

Coeficiente de solubilidade, curva de solubilidade e unidades de concentração

Resumo

Coeficiente de solubilidade, curva de solubilidade

Classificação das soluções

Existe uma regra para solubilidade dos compostos, essa regra diz que não é possível ter uma solução ou mistura aonde os compostos não se misturem, para saber se os compostos se misturam define-se que :

"Uma substância polar tende a se dissolver num solvente polar. Uma substância apolar tende a se dissolver num solvente apolar."

Note que a água dissolve muitas substâncias, por esse motivo, costuma ser chamada de solvente universal. Porém ela não dissolve substâncias apolares(maioria das substâncias orgânicas por exemplo)por ser de natureza polar.

Se eu for adicionando sal comum à água pouco a pouco, em temperatura constante e sob agitação contínua, observa-se, em dado momento, que o sal não se dissolve mais. Daí em diante, toda quantidade adicional de sal que for colocada no sistema irá depositar-se(precipitar)no fundo do recipiente; dizemos então que ela se tornou uma solução saturada ou que atingiu o ponto de saturação. O ponto de saturação depende do soluto, do solvente e das condições físicas(a temperatura sempre influenciará no ponto de saturação, e a pressão é especialmente importante em soluções que contêm gases). O ponto de saturação é definido pelo coeficiente(ou grau) de solubilidade.

Coeficiente de solubilidade (ou grau de solubilidade): É a quantidade necessária de uma substância (em geral, em gramas) para saturar uma quantidade padrão (em geral, 100 g, 1.000 g ou 1 L) de solvente, em determinadas condições de temperatura e pressão.

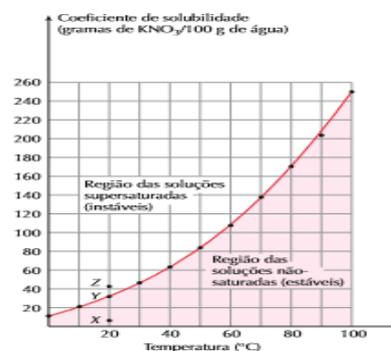
Em função do ponto de saturação, classificamos as soluções em:

1. Não saturadas (ou insaturadas): contêm menos soluto do que o estabelecido pelo coeficiente de solubilidade;
2. Saturadas: solução onde a quantidade de soluto atinge o coeficiente de solubilidade;
3. Supersaturadas: solução onde a quantidade de soluto ultrapassa o coeficiente de solubilidade.

Curvas de solubilidade

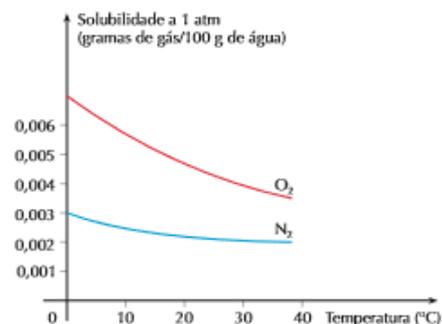
Curvas de solubilidade são os gráficos que apresentam a variação dos coeficientes de solubilidade das substâncias em função da variação da temperatura. Lembrando que esse coeficiente varia com a substância e condições físicas.

No gráfico, notamos que, a 20 ° C, o ponto X representa uma solução não saturada; Y ,uma solução saturada; Z ,uma solução supersaturada. É importante saber que na maior parte das substâncias, o coeficiente de solubilidade aumenta com o aumento da temperatura.



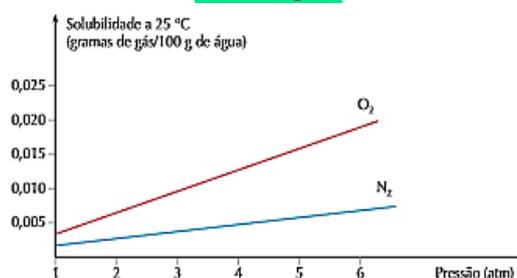
Solubilidade de gases em líquidos

Os gases são, em geral, pouco solúveis em líquidos. A solubilidade dos gases em líquidos depende da pressão e da temperatura. Aumentando-se a temperatura, o líquido tende a “expulsar” o gás, conseqüentemente, a solubilidade do gás diminui, como se vê no gráfico abaixo. Os peixes, por exemplo, não vivem bem em águas quentes, por falta de oxigênio dissolvido na água.



Aumentando-se a pressão sobre o gás, estaremos, de certo modo, empurrando o gás para dentro do líquido, o que equivale a dizer que a solubilidade do gás aumenta. Quando o gás não reage com o líquido, a influência da pressão é expressa pela lei de Henry, que estabelece:

Em temperatura constante, a solubilidade de um gás em um líquido é diretamente proporcional à pressão sobre o gás.



Classificação das soluções quanto ao seu estado físico

- **Soluções sólidas:** Nesse caso, todos os componentes estão no estado sólido. Temos como exemplo as ligas metálicas.
Exemplo: Latão (Zn + Cu)



- **Soluções gasosas:** Todos os componentes estão no estado gasosos. O exemplo mais comum é o do ar atmosférico. Que é composto por gás oxigênio, gás nitrogênio e outros gases.
- **Soluções Líquidas:** Um pouco diferente das anteriores, nesse tipo de solução, pelo menos um dos componentes é líquido. Geralmente teremos o solvente como líquido.

Tipos	Componentes	Exemplo
Gás + Líquido	Um gás e um líquido	Água com gás
Sólido + Líquido	Um sólido e um líquido	Água do mar
Líquido + Líquido	Dois líquidos	Álcool Etílico

Classificação das soluções quanto a condutividade elétrica

- **Solução iônica ou eletrolítica:** Haverá a condução de eletricidade nesse tipo de solução. Isso ocorre devido a presença de íons livres, que podem ser obtidos pela adição de um soluto que sofre dissociações ou ionização. Exemplos: $\text{HCl}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$; $\text{HCl}_{(l)} \rightarrow \text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ (ionização); $\text{NaCl}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$; $\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ Dissociação. A presença desses íons nos dois casos, permite que haja uma condução de corrente elétrica.

- **Solução molecular ou não eletrolítica:** Não haverá a condução de eletricidade nesse tipo de solução. Esse tipo de solução ocorre por exemplo quando adicionamos açúcar em água. Como o açúcar (Sacarose) é uma composto molecular (ligação covalente), não haverá a formação desses íons para que haja uma passagem de corrente elétrica.

Unidades de concentração

Concentração comum (C)

A definição mais simples é: Concentração é a quantidade, em gramas, de soluto existente em 1 litro de solução.

$$C = \frac{\text{Massa do soluto (gramas)}}{\text{Volume do solvente (litros)}} \Rightarrow \frac{m_1}{V}$$

Exemplo: Qual a concentração comum de uma solução preparada com 20 gramas de NaCl sólido e 400 mL de água?

$$400 \text{ ml} = 0,4 \text{ L}$$

$$C = m_1/v = 20 / 0,4 = 50 \text{ g/L}$$

Importante!

É normal confundir com a expressão da densidade que é muito parecida, porém, atente-se as diferenças conceituais:

$$C = \frac{\text{Massa do soluto}}{\text{Volume da solução}} \Rightarrow C = \frac{m_1}{V} \text{ Unidade (em geral): gramas por litro (g/L)}$$

$$C = \frac{\text{Massa da solução}}{\text{Volume da solução}} \Rightarrow d = \frac{m}{V} \text{ Unidade (em geral): gramas por mililitro (g/mL)}$$

A densidade da solução relaciona, portanto, a massa com o volume da própria solução. Ela indica a massa da solução correspondente a uma unidade de volume (por exemplo: 1 mililitro).

Exemplo: Qual a densidade da solução preparada com 50 gramas de NaCl e 150 gramas de água?

$$\text{Massa da solução} = 50 \text{ gramas NaCl} + 150 \text{ gramas de água} = 200 \text{ gramas}$$

$$\text{Volume da solução} = 150 \text{ gramas de água} = 150 \text{ mL de água}$$

$$d = m/v = 200 / 150 = 1,33 \text{ g/mL}$$

Concentração em mols por litro ou molaridade (M)

Até aqui vimos a concentração comum. Nelas aparecem massas (em mg, g, kg, etc.) ou volumes (em mL, L, m³, etc.). Essas concentrações são muito usadas na prática, no comércio, na indústria, etc. Vamos agora estudar outras formas de concentração, nas quais a quantidade do soluto é expressa em mols.

Concentração em mols por litro ou molaridade (M) da solução é a quantidade, em mols, do soluto existente em 1 litro de solução.

Matematicamente, a concentração em mol é expressa por:

$$M = \frac{\text{Quantidade de soluto (mol)}}{\text{volume da solução (L)}} \text{ ou } M = \frac{n}{v}$$

Onde o número de mol (n) pode ser encontrado pela expressão:

$$n = \frac{\text{Massa do soluto (g)}}{\text{Massa molar do soluto (g/mol)}} \text{ ou } n = \frac{m}{MM}$$

Sendo assim podemos concluir que:

$$M = \frac{m_1}{MM_1 \cdot v}$$

Exemplo: Calcule a molaridade de uma solução preparada com 149 gramas de KI em 500 mL de água?

Dados: Massa molar KI = 74,5 g/mol

500 mL = 0,5 L

$M = 149 / 74,5 \cdot 0,5 = 4 \text{ mol/L}$

Título ou percentuais (m/m, v/v e m/v)

Título em massa (%m/m)

Imagine uma solução formada por 20 g de cloreto de sódio e 80 g de água. A massa total será: 20 g + 80 g = 100 g de solução. Assim, podemos dizer que:

$$\frac{20}{100} = 0,2 \% \text{ é a fração da massa total que corresponde ao NaCl}$$

$$\frac{80}{100} = 0,9\% \text{ é a fração da massa total que corresponde ao H}_2\text{O.}$$

A fração em massa do soluto costuma ser chamada de título em massa da solução (T). Assim, definimos:

Título em massa de uma solução (T) é o quociente entre a massa do soluto e a massa total da solução (soluto + solvente).

Título em volume (%v/v) ou Graus Gay-Lussac

Às vezes aparece nos exercícios o título em volume ou a correspondente porcentagem volumétrica de uma solução. As definições são idênticas às anteriores, apenas trocando-se as palavras massa por volume. Isso acontece, por exemplo, em soluções líquido-líquido (dizemos, por exemplo, álcool a 96% quando nos referimos a uma mistura com 96% de álcool e 4% de água em volume)

Exemplo:

A análise de um vinho revelou que ele contém 18 mL de álcool em cada copo de 120 mL. Qual é o título em volume desse vinho?

$$T_{v/v} = \frac{\text{Volume do soluto}}{\text{Volume da solução}} \rightarrow T_{v/v} = \frac{18}{120} \rightarrow T_{v/v} = 0,15$$

Ou seja, corresponde a 15% de álcool, em volume.

Título em massa/volume (%m/v)

Às vezes aparece nos exercícios o título em massa por volume ou a correspondente porcentagem em massa do soluto e volumétrica da solução. As definições são idênticas às anteriores. Isso acontece, por exemplo, em soluções sólido-líquido.

Exemplo: NaCl a 10% m/v quando nos referimos a uma mistura com 10g de NaCl em 100mL de água.

Partes por milhão (ppm)

Além da concentração comum, do título e da molaridade, existem muitas outras maneiras de expressar a concentração de uma solução. Uma delas é o da concentração expressa em partes por milhão (ppm). É usada para soluções extremamente diluídas, ou seja, que apresentam uma quantidade de soluto muito pequena dissolvida em uma quantidade muito grande de solvente (ou de solução).

Por exemplo, sabemos que a qualidade do ar atmosférico se torna inadequada quando há mais de 0,000015 g de monóxido de carbono (CO) por grama de ar. Como o uso desse valor pequeno dificulta na hora de fazer certos cálculos, expressamos a seguinte relação:

Se $15 \cdot 10^{-6}$ g de CO — 1 g de ar
 Multiplicando por 10^6
 então: 15 g de CO — 10^6 g de ar (ou 1 milhão de gramas de ar)

Assim chegamos a conclusão que 15 partes de CO em 1 milhão de partes do ar ou 15 ppm de CO no ar. Como a comparação foi feita entre massa (gramas de CO) e massa (gramas de ar), costuma-se especificar ppm(m /m). Essa notação evita a confusão entre comparações semelhantes, mas feitas entre massa e volume (m /v), volume e volume (v/v), etc. Análogo ao conceito de ppm é o de partes por bilhão (ppb), no qual a comparação é feita entre 1 parte e 1 bilhão (10^9) de partes.

Relação entre unidades (molaridade, densidade, título e massa molar)

$$C = M \cdot MM = \% \cdot d$$

Onde:

C = Concentração comum (g/L)

M = Molaridade (mol/L)

MM = massa molar do soluto (g/mol)

% = título em massa

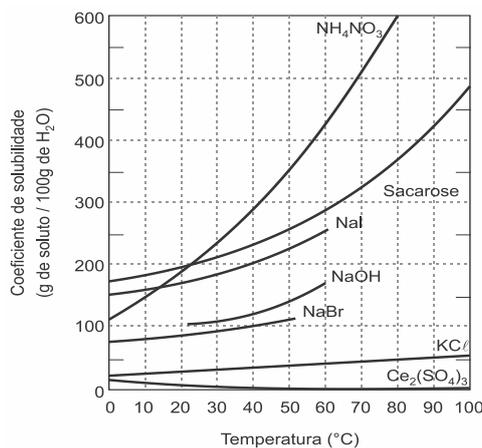
d = densidade (g/mL)

Exercícios

1. O cloreto de potássio é um sal que adicionado ao cloreto de sódio é vendido comercialmente como "sal light", com baixo teor de sódio. Dezoito gramas de cloreto de potássio estão dissolvidos em 200 g de água e armazenados em um frasco aberto sob temperatura constante de 60°C. Qual a massa mínima e aproximada de água que deve ser evaporada para iniciar a cristalização do soluto?

Dados: Considere a solubilidade do cloreto de potássio a 60°C igual a 45 g/100 g de água.

- 160 g
 - 120 g
 - 40 g
 - 80 g
 - 60 g
2. Curvas de solubilidade, como as representadas no gráfico abaixo, descrevem como os coeficientes de solubilidade de substâncias químicas, em um determinado solvente, variam em função da temperatura.



Fonte: BRADY, James E., RUSSELL, Joel W., HOLM, John R. *Química: a matéria e suas transformações*. 3. ed. LTC: Rio de Janeiro, V. 1, 2002. p. 385.

Considerando as informações apresentadas pelo gráfico acima, assinale a alternativa correta.

- Todas as substâncias químicas são sais, com exceção da sacarose.
- O aumento da temperatura de 10°C para 40°C favorece a solubilização do sulfato de cério (III) em água.
- A massa de nitrato de amônio que permanece em solução, quando a temperatura da água é reduzida de 80°C para 40°C, é de aproximadamente 100 g.
- A dissolução do iodeto de sódio em água é endotérmica.
- A 0°C todas as substâncias químicas são insolúveis em água.

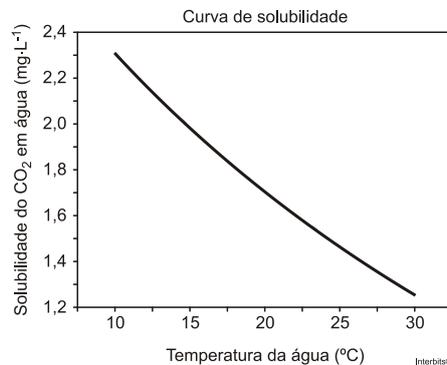
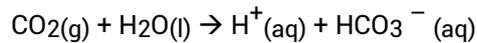
3. Determinadas substâncias são capazes de formar misturas homogêneas com outras substâncias. A substância que está em maior quantidade é denominada solvente e a que se encontra em menor quantidade é denominada de soluto. O cloreto de sódio (NaCl) forma solução homogênea com a água, em que é possível solubilizar, a 20° C, 36 g de NaCl em 100g de água. De posse dessas informações, uma solução em que 545 g de NaCl estão dissolvidos em 1,5 L de água a 20°C, sem corpo de fundo, é:
- insaturada.
 - concentrada.
 - supersaturada.
 - diluída.
 - pura.
4. A solubilidade do cloreto de potássio (KCl) em 100 g de água, em função da temperatura é mostrada na tabela abaixo:

Temperatura (°C)	Solubilidade (gKCl em 100 g de água)
0	27,6
10	31,0
20	34,0
30	37,0
40	40,0
50	42,6

Ao preparar-se uma solução saturada de KCl em 500 g de água, a 40°C e, posteriormente, ao resfriá-la, sob agitação, até 20°C, é correto afirmar que:

- nada precipitará.
- precipitarão 6 g de KCl.
- precipitarão 9 g de KCl.
- precipitarão 30 g de KCl.
- precipitarão 45 g de KCl.

5. Os refrigerantes possuem dióxido de carbono dissolvido em água, de acordo com a equação química e a curva de solubilidade representadas abaixo. Equação química:



No processo de fabricação dos refrigerantes,

- o aumento da temperatura da água facilita a dissolução do $\text{CO}_2(\text{g})$ na bebida.
 - a diminuição da temperatura da água facilita a dissolução do $\text{CO}_2(\text{g})$ na bebida.
 - a diminuição da concentração de $\text{CO}_2(\text{g})$ facilita sua dissolução na bebida.
 - a dissolução do $\text{CO}_2(\text{g})$ na bebida não é afetada pela temperatura da água.
 - o ideal seria utilizar a temperatura da água em 25°C , pois a solubilidade do $\text{CO}_2(\text{g})$ é máxima.
6. É muito comum o uso de expressões no diminutivo para tentar "diminuir" a quantidade de algo prejudicial à saúde. Se uma pessoa diz que ingeriu 10 latinhas de cerveja (300 mL cada) e se compara a outra que ingeriu 6 doses de cachacinha (50 mL cada), pode-se afirmar corretamente que, apesar de em ambas as situações haver danos à saúde, a pessoa que apresenta maior quantidade de álcool no organismo foi a que ingeriu

Dados: teor alcoólico na cerveja = 5% v/v; teor alcoólico na cachaça = 45% v/v.

- as latinhas de cerveja, porque o volume ingerido é maior neste caso.
- as cachacinhas, porque a relação entre o teor alcoólico e o volume ingerido é maior neste caso.
- as latinhas de cerveja, porque o produto entre o teor alcoólico e o volume ingerido é maior neste caso.
- as cachacinhas, porque o teor alcoólico é maior neste caso.
- ambas possuem teor alcoólico igual.

7. Considere duas latas do mesmo refrigerante, uma na versão diet e outra na versão comum. Ambas contêm o mesmo volume de líquido (300 mL) e têm a mesma massa quando vazias. A composição do refrigerante é a mesma em ambas, exceto por uma diferença: a versão comum contém certa quantidade de açúcar, enquanto a versão diet não contém açúcar (apenas massa desprezível de um adoçante artificial). Pesando-se as duas latas fechadas de refrigerante, foram obtidos os seguintes resultados.

Amostra	Massa
Lata com refrigerante comum	331,2
Lata com refrigerante "diet"	316,2

Por esses dados, pode-se concluir que a concentração, em g/L, de açúcar no refrigerante comum é de, aproximadamente,

- a) 0,020
 - b) 0,050
 - c) 1,1
 - d) 20
 - e) 50
8. O vinagre é um produto alimentício resultante da fermentação do vinho que, de acordo com a legislação nacional, deve apresentar um teor mínimo de ácido acético (CH_3COOH) de 4% (v/v). Uma empresa está desenvolvendo um *kit* para que a inspeção sanitária seja capaz de determinar se alíquotas de 1 mL de amostras de vinagre estão de acordo com a legislação. Esse *kit* é composto por uma ampola que contém uma solução aquosa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,1 mol/L e um indicador que faz com que a solução fique cor-de-rosa, se estiver básica, e incolor, se estiver neutra ou ácida. Considere a densidade do ácido acético igual a 1,10 g/cm³, a massa molar do ácido acético igual a 60 g/mol e a massa molar do hidróxido de cálcio igual a 14 g/mol. Qual é o valor mais próximo para o volume de solução de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, em mL, que deve estar contido em cada ampola do *kit* para garantir a determinação da regularidade da amostra testada?
- a) 3,7
 - b) 6,6
 - c) 7,3
 - d) 25
 - e) 36

9. Laboratórios de química geram como subprodutos substâncias ou misturas que, quando não têm mais utilidade nesses locais, são consideradas resíduos químicos. Para o descarte na rede de esgoto, o resíduo deve ser neutro, livre de solventes inflamáveis e elementos tóxicos como Pb, Cr e Hg. Uma possibilidade é fazer uma mistura de dois resíduos para obter um material que apresente as características necessárias para o descarte. Considere que um laboratório disponha de frascos de volumes iguais cheios dos resíduos, listados no quadro.

Tipos de resíduos	
I.	Solução de H_2CrO_4 0,1 mol/L
II.	Solução de NaOH 0,2 mol/L
III.	Solução de HCl 0,1 mol/L
IV.	Solução de H_2SO_4 0,1 mol/L
V.	Solução de CH_3COOH 0,2 mol/L
VI.	Solução de NaHCO_3 0,1 mol/L

Qual combinação de resíduos poderá ser descartada na rede de esgotos?

- a) I e II
 - b) II e III
 - c) II e IV
 - d) V e VI
 - e) IV e VI
10. Com o avanço dos recursos tecnológicos, vem crescendo a importância das simulações computacionais como metodologia auxiliar à química experimental. Nas simulações, podem-se descrever os detalhes microscópicos de um sistema, como, por exemplo, o número exato de moléculas de cada espécie. Se, em uma simulação de solução aquosa de ureia, há 1 molécula de ureia para cada 111 moléculas de água, a concentração correspondente da ureia em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, nessa solução, é

Dado: $d_{\text{água}} = 1 \text{ g/mL}$.

- a) 0,0009
- b) 0,09
- c) 0,11
- d) 0,5
- e) 1,11

Gabarito

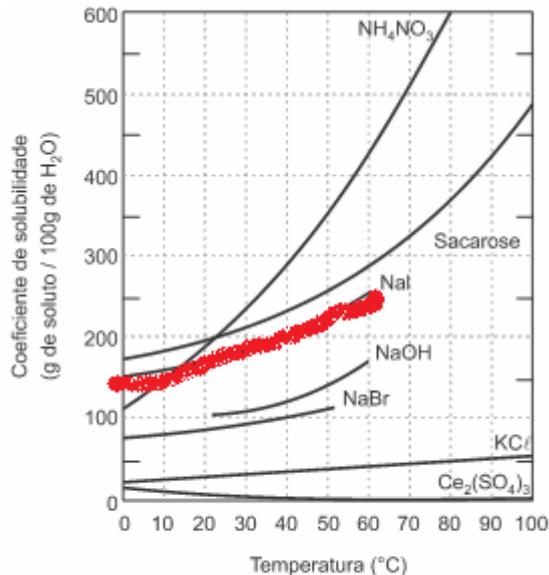
1. **A**

45g – 100g

18g – 40g

Como se tem uma massa de 200g de água e mínimo de água que se deve ter para solubilizar 18g do sal são 40g de água. Para chegar na resposta: $200 - 40$.

2. **D**



Fonte: BRADY, James E., RUSSELL, Joel W., HOLUM, John R. Química: a matéria e suas transformações. 3. ed. LTC: Rio de Janeiro, V. 1, 2002. p. 385.

A medida que se aumenta a temperatura a solubilidade do NaI também aumenta.

3. **C**

Como a densidade da água é de $1\text{g/cm}^3 \rightarrow 1,5\text{L} \rightarrow 1,5\text{Kg}$

36g – 100g

$545\text{g} - 1514\text{g} \rightarrow$ Será necessária uma massa de 1514g de água.

4. **D**

Solução Saturada a 40 graus $\rightarrow 40\text{g}$ em 100g de água

200g em 500g de água

Solução Saturada a 20 graus $\rightarrow 34\text{g}$ em 100g de água

Xg em 500g de água $\rightarrow x = 170$

Precipitou: $200 - 170$

5. **B**

Como podemos analisar pelo gráfico a dissolução do dióxido de carbono em água é exotérmica, ou seja é favorecida pelo abaixamento da temperatura.

6. C

Cerveja

Volume total ingerido: 3300 mL

Teor alcoólico: 5%

Volume de álcool ingerido: 165 mL

Cachaça

Volume total ingerido: 300 mL

Teor alcoólico: 45%

Volume de álcool ingerido: 135 mL

7. E

A diferença entre as massas das latas origina a massa de sacarose no refrigerante comum: $331,2 - 316,2 = 15$ g de sacarose em 300 mL de refrigerante comum. Cálculo da concentração em g/L:

$$\frac{15 \text{ g sacarose}}{300 \text{ mL refrigerante comum}} \cdot \frac{1000 \text{ mL refrigerante comum}}{1 \text{ L refrigerante comum}} = 50 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

8. A

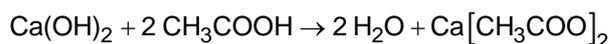
Teor mínimo de ácido acético (CH_3COOH) = 4% (v/v) = $\frac{4 \text{ mL}}{100 \text{ mL}}$

$$\left. \begin{array}{l} 4 \text{ mL de } \text{CH}_3\text{COOH} \text{ ————— } 100 \text{ mL de vinagre} \\ V_{\text{CH}_3\text{COOH}} \text{ ————— } 1 \text{ mL de vinagre} \end{array} \right\} V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{4 \text{ mL} \times 1 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = 0,04 \text{ mL}$$

$$d_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,10 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 1,10 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1,10 \text{ g de } \text{CH}_3\text{COOH} \text{ ————— } 1 \text{ mL} \\ m_{\text{CH}_3\text{COOH}} \text{ ————— } 0,04 \text{ mL} \end{array} \right\} m_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{1,10 \text{ g} \times 0,04 \text{ mL}}{1 \text{ mL}} = 0,044 \text{ g}$$

$$M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$74 \text{ g} \text{ ————— } 2 \times 60 \text{ g}$$

$$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} \text{ ————— } 0,044 \text{ g}$$

$$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{74 \text{ g} \times 0,044 \text{ g}}{2 \times 60 \text{ g}} = 0,027 \text{ g}$$

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = \underbrace{(0,1 \times 74)}_{7,4} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$7,4 \text{ g} \text{ ————— } \overbrace{1000 \text{ mL}}^{1 \text{ L}}$$

$$0,027 \text{ g} \text{ ————— } V$$

$$V = \frac{0,027 \text{ g} \times 1000 \text{ mL}}{7,4 \text{ g}}$$

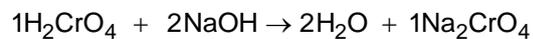
$$V \approx 3,7 \text{ L}$$

9. C

Características necessárias para o descarte: o resíduo deve ser neutro, livre de solventes inflamáveis e elementos tóxicos como Pb, Cr e Hg.

I e II:

H_2CrO_4 0,1 mol/L e NaOH 0,2 mol/L



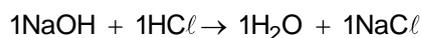
1 mol — 2 mol — 1 mol

0,1 mol — 0,2 mol — 0,1 mol
resíduo com Cr

Conclusão: a solução apresenta um sal que contém Cr.

II e III:

NaOH 0,2 mol/L e HCl 0,1 mol/L

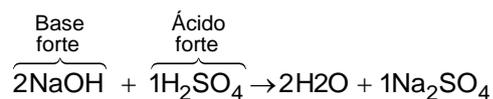


1 mol — 1 mol

Conclusão: a solução não é neutra.

II e IV:

NaOH 0,2 mol/L e H_2SO_4 0,1 mol/L



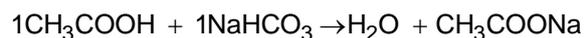
2 mol — 1 mol

0,2 mol — 0,1 mol

Conclusão: a solução é neutra (poderá ser descartada).

V e VI:

CH_3COOH 0,2 mol/L e NaHCO_3 0,1 mol/L



1 mol — 1 mol

0,2 mol — 0,1 mol
excesso de ácido

Conclusão: a solução não é neutra.

10. D

1 molécula de ureia \rightarrow 111 moléculas de água

1 mol de ureia \rightarrow 111 mols de água

1 mol de água \rightarrow 18g

111 mol de água \rightarrow 2000g \rightarrow 2L

1 mol de ureia em 2L de água \rightarrow 0,5 mol de ureia por Litro de água