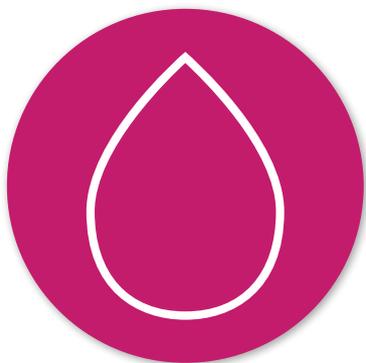




# SOLUÇÕES





# SOLUÇÕES

Chega de dispersar! Com concentração nas nossas videoaulas, temos as soluções para os seus problemas! Aprenda sobre soluções, dispersões e concentração.

**Esta subárea é composta pelos módulos:**

- 1. Exercícios Aprofundados: Dispersões e Soluções**
- 2. Exercícios Aprofundados: Concentração das Soluções**





# DISPERSÕES E SOLUÇÕES

**1.** (UEM 2016) Assinale o que for correto sobre as principais fontes poluidoras, de contaminação e, também, os parâmetros de qualidade da água encontrados nos rios e lagos brasileiros.

**01.** O uso diário de sabões nos domicílios atinge os sistemas de esgotos, podendo chegar diretamente aos rios e lagos. Os sabões fabricados a partir de óleos e gorduras são biodegradáveis e podem ser decompostos sob a ação de microrganismos que vivem em ambientes aquáticos.

**02.** Os agrotóxicos com ação fungicida são os únicos que não são transportados pelas águas das chuvas para os rios e lagos, pois se fixam somente nos fungos das plantas e se transformam em resíduos sólidos, não interferindo na qualidade das águas.

**04.** A turbidez nos rios e lagos ocorre devido a algumas causas naturais como partículas de rochas e de solos, de algas, entre outros microrganismos, e ações do homem, como o despejo de esgotos domésticos e industriais. No entanto, a turbidez não é um parâmetro que, se for analisado isoladamente, comprova que a água está poluída.

**08.** A escala de pH é utilizada para expressar as concentrações de  $H^+$  e  $OH^-$  presentes nos sistemas naturais, como as águas dos rios e lagos. O pH é modificado pela quantidade de matéria morta a ser decomposta. Portanto, quanto maior a quantidade de matéria orgânica disponível nesses ambientes, menor o pH.

**16.** A quantidade de oxigênio dissolvido, essencial para a vida existente nos cursos de água, rios e lagos, depende de alguns fatores como temperatura, pressão atmosférica e profundidade. Quanto maior a pressão atmosférica, maior é a concentração de oxigênio dissolvido.

---

---

---

**2.** (FAMEMA 2017) Considere duas soluções aquosas: uma de soro fisiológico (cloreto de sódio a 0,9% m/V) e outra de soro glicosado (glicose a 5% m/V).

**a.** Qual dessas soluções é melhor condutora elétrica? Justifique sua resposta.

**b.** Determine a quantidade, em mol, de moléculas de glicose,  $C_6H_{12}O_6$ , presentes em 100 mL de soro glicosado e a quantidade total, em mol, de íons  $Na^+$  e  $Cl^-$  presentes em 100 mL de soro fisiológico.

---

---

---

**3.** (UEL 2017) Durante os Jogos Olímpicos Rio 2016, alguns jogos de futebol foram realizados às 13h, obrigando os atletas a tomarem um café da manhã rico em



carboidratos às 9h. O amido, constituído principalmente de glicose com ligações glicosídicas, é o polissacarídeo mais abundante nos cereais, como trigo, arroz e batata. Já as competições realizadas no Parque Aquático Maria Lenk chamaram a atenção não só pelo desempenho do nadador Michael Phelps, mas também devido a problemas fora da competição, como, por exemplo, a mudança da cor da água da piscina utilizada nas provas de saltos ornamentais, de azul para verde, bem como o caso do nadador Ryan Lochte, que, além de mentir sobre um suposto assalto à mão armada, confessou, em entrevistas, que costuma urinar em piscinas.

Sobre o tema mencionado, responda aos itens a seguir.

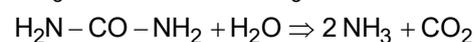
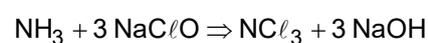
a. Sabe-se que o calor médio de combustão para o carboidrato é de 4,20 kcal por grama e que o organismo humano aproveita apenas 30% da energia liberada pela combustão.

Se um atleta necessita de 40,00 kJ de energia para participar de uma partida de futebol, determine a massa, em gramas, de macarrão que o atleta deve ingerir para finalizar a partida.

Dado: 1 kcal = 4,18 kJ

b. Urinar em piscinas contendo hipoclorito de sódio, além de ser uma atitude anti-higiênica, pode ocasionar a formação de compostos tóxicos, como o tricloreto de nitrogênio.

Considerando que toda a ureia contida na urina seja convertida em amônia e que ocorra a reação entre a amônia e o hipoclorito de sódio, conforme reação a seguir,



determine o número de mols de ureia

necessário para consumir todo o hipoclorito de sódio em uma piscina de 2.000.000 litros, contendo 3,00 mg/L de NaClO.

Dados:

- massa molar da ureia ( $\text{H}_2\text{N} - \text{CO} - \text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ) = 60,07 g/mol

- massa molar do hipoclorito de sódio ( $\text{NaClO}$ ) = 74,44 g/mol

---

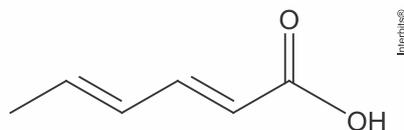
---

---

### TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Leia o texto a seguir para responder à(s) questão(ões).

O ácido sórbico é um ácido orgânico, cuja fórmula molecular é  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_2$ . Ele é uma substância utilizada como conservante de alimentos. Recentemente, em uma operação deflagrada pela Polícia Federal, foi constatado que, em algumas amostras de carne bovina, este ácido estava presente em quantidade superior à permitida pela Agência Nacional de Vigilância Sanitária (ANVISA).



Estrutura química do ácido sórbico

4. (PUCRJ 2017) O valor do  $K_a$  do ácido sórbico (a 25 °C) é  $1,6 \times 10^{-5}$ ; e a sua solubilidade, por 100 g de água, é de 0,150 g (a 25 °C) e 0,340 g (a 40 °C). Considerando soluções aquosas desse ácido, faça o que se pede.



a. Calcule o pH de uma solução aquosa  $0,010 \text{ molL}^{-1}$  desse ácido, a  $25^\circ\text{C}$ .

Dado:  $\log 4 = 0,6$

b. Um volume de  $50 \text{ mL}$  de sobrenadante de uma solução aquosa, saturada de ácido sórbico (a  $40^\circ\text{C}$ ), foi transferido para um frasco, e se deixou esfriar até a temperatura ambiente ( $25^\circ\text{C}$ ). Após uma agitação com bastão de vidro, observou-se a formação de precipitado, cuja massa você deve calcular, assumindo a massa específica da solução aquosa igual a  $1,00 \text{ g mL}^{-1}$ , independentemente da temperatura e da presença de soluto.

---

---

---

a. A etapa 4 consiste na reação entre  $\text{CuO}$  e um ácido, obtendo ainda como produto a água. Escreva a equação balanceada da reação desta etapa e dê o nome do ácido utilizado.

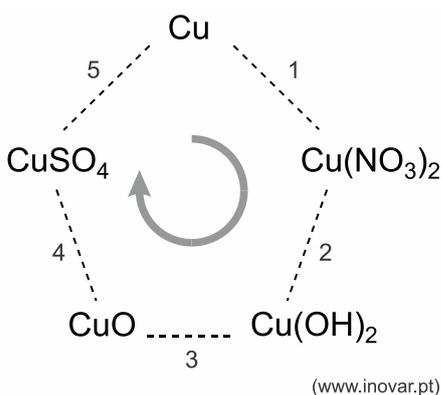
b. Para realizar a etapa 2 do ciclo dispõe-se de  $250 \text{ mL}$  de uma solução de  $\text{NaOH } 2,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Considerando as massas molares do cobre e do hidróxido de sódio iguais a  $64 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  e  $40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ , respectivamente, calcule a massa de cobre que, após reagir com o  $\text{HNO}_3$  em quantidade suficiente, poderá ser reciclada nessas etapas, considerando-se um rendimento de reação de  $100\%$ .

---

---

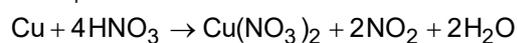
---

5. (UNISA - MEDICINA 2016) O cobre é um metal muito utilizado na indústria e na construção civil. Sua reciclagem pode ser realizada através de uma série de reações cuja sequência é conhecida como ciclo do cobre, representado no esquema.

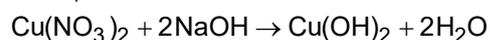


Nas etapas 1 e 2 ocorrem as reações a seguir:

- etapa 1:



- etapa 2:



6. (IME 2016) O sulfato cúprico anidro é obtido a partir da reação de uma solução aquosa de ácido sulfúrico  $98\%$  (em massa), a quente, com cobre. Sabendo que a solução aquosa de ácido sulfúrico tem massa específica  $1,84 \text{ g/cm}^3$  e que o ácido sulfúrico é o reagente limitante, calcule a massa de sulfato cúprico obtida a partir da reação de  $10,87 \text{ mL}$  da solução aquosa de ácido sulfúrico.

---

---

---

7. (UEM 2015) Assinale o que for correto.

01. Para que  $12 \text{ litros}$  de um certo refrigerante à base de cola sejam preparados, são adicionados  $12.000 \text{ miligramas}$  de ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) em um recipiente apropriado e completa-se o volume deste para  $12 \text{ litros}$ . Obtemos, assim, uma solução com concentração de  $1 \text{ grama/litro}$  de  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .



02. Tendo-se 1 litro de uma solução com concentração 200 gramas/litro de  $\text{CuSO}_4$  (densidade = 1,2 grama/ $\text{cm}^3$ ), a massa de água desta solução será de 1,4 quilograma.

04. Em uma solução de sulfato de sódio com concentração de 2 mol/litro, considerando-se a dissociação completa, a concentração de íons sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) é 4 mol/litro.

08. Se uma amostra de água contém 2 ppm de um certo metal pesado, significa que em massa há 2 gramas desse metal em 1.000.000 de gramas de solução.

16. Comparando-se a volatilidade dos diferentes líquidos, tais como a água, o etanol e o éter dietílico, a água é o que apresenta maior ponto de ebulição; e o éter dietílico, o menor ponto de ebulição. Conclui-se, portanto, que a água é a que apresenta maior pressão de vapor.

---

---

---

8. (UEM 2015) Assinale o que for correto.

01. A força de um ácido está diretamente associada com o número de átomos de hidrogênio em sua molécula. Portanto, o ácido ortofosfórico é mais forte do que o ácido sulfúrico.

02. Quando se faz borbulhar cloro gasoso em uma solução aquosa de  $\text{NaBr}$ , forma-se cloreto de sódio na solução e há liberação de bromo. Este é um exemplo de uma reação de deslocamento.

04. A concentração, em quantidade de matéria por massa, de uma solução preparada pela dissolução de 2 gramas de  $\text{NaOH}$  em 200 mililitros

de água é de 0,00025 mols/kg. Dados: densidade da água = 1,0 grama/mililitro.

08. A mistura de 150 mililitros de uma solução aquosa de  $\text{HCl}$  de concentração 0,1 mol/litro com 350 mililitros de uma solução aquosa de  $\text{NaOH}$  de concentração 0,2 mol/litro resulta em uma solução de concentração igual a aproximadamente 0,03 mol/litro em  $\text{NaCl}$ .

16. Uma solução coloidal pode ter sua fase dispersa separada de sua fase de dispersão utilizando-se ultrafiltros.

---

---

---

---

9. (UEM 2015) Considere duas soluções aquosas A e B. A solução A é preparada dissolvendo-se 0,855 gramas de  $\text{Ba(OH)}_2$  em 100 mililitros de água e a solução B é preparada dissolvendo-se 0,36 gramas de  $\text{HCl}$  em 100 mililitros de água. Sobre o exposto, assinale o que for correto.

01. A solução A possui concentração molar igual a 0,05 mol/l.

02. A solução B possui concentração molar igual a 0,01 mol/l.

04. Ao se misturarem as soluções A e B tem-se uma solução de pH ácido.

08. Ao se misturarem as soluções A e B tem-se uma solução com concentração molar em  $\text{Ba(OH)}_2$  igual a 0,00225 mol/l.

16. Ao se misturarem 5 mililitros da solução A com a solução B tem-se uma solução de pH ácido.

---

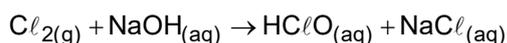
---

---

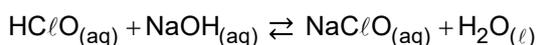


**10.** (UERJ 2015) A água sanitária é um produto de limpeza obtido a partir do borbulhamento de cloro gasoso em solução aquosa de  $\text{NaOH}$ , conforme apresentado nas equações químicas consecutivas a seguir.

Equação A:



Equação B:



Em uma fábrica, a produção de água sanitária é iniciada com a dissolução de  $\text{Cl}_2$  e  $\text{NaOH}$  em água, nas concentrações de  $0,20$  e  $0,34 \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$ , respectivamente. Ao final do processo de produção, o  $\text{Cl}_2$  foi consumido por completo, restando  $80\%$  do  $\text{HClO}$  formado na equação A.

Calcule, em  $\text{mol} \times \text{L}^{-1}$ , a concentração de  $\text{NaOH}$  no produto final.

Em seguida, escreva a equação química que representa a hidrólise do  $\text{NaClO}$ .

---

---

---

**11.** (UEPG 2015) Uma solução aquosa de  $\text{HCl}$  tem densidade igual a  $1,20 \text{ g/mL}$  e contém  $40\%$  em massa de  $\text{HCl}$ . Com relação a essa solução, assinale o que for correto.

Dados:

$$\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{H} = 1 \text{ g/mol}$$

**01.** O volume dessa solução que contém  $24 \text{ g}$  de  $\text{HCl}$  é de  $50 \text{ mL}$ .

**02.** Uma solução aquosa de  $\text{HCl}$  de concentração  $40\%$  em massa significa

que esta consiste de  $40 \text{ g}$  de  $\text{HCl}$  e  $60 \text{ g}$  de água.

**04.** A massa de água em gramas existente em  $1,0 \text{ L}$  de solução do ácido na concentração de  $40\%$  em massa é de  $720 \text{ g}$ .

**08.** Sabendo-se que  $1,0 \text{ mol}$  do  $\text{HCl}$  corresponde a  $36,5 \text{ g}$ , a molaridade da solução de  $\text{HCl}$   $40\%$  em massa é de aproximadamente  $13,1 \text{ mol/L}$ .

**16.** Transferindo  $100 \text{ mL}$  dessa solução para um balão volumétrico de  $500 \text{ mL}$  e completando-se o volume com água obtém-se uma solução  $2,62 \text{ mol/L}$ .

**12.** (IME 2015) Uma pequena indústria farmacêutica constatou que a água destinada aos seus processos produtivos encontrava-se contaminada por ferro. O técnico responsável pelo laboratório de controle de qualidade coletou uma amostra de  $50,0 \text{ mL}$  da água de processo e realizou uma titulação com solução padronizada  $0,025 \text{ mol/L}$  de  $\text{KMnO}_4$ , em meio ácido. À medida que a reação progredia, o técnico observou que a coloração violeta-escuro, característica da solução de permanganato de potássio adicionada, tornava-se rapidamente clara, sinalizando a redução do  $\text{MnO}_4^{1-}$  a  $\text{Mn}^{2+}$  por  $\text{Fe}^{2+}$ . Após a adição de  $40,0 \text{ mL}$  de titulante, a cor violeta do permanganato de potássio passou a prevalecer, indicando que todos os íons  $\text{Fe}^{2+}$  haviam sido consumidos ao serem oxidados a  $\text{Fe}^{3+}$ . A seguir, a amostra foi tratada com zinco metálico, de modo que todos os íons  $\text{Fe}^{3+}$  foram convertidos em íons  $\text{Fe}^{2+}$ . Em uma última etapa, foram adicionados  $60,0 \text{ mL}$  da mesma solução de  $\text{KMnO}_4$  oxidando todos os íons  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}^{3+}$ . Determine as concentrações molares dos íons  $\text{Fe}^{2+}$  e  $\text{Fe}^{3+}$  na amostra inicial.

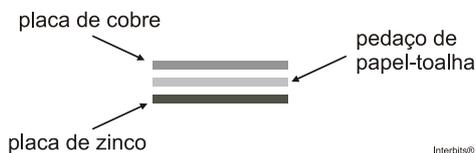
---

---

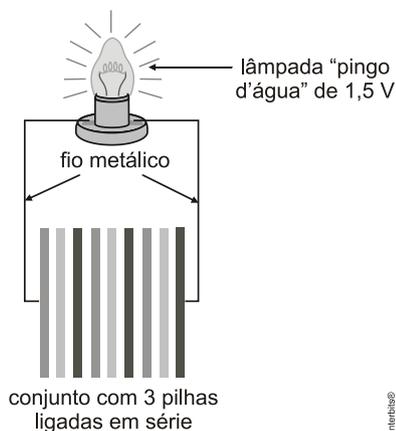


**TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:**

Em um laboratório didático, um aluno montou pilhas elétricas usando placas metálicas de zinco e cobre, separadas com pedaços de papel-toalha, como mostra a figura.



Utilizando três pilhas ligadas em série, o aluno montou o circuito elétrico esquematizado, a fim de produzir corrente elétrica a partir de reações químicas e acender uma lâmpada.



Com o conjunto e os contatos devidamente fixados, o aluno adicionou uma solução de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ) aos pedaços de papel-toalha de modo a umedecê-los e, instantaneamente, houve o acendimento da lâmpada.

**13.** (UNESP 2015) Sabe-se que o aluno preparou 400 mL de solução de sulfato de cobre com concentração igual a  $1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Utilizando os dados da Classificação Periódica, calcule a massa necessária de sal utilizada no preparo de tal solução e expresse a equação balanceada de dissociação desse sal em água.

---

---

**14.** (UEM 2014) Assinale o que for correto.

- 01. A maionese é um coloide classificado como emulsão.
- 02. Ligas metálicas utilizadas na fabricação de quadros de bicicletas são classificadas como soluções sólidas.
- 04. A concentração iônica de  $\text{Cl}^-$ , em uma solução aquosa contendo 0,6 mol/litro de  $\text{MgCl}_2$  completamente dissolvido, é igual a 0,6 mol/litro.
- 08. Se, na titulação de 4,0 mililitros de uma solução aquosa de  $\text{HCl}$ , são consumidos 20 mililitros de uma solução aquosa de  $\text{NaOH}$  de concentração 0,8 mol/litro, a concentração da solução ácida é igual a 0,4 mol/litro.
- 16. Ao se adicionar um punhado de açúcar em água pura, a diminuição da pressão de vapor da mistura em relação à água pura é causada pelo efeito tonoscópico.

---

---

---

**15.** (IFSC 2014) Uma enfermeira precisa preparar um medicamento para ser injetado em um paciente com problemas respiratórios. O médico prescreveu um bronco-dilatador na dosagem de 125mg/kg. O paciente pesa 80kg e a enfermeira dispõe de ampolas do medicamento na concentração de 1g/mL. Ela precisa calcular quantos mL devem ser succionados da ampola do medicamento para depois injetá-los em um litro de soro fisiológico, que será administrado ao paciente de forma intravenosa, por 2 horas.

Com base na situação apresentada acima assinale a soma da(s) proposição(ões) CORRETA(S).



01. A enfermeira precisará succionar 20mL do medicamento contido na ampola.

02. A massa total de medicamento a ser injetado no paciente é 10g.

04. Serão administrados 20mL da solução por hora, no paciente.

08. A concentração final da solução preparada será aproximadamente 10g/L.

16. A concentração final da solução preparada será aproximadamente 10mol/L.

---

---

---

16. (UEM-PAS 2014) O paracetamol ( $C_8H_9NO_2$ ) é o princípio ativo do medicamento Tylenol®, utilizado como analgésico e antitérmico. Pode ser comercializado na forma de solução oral ( $200\text{ mg}\cdot\text{mL}^{-1}$ ) ou comprimido (500 mg ou 750 mg). É um dos analgésicos mais utilizados, porém é altamente perigoso para o fígado, devido ao seu alto potencial hepatotóxico, não devendo ser utilizados mais do que 8 comprimidos de 500 mg ao dia. Com base nessas informações, assinale o que for correto.

01. Na ingestão de um comprimido de paracetamol 750 mg, o percentual em massa de carbono ingerido é de aproximadamente 64 %.

02. O Tylenol® solução oral geralmente é administrado dissolvendo o número de gotas prescrito pelo médico em um volume pequeno de água. Dessa forma, o paciente está ingerindo uma solução aquosa de paracetamol.

04. A dose diária máxima recomendada de paracetamol corresponde a  $2,6\cdot 10^{-2}$  mols.

08. Quando um paciente ingere um comprimido de Tylenol®, o qual contém 750 mg de paracetamol, quer dizer que ele ingeriu aproximadamente  $3\cdot 10^{23}$  moléculas de paracetamol.

16. Considerando que o comprimido de Tylenol® é manipulado utilizando o princípio ativo paracetamol e outras substâncias chamadas de excipientes, esse comprimido consiste de uma mistura homogênea.

---

---

---

17. (UEL 2014) O carbonato de sódio ( $Na_2CO_3$ ) e o bicarbonato de sódio ( $NaHCO_3$ ) estão presentes em algumas formulações antiácidas. Ambos reagem com o ácido clorídrico do suco gástrico fazendo aumentar o pH, o que diminui a acidez estomacal. Essa reação pode ser utilizada como base para a determinação de carbonatos em formulações farmacêuticas, para controle de qualidade. Uma amostra de 10,00 mL de um antiácido foi titulada com 15,00 mL de  $HCl$  0,10 mol/L, usando o indicador alaranjado de metila, cujo intervalo de viragem está entre 3,10 e 4,40.

Com base no texto, resolva os itens a seguir.

a. Considerando que na formulação houvesse apenas  $Na_2CO_3$ , escreva a reação química envolvida nessa titulação.

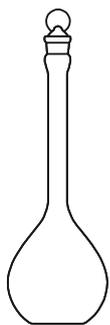
b. Calcule a concentração do carbonato de sódio na amostra analisada.

---

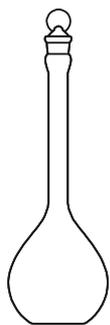
---



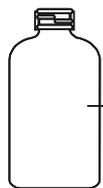
18. (UFG 2013) As soluções indicadoras são usadas para avaliar o pH do meio através da mudança da coloração. A fenolftaleína, em meio ácido, apresenta coloração incolor. Já em meio alcalino, sua coloração é rósea. Suponha que as seguintes soluções e reagente estejam disponíveis em um laboratório.



Solução A  
HCl 0,200 mol/L



Solução B  
NaOH 0,100 mol/L



H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

**Rótulo:**  
Densidade: 1,8 g/mL  
Pureza: 100%  
Validade: 12/2016

Interbits®

Considerando-se o exposto, responda:

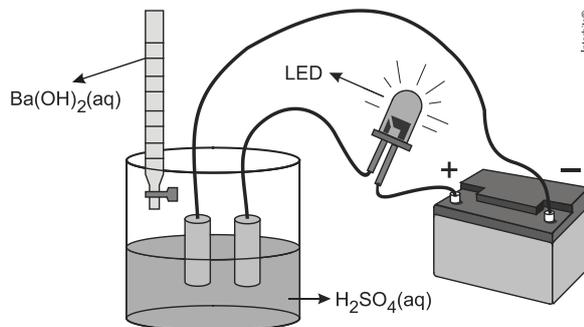
- Ao misturar 50 mL da solução A com 50 mL da solução B, qual o valor do pH e qual a cor da solução na presença do indicador? Considere:  $\log 5 = 0,7$ .
- Calcule o volume que deve ser retirado do frasco de ácido sulfúrico para preparar 1,0 L de uma solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> na concentração de  $5,0 \times 10^{-3}$  mol/L.
- Calcule o pH da solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> preparada na concentração  $5,0 \times 10^{-3}$  mol/L.

---

---

---

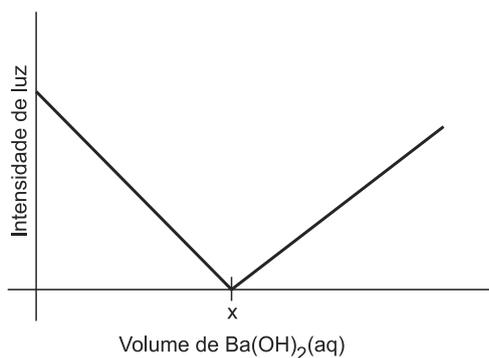
19. (FUVEST 2013) Um recipiente contém 100 mL de uma solução aquosa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de concentração 0,1 mol/L. Duas placas de platina são inseridas na solução e conectadas a um LED (diodo emissor de luz) e a uma bateria, como representado abaixo.



Interbits®

A intensidade da luz emitida pelo LED é proporcional à concentração de íons na solução em que estão inseridas as placas de platina.

Nesse experimento, adicionou-se, gradativamente, uma solução aquosa de Ba(OH)<sub>2</sub>, de concentração 0,4 mol/L, à solução aquosa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, medindo-se a intensidade de luz a cada adição. Os resultados desse experimento estão representados no gráfico.



Interbits®

Sabe-se que a reação que ocorre no recipiente produz um composto insolúvel em água.

- Escreva a equação química que representa essa reação.
- Explique por que, com a adição de solução aquosa de Ba(OH)<sub>2</sub>, a





# GABARITO

1.  $01 + 04 + 08 + 16 = 29$ .

[01] Correta. O uso diário de sabões nos domicílios atinge os sistemas de esgotos, podendo chegar diretamente aos rios e lagos. Os sabões fabricados a partir de óleos e gorduras são biodegradáveis, pois são sais derivados de ácidos carboxílicos e podem ser decompostos sob a ação de microrganismos que vivem em ambientes aquáticos.

[02] Incorreta. Os agrotóxicos são transportados pela chuva para as coleções de águas continentais e para o litoral. Muitos não são biodegradáveis e comprometem a qualidade das águas, além de se acumularem ao longo das cadeias e teias alimentares aquáticas, efeito conhecido como magnificação trófica.

[04] Correta. A turbidez nos rios e lagos ocorre devido a algumas causas naturais como partículas de rochas e de solos, de algas, entre outros microrganismos, e ações do homem, como o despejo de esgotos domésticos e industriais. No entanto, a turbidez não é um parâmetro que, se for analisado isoladamente, comprova que a água está poluída, pois pode se tratar de misturas com alto teor de solutos não poluentes e pouco solúveis em água.

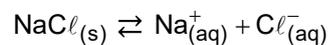
[08] Correta. A escala de **pH** é utilizada para expressar as concentrações de  $H^+$  e  $OH^-$  presentes nos sistemas naturais, como as águas dos rios e lagos. O **pH** é modificado pela quantidade de matéria morta a ser decomposta. Portanto, quanto maior a quantidade de matéria orgânica disponível nesses ambientes, menor o **pH**, ou seja, maior a concentração de cátions  $H^+$  devido à liberação de gás carbônico e a formação de ácido carbônico na água ( $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$ ).

[16] Correta. A quantidade de oxigênio dissolvido, essencial para a vida existente nos cursos de água, rios e lagos, depende de alguns fatores como temperatura, pressão atmosférica e profundidade.

Mantida a temperatura constante, quanto maior a pressão atmosférica (externa), maior é a concentração de oxigênio dissolvido na água. A solubilidade de gases em líquidos aumenta com a elevação da pressão externa ao sistema à temperatura constante.

2.

a. A solução de soro fisiológico conduzirá melhor eletricidade pois apresenta íons em solução:



A solução de glicose não irá conduzir a corrente elétrica, pois não se formam íons em solução.

b. Glicose: cada 100 mL de soro glicosado 5 g é de glicose.

MM: 180 g/mol

180 g — 1 mol

5 g — x

x = 0,0278 g

NaCl: em 100 mL de soro fisiológico, tem-se 0,9 g de NaCl.

MM: 58,5 g/mol

58,5 g — 1 mol

0,9 g — y

y = 0,015 mol



Total de íons: 0,030 mol.

3.

a. O organismo humano aproveita apenas 30% da energia liberada pela combustão, então:

1 kcal = 4,18 kJ

$40,00 \text{ kJ} = \frac{30}{100} \times E_{\text{liberada na combustão}}$

$E_{\text{liberada na combustão}} = 133,33 \text{ kJ}$



$$1 \text{ kcal} = 4,18 \text{ kJ}$$

$$40,00 \text{ kJ} = \frac{30}{100} \times E_{\text{liberada na combustão}}$$

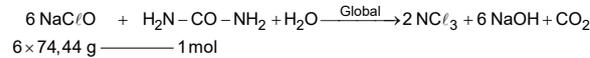
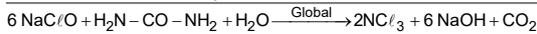
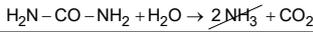
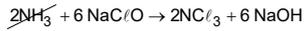
$$E_{\text{liberada na combustão}} = 133,33 \text{ kJ}$$

b. A piscina contém 3,00 mg/L de hipoclorito de sódio ( $\text{NaClO}$ ), como o volume total é de 2.000.000 L ( $2,00 \times 10^6 \text{ L}$ ), vem:

$$3,00 \times 10^{-3} \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ L}$$

$$m_{\text{NaClO}} \text{ ————— } 2,00 \times 10^6 \text{ L}$$

$$m_{\text{NaClO}} = 6,00 \times 10^3 \text{ g}$$



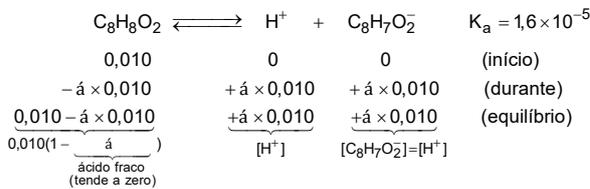
$$6,00 \times 10^3 \text{ g} \text{ ————— } n_{\text{ureia}}$$

$$n_{\text{ureia}} \approx 13,43 \text{ mol}$$

4.

a. O valor do  $K_a$  do ácido sórbico (a  $25^\circ\text{C}$ ) é  $1,6 \times 10^{-5}$ .

$$[\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_2] = 0,010 \text{ mol/L}$$



$$[\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_2] = 0,010(1 - 0) = 0,010 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2^-]}{[\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_2]}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{H}^+]}{[\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_2]}$$

$$1,6 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{H}^+]}{10^{-2}}$$

$$[\text{H}^+]^2 = 1,6 \times 10^{-5} \times 10^{-2} = 1,6 \times 10^{-7} = 16 \times 10^{-8}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{16 \times 10^{-8}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log(4 \times 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 4 - \log 4$$

$$\text{pH} = 4 - 0,6 \Rightarrow \text{pH} = 3,4$$

b. A solubilidade do ácido sórbico solubilidade, por 100 g de água, é de 0,150 g (a  $25^\circ\text{C}$ ) e 0,340 g (a  $40^\circ\text{C}$ ). Então:

$$\text{Massa específica} = 1,00 \text{ g/mL}; 50 \text{ mL} \Rightarrow 50 \text{ g}$$

$$40^\circ\text{C}; \text{Solubilidade} = 0,340 \text{ g} / 100 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$100 \text{ g} \text{ ————— } 0,340 \text{ g de ácido sórbico}$$

$$50 \text{ g} \text{ ————— } m_{\text{ácido sórbico}}$$

$$m_{\text{ácido sórbico}} = 0,170 \text{ g}$$

$$25^\circ\text{C}; \text{Solubilidade} = 0,150 \text{ g} / 100 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$100 \text{ g} \text{ ————— } 0,150 \text{ g de ácido sórbico}$$

$$50 \text{ g} \text{ ————— } m'_{\text{ácido sórbico}}$$

$$m'_{\text{ácido sórbico}} = 0,075 \text{ g}$$

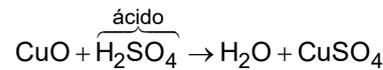
$$m_{\text{precipitado}} = m_{\text{ácido sórbico}} - m'_{\text{ácido sórbico}}$$

$$m_{\text{precipitado}} = 0,170 \text{ g} - 0,075 \text{ g}$$

$$m_{\text{precipitado}} = 0,095 \text{ g}$$

5.

a. Equação balanceada da reação da etapa 4 o nome do ácido utilizado:

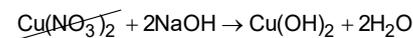


Ácido utilizado : ácido sulfúrico.

b. Cálculo da massa de cobre para um rendimento de 100% :

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V}$$

$$2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{0,25 \text{ L}} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = 0,50 \text{ mol}$$



$$64 \text{ g} \text{ ————— } 2 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Cu}} \text{ ————— } 0,50 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Cu}} = 16 \text{ g}$$

6.

Em 1 L :

$$1.840 \text{ g} \text{ ————— } 100 \%$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{ ————— } 98 \%$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1.803,2 \text{ g}$$



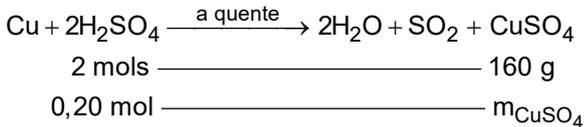
$$1000 \text{ mL} \text{ ————— } 1.803,2 \text{ g}$$

$$10,87 \text{ mL} \text{ ————— } m'_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$m'_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 19,600 \text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m}{M} = \frac{19,600 \text{ g}}{98 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,20 \text{ mol}$$

A partir da reação química, vem :



$$m_{\text{CuSO}_4} = 16 \text{ g}$$

7.  $01 + 08 = 09$ .

[01] Correta. Para que **12 litros** de um certo refrigerante à base de cola sejam preparados, são adicionados **12.000 miligramas** de ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) em um recipiente apropriado e completa-se o volume deste para **12 litros**. Obtemos, assim, uma solução com concentração de **1 grama/litro** de  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

$$c = \frac{12.000 \times 10^{-3} \text{ g}}{12 \text{ L}}$$

$$c = 1 \text{ g/L}$$

[02] Incorreta. Tendo-se **1 litro** de uma solução com concentração **200 gramas/litro** de  $\text{CuSO}_4$  (densidade =  $1,2 \text{ grama/cm}^3 = 1.200 \text{ g/L}$ ), a massa de água desta solução será de **1,0 quilograma**.

$$c = \tau \times d$$

$$200 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1} = \tau \times 1.200 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\tau = \frac{200}{1200}$$

$$\frac{m_1}{m_1 + m_2} = \frac{200}{1200}$$

Em 1L de solução de  $\text{CuSO}_4$  :  $m_1 = 200 \text{ g}$ .

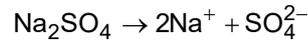
$$\frac{200}{200 + m_2} = \frac{200}{1200}$$

$$m_2 = 1.000 \text{ g}$$

$$m_2 = 1,0 \text{ kg (massa de água)}$$

[04] Incorreta. Em uma solução de sulfato de sódio com concentração de **2 mol/litro**, considerando-

se a dissociação completa, a concentração de íons sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) é **2 mol/litro**.



$$1 \text{ mol/L} \text{ ————— } 1 \text{ mol/L}$$

$$2 \text{ mol/L} \text{ ————— } 2 \text{ mol/L}$$

[08] Correta. Se uma amostra de água contém **2 ppm** de um certo metal pesado, significa que em massa há **2 gramas** desse metal em **1.000.000** de gramas de solução.

$$\frac{2 \text{ g}}{1.000.000 \text{ g}} = 2 \times 10^{-6} = 2 \text{ ppm}$$

[16] Incorreta. Comparando-se a volatilidade dos diferentes líquidos, tais como a água, o etanol e o éter dietílico, a água é o que apresenta maior ponto de ebulição (ligações de hidrogênio); e o éter dietílico (dipolo permanente), o menor ponto de ebulição. Conclui-se, portanto, que a água é a que apresenta **menor** pressão de vapor, pois apresenta forças intermoleculares mais intensas.

8.  $02 + 08 + 16 = 26$ .

A força de um ácido está diretamente associada ao grau de ionização.

Quando se faz borbulhar cloro gasoso em uma solução aquosa de  $\text{NaBr}$ , forma-se cloreto de sódio na solução e há liberação de bromo. Este é um exemplo de uma reação de deslocamento:  $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{NaBr}(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}_2(\ell) + 2\text{NaCl}(\text{aq})$ .

A concentração, em quantidade de matéria por massa, de uma solução preparada pela dissolução de **2 gramas** de  $\text{NaOH}$  em **200** mililitros de água é de **0,25 mol/kg**.

Dados: densidade da água = **1,0 grama/mililitro**.

$$W = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{solvente em kg}}} = \frac{m_{\text{solute}}}{M_{\text{solute}} \cdot m_{\text{solvente em kg}}}$$

$$1 \text{ g H}_2\text{O} \text{ — } 1 \text{ mL}$$

$$200 \text{ g H}_2\text{O} \text{ — } 200 \text{ mL}$$

$$200 \text{ g} = 0,2 \text{ kg}$$

$$W = \frac{\frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}}{0,2 \text{ kg}} = 0,25 \text{ mol / kg}$$



A mistura de 150 mililitros de uma solução aquosa de  $\text{HCl}$  de concentração 0,1 mol/L com 350 mililitros de uma solução aquosa de  $\text{NaOH}$  de concentração 0,2 mol/L resulta em uma solução de concentração igual a aproximadamente 0,03 mol/L em  $\text{NaCl}$ .

$$\begin{aligned} n_{\text{HCl}} &= [\text{HCl}] \times V \\ n_{\text{HCl}} &= 0,1 \times 0,15 = 0,015 \text{ mol} \\ n_{\text{NaOH}} &= [\text{NaOH}] \times V \\ n_{\text{NaOH}} &= 0,2 \times 0,35 = 0,07 \text{ mol} \\ V_{\text{total}} &= 150 + 350 = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L} \\ \text{HCl} + \text{NaOH} &\rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl} \\ \begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & 1 \text{ mol} & 1 \text{ mol} \\ \hline 0,015 \text{ mol} & 0,07 \text{ mol} & 0,015 \text{ mol} \\ \text{Limitante} & \text{Excesso} & \end{array} \\ [\text{NaCl}] &= \frac{n}{V} = \frac{0,015 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,03 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Uma solução coloidal (partículas entre  $10^{-9} \text{ m}$  e  $10^{-6} \text{ m}$ ) pode ter sua fase dispersa separada de sua fase de dispersão utilizando-se ultrafiltros.

9.  $0,1 + 16 = 17$ .

A solução A é preparada dissolvendo-se 0,855 gramas de  $\text{Ba(OH)}_2$  em 100 mililitros de água e a solução B é preparada dissolvendo-se 0,36 gramas de  $\text{HCl}$  em 100 mililitros de água:

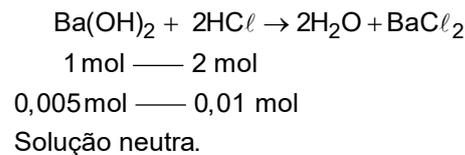
Solução A:

$$\begin{aligned} \text{Ba(OH)}_2 &= 137 + 2 \times 17 = 171 \text{ g/mol} \\ 1 \text{ mol de Ba(OH)}_2 &\text{ ————— } 171 \text{ g} \\ n \text{ mol de Ba(OH)}_2 &\text{ ————— } 0,855 \text{ g} \\ n_{\text{Ba(OH)}_2} &= 0,005 \text{ mol} \\ [\text{Ba(OH)}_2] &= \frac{0,005 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Solução B:

$$\begin{aligned} \text{HCl} &= 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol} \\ 1 \text{ mol de HCl} &\text{ ————— } 36,5 \text{ g} \\ n \text{ mol de HCl} &\text{ ————— } 0,36 \text{ g} \\ n_{\text{HCl}} &= 0,009863 \text{ mol} \approx 0,01 \text{ mol} \\ [\text{HCl}] &= \frac{0,01 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Ao se misturarem as soluções A e B tem-se uma solução neutra.



Ao se misturarem as soluções A e B tem-se:

$$\begin{aligned} [\text{Ba(OH)}_2] &= \frac{n}{V} = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,2 \text{ L}} \\ [\text{Ba(OH)}_2] &= 0,025 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

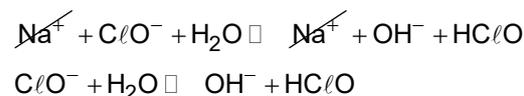
Ao se misturarem 5 mililitros da solução A com a solução B tem-se uma solução de pH ácido:

$$\begin{aligned} [\text{Ba(OH)}_2] &= 0,05 \text{ mol/L} \\ 1000 \text{ mL} &\text{ ————— } 0,05 \text{ mol} \\ 5 \text{ mL} &\text{ ————— } n_{\text{Ba(OH)}_2} \\ n_{\text{Ba(OH)}_2} &= 0,00025 \text{ mol} \\ 1 \text{ mol Ba(OH)}_2 &\text{ ————— } 2 \text{ mol HCl} \\ 0,00025 \text{ mol Ba(OH)}_2 &\text{ ————— } 0,0005 \text{ mol HCl} \\ \text{A solução B tem } &0,01 \text{ mol de HCl.} \\ \text{Conclusão : o meio} &\text{ ficará ácido.} \end{aligned}$$

10. Teremos:

$$\begin{aligned} [\text{Cl}_2] &= 0,20 \text{ mol/L} \\ [\text{NaOH}] &= 0,34 \text{ mol/L} \\ \text{Em 1 L :} \\ m_{\text{Cl}_2} &= 0,20 \text{ mol} \\ m_{\text{NaOH}} &= 0,34 \text{ mol} \\ 0,20 \text{ mol de Cl}_2 &\text{ consumidos totalmente} \\ \text{Equação A : } &\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{HC/O}(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) \\ \begin{array}{ccc} 0,20 \text{ mol} & \frac{0,34 \text{ mol}}{0,20 \text{ mol}} & 0,20 \text{ mol} \\ & \frac{0,34 \text{ mol} - 0,20 \text{ mol}}{0,14 \text{ mol}} & \text{formado} \\ & \text{excesso} & \end{array} \\ n_{\text{HC/O}(\text{aq})} &\text{ formado em A} = 0,20 \text{ mol} \\ 20\% \text{ de HC/O}(\text{aq}) &\text{ foram consumidos na equação B e restaram } 80\%. \\ n_{\text{HC/O}(\text{aq})} &\text{ consumidos} = 0,20 \times 0,20 \text{ mol} \\ n_{\text{HC/O}(\text{aq})} &\text{ consumidos} = 0,04 \text{ mol} \\ \text{Equação B : } &\text{HC/O}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \\ \begin{array}{ccc} 0,04 \text{ mol} & 0,04 \text{ mol} & \\ n_{\text{NaOH}} &= 0,04 \text{ mol (consumido)} & \\ n_{\text{NaOH}} &\text{ na solução final} = (0,14 \text{ mol de excesso em A} - 0,04 \text{ mol consumidos em B}) \text{ mol} = 0,10 \text{ mol} & \\ \text{Em 1 L :} & & \\ [\text{NaOH}] &\text{ (no produto final)} = 0,10 \text{ mol/L} & \end{array} \end{aligned}$$

Equação química que representa a hidrólise do  $\text{NaClO}$ :





$$11. 01 + 02 + 04 + 08 + 16 = 31.$$

[01] Correta.

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = 1,20 \cdot 40 = 48 \text{ g}$$

$$M = \frac{48}{36,5 \cdot 1} = 13,1 \text{ mol/L}$$

$$13,1 = \frac{24}{36,5 \cdot V} = 50 \text{ mL}$$

[02] Correta. Uma concentração de 40% em massa, possui uma proporção de 40g de HCl para 60g de água.

[04] Correta.

$$d = 1,2 \text{ g/mL}$$

$$d = \frac{m}{V} \therefore 1,20 = \frac{m}{1000 \text{ mL}}$$

$$m = 1200 \text{ g}$$

$$1200 \text{ g (40\%)} = 480 \text{ g de ácido e } 720 \text{ g de água}$$

[08] Correta.

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = 1,20 \cdot 40 = 48 \text{ g}$$

$$M = \frac{48}{36,5 \cdot 1} = 13,1 \text{ mol/L}$$

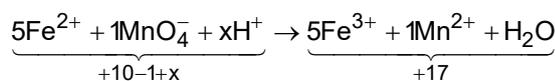
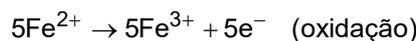
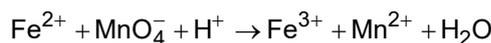
[16] Correta.

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$13,1 \cdot 100 = C_2 \cdot 500$$

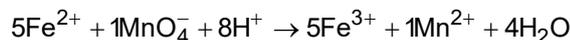
$$C_2 = 2,62 \text{ mol/L}$$

12. Foi realizada uma titulação com solução padronizada 0,025 mol/L de  $\text{KMnO}_4$ , em meio ácido. À medida que a reação progredia, o técnico observou que a coloração violeta-escuro, característica da solução de permanganato de potássio adicionada, tornava-se rapidamente clara, sinalizando a redução do  $\text{MnO}_4^{1-}$  a  $\text{Mn}^{2+}$  por  $\text{Fe}^{2+}$ . Após a adição de 40,0 mL de titulante, a cor violeta do permanganato de potássio passou a prevalecer, então:



$$+10 - 1 + x = +17$$

$$x = 8$$

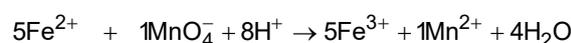


$$[\text{MnO}_4^-] = 0,025 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{primeira titulação}} = 40,0 \text{ mL} = 0,04 \text{ L}$$

$$n_{\text{MnO}_4^-} = [\text{MnO}_4^-] \times V_{\text{primeira titulação}}$$

$$n_{\text{MnO}_4^-} = 0,025 \times 0,04 = 0,001 \text{ mol}$$

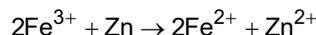


$$5 \text{ mols} \text{ ——— } 1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Fe}^{2+}} \text{ ——— } 0,001 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 0,005 \text{ mol}$$

A amostra foi tratada com zinco metálico, de modo que todos os íons  $\text{Fe}^{3+}$  foram convertidos em íons  $\text{Fe}^{2+}$ . Em uma última etapa, foram adicionados 60,0 mL da mesma solução de  $\text{KMnO}_4$ , oxidando todos os íons  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}^{3+}$ :

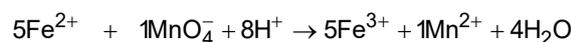


$$[\text{MnO}_4^-] = 0,025 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{segunda titulação}} = 60,0 \text{ mL} = 0,06 \text{ L}$$

$$n_{\text{MnO}_4^-} = [\text{MnO}_4^-] \times V_{\text{segunda titulação}}$$

$$n_{\text{MnO}_4^-} = 0,025 \times 0,06 = 0,0015 \text{ mol}$$



$$5 \text{ mols} \text{ ——— } 1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Fe}^{2+}} \text{ ——— } 0,0015 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Fe}^{2+} (\text{total})} = 0,0075 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Fe}^{2+} (\text{primeira titulação})} = 0,005 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = n_{\text{Fe}^{2+} (\text{total})} - n_{\text{Fe}^{2+} (\text{primeira titulação})}$$

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = 0,0075 - 0,005 = 0,0025 \text{ mol}$$

$$V = 50 \text{ mL} = 0,05 \text{ L}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n}{V} \Rightarrow [\text{Fe}^{3+}] = \frac{0,0025 \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = 0,05 \text{ mol/L}$$



**13.** O aluno preparou 400 mL de solução de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ) com concentração igual a  $1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Então:

$$\text{CuSO}_4 = 159,6$$

$$1000 \text{ mL} \text{ ————— } 1,00 \text{ mol de CuSO}_4$$

$$400 \text{ mL} \text{ ————— } n_{\text{CuSO}_4}$$

$$n_{\text{CuSO}_4} = 0,4 \text{ mol}$$

$$m_{\text{CuSO}_4} = 0,4 \times 159,6 = 63,84 \text{ g}$$

$$m_{\text{CuSO}_4} = 63,84 \text{ g}$$

Equação balanceada de dissociação do sulfato de cobre em água:

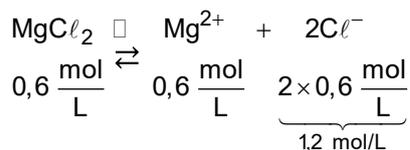


**14.**  $01 + 02 + 16 = 19$ .

[01] A maionese é um coloide classificado como emulsão.

[02] Ligas metálicas utilizadas na fabricação de quadros de bicicletas são classificadas como soluções sólidas (mistura homogênea).

[04] A concentração iônica de  $\text{Cl}^-$ , em uma solução aquosa contendo  $0,6 \text{ mol/litro}$  de  $\text{MgCl}_2$  completamente dissolvido, é igual a  $1,2 \text{ mol/litro}$ .



[08] Se, na titulação de  $4,0 \text{ mililitros}$  de uma solução aquosa de  $\text{HCl}$ , são consumidos  $20 \text{ mililitros}$  de uma solução aquosa de  $\text{NaOH}$  de concentração  $0,8 \text{ mol/litro}$ , a concentração da solução ácida é igual a  $4 \text{ mol/litro}$ .

$$0,8 \text{ mol} \text{ ————— } 1000 \text{ mL (NaOH)}$$

$$n_{\text{NaOH}} \text{ ————— } 20 \text{ mL}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,016 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}} = 0,016 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol}$$

$$0,016 \text{ mol} \quad 0,016 \text{ mol}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0,016 \text{ mol}}{4 \times 10^{-3} \text{ L}} = 4 \text{ mol/L}$$

[16] Ao se adicionar um punhado de açúcar em água pura, a diminuição da pressão de vapor da mistura em relação à água pura é causada pelo efeito tonoscópico devido à adição de soluto não volátil.

**15.**  $02 + 08 = 10$ .

[01] **Incorreta.** A enfermeira necessitará succionar **10mL** do medicamento, pois:

$$125\text{mg/kg}$$

Como o paciente pesa **80kg**, seria necessário:

$$125\text{mg} \cdot 80\text{kg} = 10\text{g/kg}$$

Se cada ampola possui **1g/mL** será necessário **10** ampolas para se obter **10g** do medicamento, sendo necessário succionar **10mL** do remédio na ampola.

[02] **Correta.** Pois será necessário **10g/kg** para um indivíduo pesando **80kg**.

[04] **Incorreta.** Será ministrado no total **10mL** de remédio em 2h.

[08] **Correta.**

$C_{\text{inicial}}$  em g/L :

$$10\text{g} \text{ ————— } 10\text{mL}$$

$$x \text{ ————— } 1000\text{mL}$$

$$x = 1000\text{g/L}$$

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$1000 \cdot 0,01 = C_2 \cdot 1\text{L}$$

$$C_2 = 10\text{g/L}$$

[16] **Incorreta.** A concentração final será de aproximadamente **10g/L**, para obtermos a concentração em mol/L, seria necessário dividir pela massa molar do medicamento.



$$16. 01 + 02 + 04 + 16 = 23.$$

Teremos:

$$\begin{aligned} 750 \text{ mg} &= 0,750 \text{ g} \\ \text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2 &= 151 \\ 151 \text{ g} &\text{ — } 8 \times 12 \text{ g} \\ 0,750 \text{ g} &\text{ — } m_C \\ m_C &= 0,4768 \text{ g} \\ 0,750 \text{ g} &\text{ — } 100\% \\ 0,4768 \text{ g} &\text{ — } p \\ p &= 63,57\% \approx 64\% \end{aligned}$$

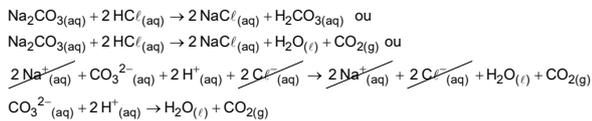
Dose diária: 8 comprimidos de 500 mg.

$$\begin{aligned} 8 \times 500 \text{ mg} &= 4000 \text{ mg} = 4 \text{ g} \\ 1 \text{ mol (C}_8\text{H}_9\text{NO}_2) &\text{ — } 151 \text{ g} \\ n_{\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2} &\text{ — } 4 \text{ g} \\ n_{\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2} &= 0,02649 \text{ mol} \approx 2,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 151 \text{ g (paracetamol)} &\text{ — } 6 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 0,750 \text{ g (paracetamol)} &\text{ — } n \\ n &= 0,0298 \times 10^{23} \text{ moléculas} \approx 2,98 \times 10^{21} \text{ moléculas} \approx 3 \times 10^{21} \text{ moléculas} \end{aligned}$$

17.

a. Reação química envolvida nessa titulação:



b. Cálculo da concentração do carbonato de sódio na amostra analisada:

Uma amostra de 10,00 mL de um antiácido foi titulada com 15,00 mL de HCl 0,10 mol/L

$$\begin{aligned} 0,10 \text{ mol (HCl)} &\text{ — } 1000 \text{ mL} \\ n_{\text{HCl}} &\text{ — } 15 \text{ mL} \\ n_{\text{HCl}} &= 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) &\rightarrow 2 \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \\ 1 \text{ mol} &\text{ — } 2 \text{ mol} \\ n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} &\text{ — } 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \\ n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} &= 7,5 \times 10^{-4} \text{ mol} \\ V_{\text{amostra}} &= 10,00 \text{ mL} = 10 \times 10^{-3} \text{ L} \end{aligned}$$

$$\text{Concentração molar} = \frac{n_{\text{soluto}}}{V} = \frac{7,5 \times 10^{-4} \text{ mol}}{10 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,075 \text{ mol/L} = 7,5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{Concentração comum} = \frac{m_{\text{soluto}}}{V} = \frac{7,5 \times 10^{-4} \times 106}{10 \times 10^{-3} \text{ L}} = 7,95 \text{ g/L}$$

18.

a. Cálculo do número de mols de HCl e NaOH que foram misturados.

$$\begin{aligned} \text{HCl:} \\ 0,2 \text{ mol} &\text{ — } 1 \text{ L} \\ n_{\text{ÁCIDO}} &\text{ — } 50 \times 10^{-3} \text{ L} \\ n_{\text{ÁCIDO}} &= 1 \times 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned}$$

NaOH:

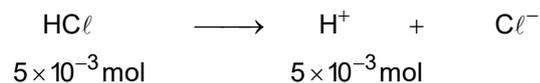
Como a concentração de NaOH vale a metade da concentração do ácido, e foram misturados volumes iguais, concluímos que o número de mols da base é metade do número de mols do ácido, ou seja,  $0,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$ .

A reação entre HCl e NaOH ocorre na proporção de 1:1.

Assim,  $0,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$  de NaOH  $\text{ — } 0,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$  de HCl.

Ao final da reação, há excesso de  $0,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$  de HCl (lembrar que foram misturados  $1 \times 10^{-2} \text{ mol}$  de HCl).

O HCl apresenta grau de ionização 100% de acordo com a seguinte equação:



Cálculo da concentração de íons H<sup>+</sup>: (O volume da mistura foi de 100mL)

$$[\text{H}^+] = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{10^{-1}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Cálculo do pH:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] \\ \text{pH} &= -\log 5 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \text{pH} = -[\log 5 + \log 10^{-4}] \end{aligned}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -[0,7 - 4,0] = 3,3$$

Nesse valor de pH, o indicador será incolor.

b. Para preparar 1L de uma solução  $5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$  desse ácido, necessita-se de  $5 \times 10^{-3} \text{ mol}$  de soluto.



-  contato@biologiatotal.com.br
-  /biologiajubilit
-  Biologia Total com Prof. Jubilut
-  @biologiatotaloficial
-  @Prof\_jubilut
-  biologijubilut