Relação entre concentração e título

Das definições:

$$C = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}} \quad \text{e} \quad \tau = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solução}}}$$

obtemos:

$$C = \frac{\tau \cdot m_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}}$$

$$C = \tau \cdot d$$

com a densidade expressa em g/L.

Para a densidade em g/mL temos:

$$C = \tau \cdot d \cdot 1000$$

4.7. Convertendo $C_{(g/L)}$ em $C_{(mol/L)}$

$$C(g/L) = M(mol/L) \times MM(g/mol)$$

Exemplo: Qual a concentração em mol/L de uma solução de HCl que apresenta concentração igual a 146g/L?

Massas atômicas: H = 1; Cl = 35,5

Solução: $MM_{\text{HCl}} = 1 + 35,5 = 36,5\text{g/mol}$

$$M(mol/L) = \frac{C(g/L)}{MM(g/mol)}$$

$$M(mol/L) = \frac{146\text{g/L}}{36,5\text{g/mol}} = 4\text{mol/L}$$

5. Diluição

Diluir uma solução é adicionar solvente diminuindo assim sua concentração.



A quantidade de soluto é a mesma antes e depois da diluição:

$$m_1 = m_2$$

Sabemos que $m = C \cdot V$, portanto:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

Onde V_2 é igual ao volume inicial da solução mais o volume de solvente adicionado.

Exemplo: Um volume de 500mL de uma solução aquosa de CaCl_2 0,3mol/L é diluída até o volume final de 1500mL. Qual a concentração final da solução?

Solução:

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

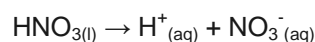
$$0,3\text{mol/L} \cdot 500\text{mL} = C_f \cdot 1500\text{mL}$$

$$C_f = 0,1\text{mol/L}$$

6. Quantidade de partículas em um volume de solução

Para determinar a quantidade de moléculas ou íons numa solução precisamos considerar a natureza do soluto e o seu comportamento na presença do solvente, no caso a água.

Consideremos uma solução 2mol/L de ácido nítrico. O ácido nítrico é um eletrólito forte e, em água, se ioniza de acordo com a equação:

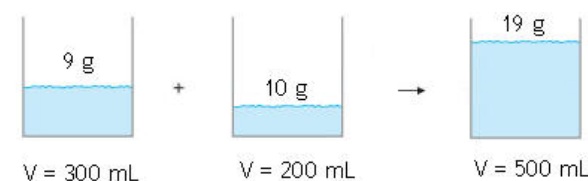


Portanto, nessa solução não existem mais moléculas de soluto, mas íons. Como cada molécula origina um íon H^+ e um NO_3^- , em 1L de solução 2mol/L desse ácido há 2mol de íons H^+ e 2mol de íons NO_3^- .

Essa condição só é verdadeira para solutos que sofrem ionização (principalmente ácidos) ou dissociação (sais e alguns hidróxidos) em água.

7. Mistura de soluções de mesmo soluto

Se misturarmos duas soluções de mesmo soluto:



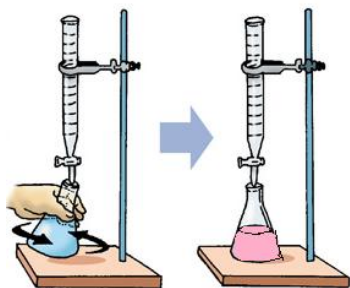
A massa total do soluto será a soma das massas do soluto das soluções iniciais. O mesmo

acontece com o solvente, o volume final é a soma dos iniciais. Assim a concentração final é a razão entre a quantidade final de soluto e o volume final:

$$C = \frac{m}{V} = \frac{19\text{g}}{0,500\text{L}} = 38\text{g/L}$$

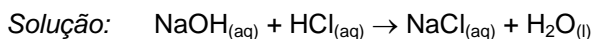
8. Mistura de soluções com reação química

Ocorre quando se mistura uma solução de um ácido com uma solução de uma base, ou uma solução de um oxidante com uma solução de um redutor, ou uma solução de dois sais que reagem entre si. Isso nos permite determinar a concentração de uma solução por meio de uma técnica conhecida como **titulação**.



<http://www.profpc.com.br/Solu%C3%A7%C3%B5es.htm#Titula%C3%A7%C3%A3o>

Exemplo: Uma alíquota de 25mL de NaOH foi neutralizada totalmente quando titulada com 40mL de HCl 0,25mol/L. Qual a concentração da solução de NaOH?



$$\begin{aligned} n^\circ \text{ mol HCl} &= n^\circ \text{ mol NaOH} \\ C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} &= C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \\ 0,25\text{mol/L} \cdot 40\text{mL} &= C_{\text{NaOH}} \cdot 25\text{mL} \\ C_{\text{NaOH}} &= 0,4\text{mol/L} \end{aligned}$$

EXERCÍCIOS

ENEM

1. A tabela seguinte fornece dados sobre a solubilidade do KCl em diversas temperaturas.

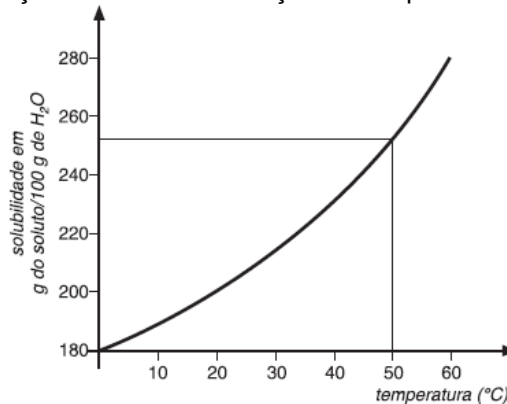
Temperatura (°C)	Solubilidade (g de KCl / 100 g de água)
20	30
40	35
60	40
80	45

Analisando essa tabela pode-se prever que a adição de 60 g de KCl em 200 g de água sob temperatura constante de 50°C formará uma solução aquosa e corpo de fundo. Resfriando-se o sistema a 10°C, a solução se apresentará e corpo de fundo.

Para completar corretamente o texto, as lacunas devem ser preenchidas, na ordem em que aparecem, por:

- saturada – sem – insaturada – com
- insaturada – sem – saturada – sem
- insaturada – sem – saturada – com
- insaturada – sem – insaturada – sem
- saturada – com – saturada – com

2. O gráfico seguinte dá a solubilidade em água do açúcar de cana em função da temperatura.



Adicionou-se açúcar a 100 g de água a 50°C até não mais o açúcar se dissolver. Filtrou-se a solução. O filtrado foi deixado esfriar até 20°C. Qual a massa aproximada de açúcar que precipitou?

- 100 g
- 80 g
- 50 g
- 30 g
- 20 g

3. O “soro caseiro” consiste em uma solução aquosa de cloreto de sódio 3,5g/L e de sacarose 11g/L. A massa de cloreto de sódio e de sacarose necessárias para preparar 500mL de soro caseiro são respectivamente:

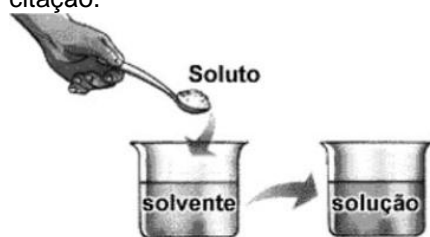
- 17,5g e 55g

- b) 175g e 550g
 c) 1750mg e 5500mg
 d) 17,5mg e 55mg
 e) 175mg e 550mg

4. Para um determinado alimento ser considerado *light*, o mesmo deve apresentar redução mínima de 25% em gordura, proteína ou carboidratos em relação ao convencional. Considerando que um copo de 200 mL de suco de laranja convencional possui 20 gramas de carboidratos, qual é a concentração máxima de carboidratos, em g L^{-1} , presente em um copo de 200 mL de suco de laranja *light*?

- a) 5,0
 b) 75,0
 c) 100,0
 d) 0,5
 e) 7,5

5. Uma substância capaz de dissolver o soluto é denominada solvente; por exemplo, a água é um solvente para o açúcar, para o sal e para várias outras substâncias. A figura a seguir ilustra essa citação.



Disponível em: www.sobiologia.com.br. Acesso em: 27 abr. 2010.

Suponha que uma pessoa, para adoçar seu cafezinho, tenha utilizado 3,42 g de sacarose (massa molar igual a 342g/mol) para uma xícara de 50mL do líquido. Qual é a concentração final, em mol/L, de sacarose nesse cafezinho?

- a) 0,02
 b) 0,2
 c) 2
 d) 200
 e) 2000

6. O gás sulfídrico (H_2S), produto da fermentação do esgoto chegou a atingir o elevado índice de 0,4 mg/L, no rio Tietê. Tal índice expresso em molaridade seria aproximadamente:

Dados: H = 1 e S = 32

- a) $1,17 \cdot 10^{-5}$
 b) $1,2 \cdot 10^{-4}$
 c) $2,35 \cdot 10^{-5}$
 d) $3,4 \cdot 10^{-4}$
 e) $1,7 \cdot 10^{-4}$

7. A concentração de íons fluoreto de uma água de uso doméstico é de $5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$. Se uma pessoa tomar 3,0 L dessa água por dia, ao fim de um dia a massa de fluoreto, em mL, que essa pessoa ingeriu é de:

Dado: massa mola do fluoreto = 19,0g/mol

- a) 0,9
 b) 1,3
 c) 2,8
 d) 5,7
 e) 15

8. Soluções de uréia, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, podem ser utilizadas como fertilizantes. Uma solução foi obtida pela mistura de 210 g de uréia e 1.000 g de água. A densidade da solução final é 1,05 g/mL. A concentração da solução em percentual de massa de uréia e em mol/L, respectivamente é:

	Percentagem em massa	Concentração em mol/L
a)	17,4%	3,04
b)	17,4%	3,50
c)	20,0%	3,33
d)	21,0%	3,04
e)	21,0%	3,50

9. Para combater a dengue, as secretarias de saúde recomendam que as pessoas reguem vasos de plantas com uma solução de água sanitária. Um litro de água sanitária contém 0,35 mol de hipoclorito de sódio (NaClO). A porcentagem em massa de hipoclorito de sódio na água sanitária, cuja densidade é 1,0 g/mL, é aproximadamente:

- a) 35,0.
 b) 3,50.
 c) 26,1.
 d) 7,45.
 e) 2,61.

10. Para preparar uma solução diluída de permanganato de potássio, KMnO_4 , a 0,01 g/L para aplicação anti-séptica, parte-se de uma solução de concentração de 25 g/L. Sabendo-se que o volume médio de uma gota é de 0,05 mL, o número de gotas da solução concentrada necessário para preparar 5 litros dessa solução diluída é:

- a) 10.
 b) 20.
 c) 30.
 d) 40.
 e) 50.

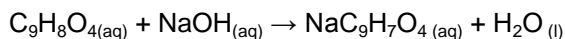
11. Por evaporação em uma solução aquosa $2 \cdot 10^{-2}$ molar de certo sal, obtiveram-se 200mL de uma solução 1molar. Então, é correto afirmar que:
 a) o número de mols de soluto na solução inicial era maior que na final.
 b) houve evaporação de 9,8L de solvente.
 c) o volume da solução inicial era de 1L.

- d) o número de mols de soluto na solução inicial era menor que na final.
e) houve evaporação de 10L de água.

12. O volume de uma solução de hidróxido de sódio 1,5M que deve ser misturado a 300mL de uma solução 2,0M da mesma base, a fim de torná-la solução 1,8M é:

- a) 200mL
b) 20mL
c) 2000mL
d) 400mL
e) 350mL

13. Para se determinar o conteúdo de ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$) num comprimido analgésico, isento de outras substâncias ácidas, 1,0 g do comprimido foi dissolvido numa mistura de etanol e água. Essa solução consumiu 20 mL de solução aquosa de NaOH, de concentração 0,10 mol/L, para reação completa. Ocorreu a seguinte transformação química:



Logo, a porcentagem em massa de ácido acetilsalicílico no comprimido é de, aproximadamente,

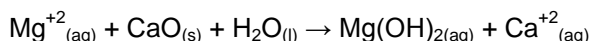
Dado: massa molar do $C_9H_8O_4 = 180$ g/mol

- a) 0,20%
b) 2,0%
c) 18%
d) 36%
e) 55%

14. Misturaram-se 200 mL de uma solução de H_3PO_4 , de concentração igual a 1,5 mol/L, com 300 mL de uma solução 3,0 molar do mesmo ácido. 10 mL da solução resultante foi utilizada para se fazer a titulação de 20 mL de uma solução de NaOH. A partir desses dados, qual a concentração da solução de NaOH em g/L? Massas molares (g/mol): Na = 23; O = 16; H = 1

- a) 510
b) 440
c) 74,5
d) 3,60
e) 144

15. O magnésio é obtido da água do mar por um processo que se inicia pela reação dos íons Mg^{+2} com óxido de cálcio, conforme a equação:



Sabendo que a concentração de Mg^{+2} no mar é 0,054mol/L, a massa de CaO necessária para precipitar o magnésio contido em 1,0L de água do mar é:

- Dados: Massas atômicas: H = 1; O = 16; Mg = 24; Ca = 40.
a) 3,0g

- b) 40g
c) 56g
d) 2,1g
e) 0,24g

16. (Enem) Certas ligas estanho-chumbo com composição específica formam um eutético simples, o que significa que uma liga com essas características se comporta como uma substância pura, com um ponto de fusão definido, no caso 183°C. Essa é uma temperatura inferior mesmo ao ponto de fusão dos metais que compõe esta liga (o estanho puro funde a 232°C e o chumbo puro a 320°C), o que justifica sua ampla utilização na soldagem de componentes eletrônicos, em que o excesso de aquecimento deve sempre ser evitado. De acordo com as normas internacionais, os valores mínimo e máximo das densidades para essas ligas são de 8,74 g/mL e 8,82 g/mL, respectivamente. As densidades do estanho e do chumbo são 7,3g/mL e 11,3 g/mL, respectivamente. Um lote contendo 5 amostras de solda estanho-chumbo foi analisado por um técnico, por meio da determinação de sua composição percentual em massa, cujos resultados estão mostrados no quadro a seguir

Amostra	Porcentagem Sn (%)	Porcentagem Pb (%)
I	60	40
II	62	38
III	65	35
IV	63	37
V	59	41

Disponível

em:

<http://www.eletrica.ufpr.br>

Com base no texto e na análise realizada pelo técnico, as amostras que atendem às normas internacionais são

- a) I e II.
b) I e III.
c) II e IV.
d) III e V.
e) IV e V.

17. Uma solução de ácido sulfúrico (H_2SO_4), para ser utilizada em baterias de chumbo de veículos automotivos, deve apresentar concentração igual a 4mol/L. O volume total de uma solução adequada para se utilizar nestas baterias, que pode ser obtido a partir de 500mL de solução de H_2SO_4 de concentração 18mol/L, é igual a:
a)0,50L b)2,00L c)2,25L d)4,50L e)9,00L

18. O cloreto de hidrogênio é um gás que, quando dissolvido em água, forma uma solução corrosiva de ácido clorídrico e pode ser utilizada para remover manchas em pisos e paredes de pedra.

BIBLIOGRAFIA

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

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

<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=535>

<http://quimica-profucila.blogspot.com/2010/06/mistura-de-solucoes.html>

NÓBREGA, O.S.; SILVA, E.R.; SILVA, R.H.: *Química*. 1ª edição. São Paulo: Editora Ática, 2008. Volume único.

6– PROPRIEDADES COLIGATIVAS

A elevação da temperatura de ebulição e a diminuição da temperatura de congelamento são duas das propriedades das soluções que dependem da concentração de partículas de soluto, e não da sua natureza.

1. Propriedades físicas das substâncias

Cada substância química apresenta uma série de propriedades que permitem identificá-la. Essas propriedades são chamadas específicas. Alguns exemplos são a temperatura de fusão, a temperatura de ebulição e a densidade.

Uma das propriedades físicas com a qual mais comumente convivemos e muito fácil de perceber é a volatilidade de diferentes substâncias.

A volatilidade está relacionada à maior ou menor facilidade com que um líquido evapora a determinada temperatura. Quanto mais volátil for um líquido, mais facilmente ele passará para o estado de vapor e menor será sua temperatura de ebulição.

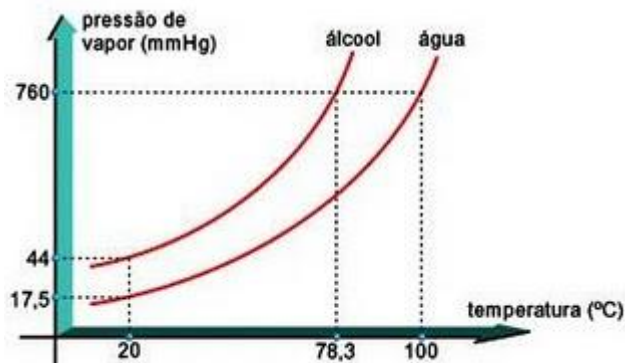
2. Pressão de vapor de um líquido

Evaporação é a passagem da fase líquida para a fase de vapor, de forma gradual e geralmente lenta, na superfície do líquido. Ao nível do mar, mesmo abaixo de 100°C, moléculas de água vão deixando o meio líquido e passando para a atmosfera na forma de vapor d'água.

Quando um líquido é mantido em um sistema fechado, ocorre coexistência entre a fase líquida e a de vapor, de modo que a velocidade de evaporação é igual à de condensação. A pressão que o vapor de uma substância exerce sobre a

superfície do líquido é chamada pressão de vapor.

Líquidos diferentes, numa mesma temperatura, apresentam diferentes pressões de vapor, as quais dependem da intensidade das forças intermoleculares da substância no estado líquido.



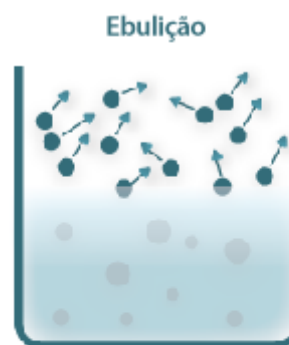
<http://alessandroafonso.blogspot.com/2009/06/propriedades-coligativas.html>

A 20°C, por exemplo, a água apresenta menor pressão de vapor. As interações intermoleculares são mais fracas no álcool, o que permite que seu vapor seja formado com mais facilidade.

Quando um líquido é aquecido há um aumento do número de moléculas no estado de vapor, ou seja, ocorre um aumento da pressão de vapor da substância.

3. Temperatura de ebulição de um líquido

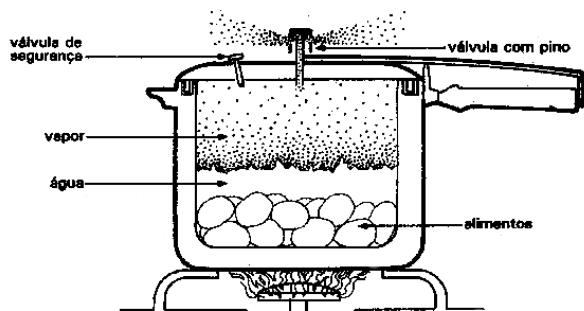
Um líquido entra em ebulição à temperatura na qual a pressão de vapor se iguala à pressão exercida sobre sua superfície, ou seja, à pressão atmosférica.



As bolhas de gás formam-se e sobem no seio do líquido, porque a pressão do gás (das moléculas na fase gasosa) vence a resistência oferecida pela pressão atmosférica

Por conta disso, quando um líquido for aquecido ao nível do mar ele terá uma temperatura de ebulição superior à que esse mesmo líquido teria se fosse aquecido em grandes altitudes, nas quais a pressão atmosférica é menor.

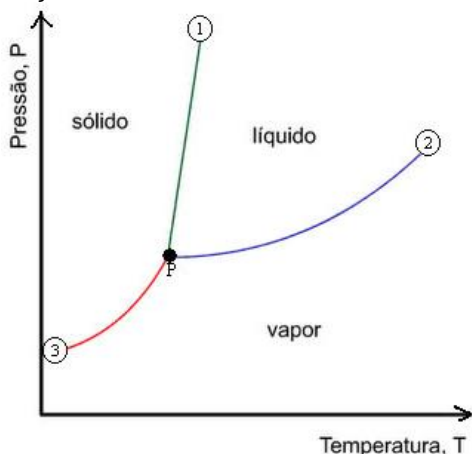
Exemplo: As panelas de pressão são projetadas para reter boa parte do vapor de água, aumentando a pressão interna. A água permanece líquida, acima de 100° C e, em virtude da alta temperatura, os alimentos cozinham mais rápido.



<http://www.vocesabia.net/ciencia/como-funciona-a-panela-de-pressao/>

4. Diagrama de fases de uma substância pura

Trata-se de um modo de expressar como a pressão e a temperatura influenciam nas mudanças de fases de uma substância.



<http://www.brasilecola.com/fisica/diagrama-fases.htm>

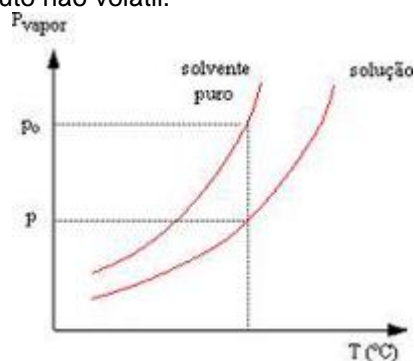
Cada uma dessas curvas indica as condições de pressão e temperatura nas quais duas fases estão em equilíbrio.

As áreas delimitadas por essas linhas representam as condições de pressão e temperatura nas quais uma substância existe em um único estado físico.

O ponto determinado pela interseção das três linhas é o ponto triplo e indica uma condição única de pressão e temperatura na qual encontramos as três fases em equilíbrio.

5. Tonoscopia ou tonometria

O efeito tonoscópico é a diminuição da pressão de vapor de um líquido por adição de um soluto não volátil.



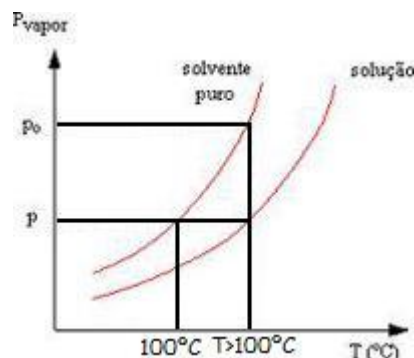
<http://saladeestudosursamaior.webnode.com.br/materias/quimica/press%C3%A3o%20de%20vapor/>

O que determina a diminuição da pressão de vapor é a concentração de soluto presente na solução, e não sua natureza.

Exemplo: Há muito tempo habitantes as regiões áridas perceberam que os lagos de água salgada têm maior dificuldade para secar do que os lagos de água doce. Isso se deve ao efeito tonoscópico produzido pelos sais dissolvidos na água.

6. Ebulioscopia e crioscopia

Ebulioscopia é o estudo da elevação da temperatura de ebulição de um líquido, ocasionado pela dissolução de um soluto não volátil.



<http://saladeestudosursamaior.webnode.com.br/materias/quimica/press%C3%A3o%20de%20vapor/>

O aumento da temperatura de ebulição pode ser justificado pela diminuição da pressão de vapor, causada pela presença das partículas do soluto.

Exemplo: Os legumes cozinham mais rápido quando se adiciona sal à água.

Crioscopia ou criometria é o estudo do abaixamento da temperatura de solidificação de um líquido, provocado pela dissolução de outra substância nesse líquido.

A adição de um soluto não volátil a um solvente provoca um abaixamento na temperatura de congelamento desse solvente, o que pode ser explicado pelo fato das partículas do soluto dificultarem a cristalização do solvente.

Exemplo:

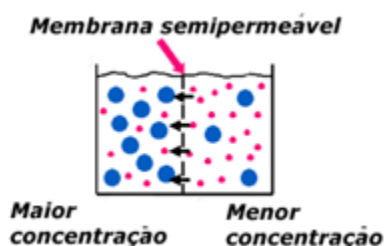


<http://www2.bioqmed.ufrj.br/ciencia/CuriosIceberg.htm>

Quanto mais concentrada for a solução, maior será o aumento da temperatura de ebulição do solvente e maior será o abaixamento da temperatura de congelamento do solvente.

7. Osmose

É a passagem de solvente através de uma membrana semipermeável, isto é, permeável apenas ao solvente. Verifica-se que esse fluxo ocorre espontaneamente do meio menos concentrado para o mais concentrado.



O processo se finaliza quando os dois meios ficam com a mesma concentração de soluto.

Exemplo: Para fazermos carne seca, adicionamos sal à carne. O cloreto de sódio (sal de cozinha) retira a água da carne por osmose, impedindo o crescimento de microorganismos.

Para impedir a diluição da solução mais concentrada, seria necessário aplicar sobre ela uma pressão externa. Essa pressão externa aplicada é chamada pressão osmótica.

EXERCÍCIOS

1. Em um mesmo local, a pressão de vapor de todas as substâncias puras líquidas:?

- tem o mesmo valor à mesma temperatura.
- tem o mesmo valor nos respectivos pontos de ebulição.
- tem o mesmo valor nos respectivos pontos de congelamento.
- aumenta com o aumento do volume de líquido presente à temperatura constante.
- diminui com o aumento do volume de líquido presente à temperatura constante.

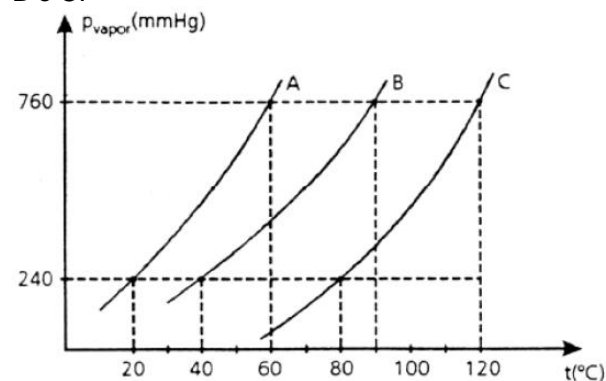
2. A vantagem do uso de panela de pressão é a rapidez para o cozimento dos alimentos e isso se deve:

- à pressão no seu interior, que é igual à pressão externa.
- à temperatura de seu interior, que está acima da temperatura de ebulição da água no local.
- à quantidade de calor adicional que é transferida à panela.
- à quantidade de vapor que está sendo liberada pela válvula.
- à espessura de sua parede, que é maior que das panelas comuns.

3. Num congelador, há cinco formas que contém líquidos diferentes, para fazer gelo e picolés de limão. Se as fôrmas forem colocadas, ao mesmo tempo, no congelador e estiverem, inicialmente, com a mesma temperatura, vai congelar-se primeiro a fôrma que contém 500mL de:

- água
- solução, em água, contendo 50mL de suco de limão.
- solução, em água, contendo 100L de suco de limão.
- solução, em água, contendo 50mL de suco de limão e 50g de açúcar.
- solução, em água, contendo 100mL de suco de limão e 50g de açúcar.

4. O diagrama abaixo se refere a três líquidos A, B e C.



Assinale a alternativa errada:

- O líquido mais volátil é o A.
- A pressão de vapor do líquido B é maior que a do líquido C para uma mesma temperatura.

- c) A temperatura de ebulição a 1atm do liquido C é 120°C.
 d) A temperatura de ebulição no pico do monte Everest (240mmHg) do liquido A é 20°C.
 e) As forças intermoleculares do liquido A são mais intensas em relação aos demais líquidos.

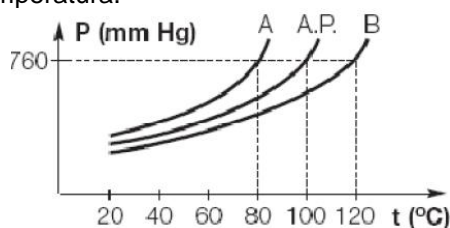
5. Numa mesma temperatura, foram medidas as pressões de vapor dos três sistemas a seguir.

x	100 g de benzeno
y	5,00 g de naftaleno dissolvidos em 100 g de benzeno (massa molar do naftaleno = 128 g/mol)
z	5,00 g de naftaceno dissolvidos em 100 g de benzeno (massa molar do naftaceno = 228 g/mol)

Os resultados, para esses três sistemas, foram: 105,0; 106,4 e 108,2 mm Hg, não necessariamente nessa ordem. Tais valores são, respectivamente, as pressões de vapor dos sistemas:

- a) x = 105,0; y = 106,4; z = 108,2.
 b) y = 105,0; x = 106,4; z = 108,2.
 c) y = 105,0; z = 106,4; x = 108,2.
 d) x = 105,0; z = 106,4; y = 108,2.
 e) z = 105,0; y = 106,4; x = 108,2.

6. Considere o gráfico a seguir, que representa as variações das pressões de vapor da água pura (A.P.) e duas amostras líquidas A e B, em função da temperatura.



Pode-se concluir que, em temperaturas iguais:

- a) a amostra A constitui-se de um liquido menos volátil que a água pura.
 b) a amostra B pode ser constituída de uma solução aquosa de cloreto de sódio.
 c) a amostra B constitui-se de um liquido que evapora mais rapidamente que a água pura.
 d) a amostra A pode ser constituída de solução aquosa de sacarose.
 e) as amostras A e B constituem-se de soluções aquosas preparadas com solutos diferentes.

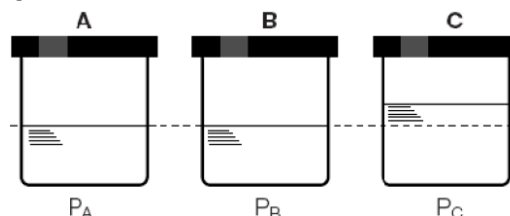
7. Num congelador, há cinco formas que contêm líquidos diferentes, para fazer gelo e picolés de limão. Se as formas forem colocadas ao mesmo tempo no congelador e estiverem, inicialmente, a mesma temperatura, vai-se congelar primeiro a forma que contem 500 mL de:

- a) água pura.
 b) solução, em água, contendo 50 mL de suco de limão.
 c) solução, em água, contendo 100 mL de suco de limão.
 d) solução, em água, contendo 50 mL de suco de limão e 50 g de açúcar.
 e) solução, em água, contendo 100 mL de suco de limão e 50 g de açúcar.

8. Na desidratação infantil aconselha-se a administração de soro fisiológico para reequilibrar o organismo. Quando injetado nas veias, este soro deve:

- a) ser isotônico em relação ao sangue.
 b) ser hipertônico em relação ao sangue.
 c) ser hipotônico em relação ao sangue.
 d) ter pressão osmótica maior do que a do sangue.
 e) ter pressão osmótica menor do que a do sangue.

9. Os três frascos a seguir contem água pura a 25°C.



Vários estudantes, ao medirem a pressão de vapor a 25°C, fizeram quatro anotações:

$$P_A = P_B; P_A \neq P_C; P_C \neq P_B; P_A = P_B = P_C$$

Quantas dessas anotações estão corretas?

- a) Uma.
 b) Duas.
 c) Três.
 d) Todas.
 e) Nenhuma.

10. A concentração de sais dissolvidos no lago conhecido como "Mar Morto" é muito superior as encontradas nos oceanos.

Devido à alta concentração de sais, nesse lago, I — a flutuabilidade dos corpos é maior do que nos oceanos.

II — o fenômeno da osmose provocaria a morte por desidratação de seres vivos que nele tentassem sobreviver.

III — a água congela-se facilmente nos dias de inverno.

Dessas afirmações, somente:

- a) I e correta.
 b) II e correta.
 c) III e correta.
 d) I e II são corretas.
 e) I e III são corretas.

Gabarito:

1. b
2. b
3. a
4. e
5. c
6. b
7. a
8. a
9. b
10. d

BIBLIOGRAFIA

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

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.

LISBOA, J.C.F.: *Química*. 1ª edição. São Paulo: Editora SM, 2010. Volume 1.

http://www.agracadaquimica.com.br/quimica/areal_egal/outros/6.pdf