

QUESTÕES DE MULTIPLAS ESCOLHA

01. Diversos meios de comunicação têm alertado sobre a importância da diluição correta de desinfetantes. Uma das notícias destacou que, em auditorias realizadas pela Anvisa, alguns hospitais utilizam soluções de hipoclorito de sódio (NaClO) em concentrações específicas que comprometiam tanto a segurança quanto a eficácia do produto. O hipoclorito é o principal agente ativo de água sanitária, normalmente vendido em concentrações 2,5% (m/v), mas precisa ser diluído para 0,5% (m/v) quando usado para desinfecções de superfícies, incluindo hospitalares. Um erro na diluição pode gerar concentrações mais baixas (inefizes contra microrganismos) ou muito altas (capazes de danificar materiais e causar riscos à saúde humana).

Um hospital, em Boa Vista – RR, recebeu um lote de água sanitária a 2,5% (m/v) e precisa preparar 2,0 L de solução a 0,5% (m/v) para uso. Qual o volume da solução comercial (estoque) deve ser utilizado na diluição?

- a) 400 mL
- b) 1000 mL
- c) 250 mL
- d) 200 mL
- e) 500 mL

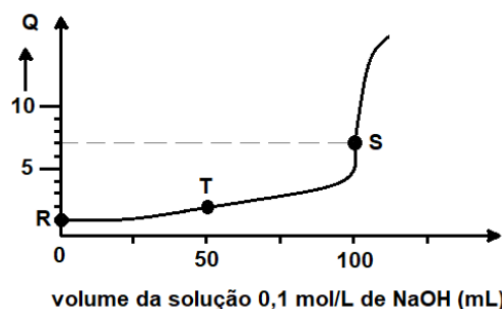
02. A concentração de cafeína no café pode variar bastante, dependendo do tipo de grão, do método de preparo e da proporção utilizada na infusão. Uma xícara de café coado de 200 mL pode conter entre 60 e 120 mg de cafeína, enquanto os cafés expressos podem ultrapassar esse valor em volumes bem menores, devido à maior concentração da bebida. Esse tema é de grande interesse para os consumidores/amantes dessa bebida. A Organização Mundial da Saúde (OMS) recomenda um consumo máximo de 400 mg de cafeína por dia para adultos saudáveis.

Do ponto de vista químico, o café pode ser estudado como uma solução, onde a cafeína é o soluto dissolvido em água quente, o solvente. Para estimar a concentração de cafeína, é necessário relacionar a quantidade de soluto com o volume da solução, transformando massa em mols e calculando a molaridade. Assim, compreender como calcular concentrações permite avaliar de forma mais precisa o impacto do consumo diário de café.

Por curiosidade, uma estudante de Química decidiu analisar seu consumo de café. Em sua xícara de 200 mL havia 80 mg de cafeína ($\text{MM}=194 \text{ g mol}^{-1}$). Qual a concentração molar de cafeína na bebida?

- a) $0,0041 \text{ mol L}^{-1}$
- b) $0,021 \text{ mol L}^{-1}$
- c) $0,0021 \text{ mol L}^{-1}$
- d) $0,041 \text{ mol L}^{-1}$
- e) $0,026 \text{ mol L}^{-1}$

03. O gráfico abaixo representa a curva de neutralização de uma solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de HCl por uma solução $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de NaOH . Q representa a ordenada do gráfico.



T é o volume inicial da solução ácida.

R e S são pontos assinalados no gráfico.

1 – 50 mL

2 – 100 mL

3 – Ponto de equivalência

4 – Valores de pH

5 – pH da solução ácida antes de adicionar a base

6 – pH da solução de NaOH

Assinale a única associação completamente correta entre as letras Q, R, S e T e os itens numerados citados acima:

- a) Q – 4, R – 6, S – 3, T – 2
- b) Q – 4, R – 5, S – 3, T – 1
- c) Q – 6, R – 3, S – 5, T – 1
- d) Q – 5, R – 3, S – 2, T – 1
- e) Q – 4, R – 5, S – 3, T – 2

04. Em um episódio curioso, uma sorveteria decidiu inovar: para deixar o sorvete mais cremoso e evitar que ele derretesse tão rápido, o dono resolveu adicionar açúcar em maior quantidade na mistura. O químico consultado explicou que essa estratégia envolvia uma propriedade coligativa.

Qual das propriedades abaixo explica a possível diminuição da velocidade de derretimento do sorvete?

- a) Aumento da pressão do vapor da solução;
- b) Diminuição da pressão do vapor da solução;
- c) Diminuição da densidade do sorvete;
- d) Aumento da temperatura de fusão;
- e) Diminuição da temperatura de congelamento.

05. A Pilha de Daniell é um dos exemplos mais clássicos de uma célula galvânica. Ela é construída utilizando um eletrodo de Zinco (Zn) imerso em uma solução de sulfato de zinco (ZnSO_4) e um eletrodo de Cobre (Cu) imerso em uma solução de sulfato de cobre II (CuSO_4). As duas soluções são conectadas por uma ponte salina.

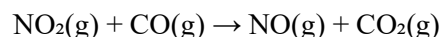
Dados de Potenciais Padrão de Redução (E°):

- $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$; $E^\circ = -0,76 \text{ V}$
- $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$; $E^\circ = +0,34 \text{ V}$

Considerando o funcionamento padrão da Pilha de Daniell, assinale a alternativa que descreve corretamente o que acontece na célula.

- a) O eletrodo de cobre (Cu) funciona como ânodo, sofrendo oxidação, e o eletrodo de zinco (Zn) funciona como cátodo, sofrendo redução.
- b) Os elétrons fluem pelo circuito externo do eletrodo de cobre para o eletrodo de zinco.
- c) A ponte salina tem a função de permitir que os elétrons passem de uma solução para a outra, fechando o circuito.
- d) O eletrodo de zinco (Zn) é o polo negativo da pilha, onde ocorre a oxidação (ânodo), e sua massa diminui com o tempo.
- e) Durante o funcionamento da pilha, a concentração de íons Cu^{2+} na solução aumenta, enquanto a concentração de íons Zn^{2+} diminui.

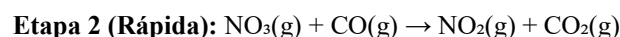
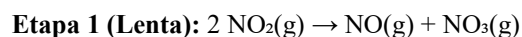
06. A reação de decomposição do dióxido de nitrogênio na presença de monóxido de carbono ocorre em fase gasosa segundo a equação global:



Para investigar a cinética dessa reação, foram realizados quatro experimentos a uma temperatura constante, variando-se as concentrações iniciais dos reagentes. Os dados coletados estão na tabela abaixo.

Experimento	[NO ₂] inicial (mol/L)	[CO] inicial (mol/L)	Velocidade inicial (mol L ⁻¹ s ⁻¹)
1	0,10	0,10	5,0 x 10 ⁻³
2	0,20	0,10	2,0 x 10 ⁻²
3	0,10	0,20	5,0 x 10 ⁻³
4	0,20	0,20	2,0 x 10 ⁻²

Adicionalmente, um químico propôs um mecanismo em duas etapas elementares para esta reação:



Com base na análise dos dados experimentais da tabela e na avaliação do mecanismo proposto, assinale a alternativa que apresenta a conclusão correta sobre a cinética desta reação.

- a) A lei da velocidade experimental é $v = k[\text{NO}_2][\text{CO}]$, pois a reação é de primeira ordem para cada um dos reagentes, e o mecanismo proposto é inválido, pois a Etapa 1 não inclui o reagente CO.
- b) A reação é de ordem zero em relação ao CO e de segunda ordem em relação ao NO₂. O mecanismo proposto é consistente com os dados experimentais, pois a etapa lenta, que determina a velocidade da reação, envolve a colisão de duas moléculas de NO₂ e não depende da concentração de CO.
- c) A lei da velocidade é $v = k[\text{NO}_2]^2$, e o valor da constante de velocidade (k) a esta temperatura é 0,50 L mol⁻¹s⁻¹. No entanto, o mecanismo proposto não é válido, pois o NO₃ é um catalisador, e não um intermediário reacional

OLIMPÍADA RORAIMENSE DE QUÍMICA - FASE II - Modalidade EM2 - 2025

d) A reação é de segunda ordem global, com lei de velocidade $v = k[\text{NO}_2]^2$. O mecanismo proposto é inválido, pois a soma de suas etapas elementares não corresponde à equação global da reação.

e) A lei da velocidade experimental é $v = k[\text{NO}_2]^2[\text{CO}]$, pois a Etapa 2, por ser mais rápida, é a que efetivamente determina a velocidade global, e a constante de velocidade (k) é $5,0 \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2} \text{ s}^{-1}$.

07. Um estudante de química preparou três soluções aquosas, todas com a mesma concentração de $0,1 \text{ mol/L}$, a 25°C . As soluções continham os seguintes sais:

- Solução I: Cloreto de Sódio (NaCl)
- Solução II: Cloreto de Amônio (NH_4Cl)
- Solução III: Acetato de Sódio (CH_3COONa)

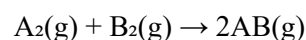
Dados (a 25°C):

- Constante de dissociação do ácido acético,
 $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$
- Constante de dissociação da amônia,
 $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

Com base na teoria da hidrólise salina, qual das alternativas a seguir ordena corretamente as três soluções em ordem crescente de pH?

- a) $\text{I} < \text{II} < \text{III}$ (pH de $\text{NaCl} < \text{pH de NH}_4\text{Cl} < \text{pH de CH}_3\text{COONa}$)
- b) $\text{III} < \text{I} < \text{II}$ (pH de $\text{CH}_3\text{COONa} < \text{pH de NaCl} < \text{pH de NH}_4\text{Cl}$)
- c) $\text{II} < \text{I} < \text{III}$ (pH de $\text{NH}_4\text{Cl} < \text{pH de NaCl} < \text{pH de CH}_3\text{COONa}$)
- d) $\text{II} < \text{III} < \text{I}$ (pH de $\text{NH}_4\text{Cl} < \text{pH de CH}_3\text{COONa} < \text{pH de NaCl}$)
- e) $\text{I} = \text{II} = \text{III}$ (Os pHs das três soluções são iguais)

08. Considere a reação genérica em fase gasosa para a formação do composto AB, representada pela seguinte equação:



Um experimento foi conduzido para analisar a velocidade desta reação sob diferentes condições. Observou-se que um aumento na temperatura do sistema resultou em um aumento significativo na velocidade de formação do produto AB. Em uma segunda etapa do experimento, a adição de uma substância catalítica ao meio reacional também provocou um aumento na velocidade da reação, porém, sem alterar a variação de entalpia (ΔH) total do processo.

Com base na Teoria das Colisões e nos princípios da Cinética Química, qual das alternativas abaixo explica corretamente as observações experimentais descritas?

- a) O aumento da temperatura diminui a energia de ativação da reação, enquanto o catalisador aumenta a frequência das colisões entre as moléculas de A_2 e B_2 .
- b) O catalisador aumenta a velocidade da reação ao fornecer uma rota reacional alternativa com menor energia de ativação. O aumento da temperatura, por sua vez, eleva a energia cinética média das moléculas, fazendo com que uma fração maior delas tenha energia suficiente para superar essa barreira de ativação.
- c) Tanto o aumento da temperatura quanto a adição do catalisador funcionam aumentando a energia cinética das moléculas reagentes, o que torna as colisões mais energéticas e eficazes.
- d) O aumento da temperatura eleva a velocidade da reação puramente por aumentar o número total de colisões por segundo. O catalisador funciona alterando a entalpia dos produtos (ΔH), tornando a reação mais exotérmica.
- e) O catalisador é consumido durante a reação para criar um caminho mais rápido e a temperatura aumenta a probabilidade de as moléculas colidirem com a orientação geométrica favorável.

OLIMPÍADA RORAIMENSE DE QUÍMICA - FASE II - Modalidade EM2 - 2025

09. Durante um experimento em laboratório escolar sobre condutividade elétrica de soluções iônicas, os alunos precisaram misturar diferentes sais para avaliar se a diluição afetaria a intensidade do brilho de uma lâmpada acoplada ao circuito. Para isso, o professor disponibilizou as seguintes soluções: 500 mL de uma solução aquosa de KNO_3 com concentração de 30 g/L e 500 mL de uma solução aquosa de Na_2SO_4 com concentração de 45 g/L. Após misturarem 250 mL de cada solução, os alunos deveriam calcular as novas concentrações molares (mol/L) das substâncias dissolvidas na solução final.

Qual é a concentração final, em mol/L, de KNO_3 e Na_2SO_4 na mistura?

a) $[\text{KNO}_3] = 0,15 \text{ mol/L}$ e $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,16 \text{ mol/L}$

b) $[\text{KNO}_3] = 0,10 \text{ mol/L}$ e $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,12 \text{ mol/L}$

c) $[\text{KNO}_3] = 0,20 \text{ mol/L}$ e $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,25 \text{ mol/L}$

d) $[\text{KNO}_3] = 0,05 \text{ mol/L}$ e $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,20 \text{ mol/L}$

e) $[\text{KNO}_3] = 0,25 \text{ mol/L}$ e $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,22 \text{ mol/L}$

10. (FATEC-SP) Nas condições ambientes, é exemplo de sistema em estado de equilíbrio uma:

a) xícara de café bem quente

b) garrafa de água mineral gasosa fechada

c) chama uniforme de bico de Bunsen

d) porção de água fervendo em temperatura constante

e) tigela contendo feijão cozido

11. (Cesgranrio-RJ) A 448°C , a constante de equilíbrio do sistema $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \leftrightarrow 2 \text{HI}_{(g)}$ é igual a 50. Colocando-se 6,0 mols de HI, 4 moles de H_2 e 3,0 moles

de I_2 num recipiente de 2 litros a 448°C , em condições de reagir, verifica-se que:

a) concentração de H_2 cresce.

b) a concentração de I_2 cresce.

c) as concentrações de H_2 e I_2 não variam.

d) a concentração de HI cresce.

e) a concentração de HI não varia.

12. (UEPB) O produto de solubilidade (Kps) do hidróxido de ferro III, a 25°C , é igual a $2,7 \times 10^{-39}$. Sabendo que a massa molar do hidróxido de ferro III $[\text{Fe}(\text{OH})_3]$ é igual a 107 g/mol, o valor da solubilidade, a 25°C , em g/l, é:

a) $1,07 \times 10^{-7} \text{ g/L}$

b) $10,7 \times 10^{-8} \text{ g/L}$

c) $107 \times 10^{-8} \text{ g/L}$

d) $0,10 \times 10^{-8} \text{ g/L}$

e) $1,07 \times 10^{-8} \text{ g/L}$

QUESTÕES ANALÍTICO-EXPOSITIVAS

13. O vinagre é produzido a partir da fermentação de líquidos alcoólicos, como vinho, cerveja ou soluções açucaradas. O processo ocorre em duas etapas: primeiro, as leveduras transformam os açúcares em etanol (fermentação líquida). Em seguida, bactérias do gênero *Acetobacter* oxidam o etanol em ácido acético, responsável pelo sabor e aroma característicos do vinagre. No Brasil, conforme a Instrução Normativa nº 13/2003 do Ministério da Agricultura, o vinagre deve conter pelo menos 4% de ácido acético em massa, garantindo sabor, acidez e propriedades conservantes adequadas.

Uma fábrica de vinagre precisa determinar a concentração de ácido acético (CH_3COOH) em sua amostra para saber se atende a legislação. Na titulação, foram gastos 25,0 mL de NaOH 0,10 mol/L para neutralizar 50,0 mL da amostra. Com base nessas informações, responda:

a) Qual a reação envolvida na titulação?



b) Qual a relação estequiométrica entre o ácido e a base?

1:1

c) Qual a concentração molar do ácido acético nessa amostra titulada?

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$0,1 \text{ M} \times 25 \text{ mL} = C_2 \times 50 \text{ mL} \Rightarrow C_2 = 0,05 \text{ M}$$

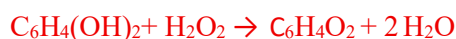
14. (Fuvest - Modificado) O besouro-bombardeiro possui um mecanismo de defesa singular, quando ameaçado, expulsa uma solução aquosa quente resultante de uma reação exotérmica que ocorre em seu organismo. Essa reação envolve a mistura de soluções de hidroquinona ($\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$), peróxido de hidrogênio (H_2O_2) e enzimas, formando p-benzoquinona ($\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2$) e água. O calor liberado nesse processo pode ser estimado a partir da Lei de Hess, utilizando os dados termodinâmicos de reações auxiliares fornecidos abaixo:

$\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_{2(\text{aq})} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_4\text{O}_{2(\text{aq})} + \text{H}_{2(\text{g})}$	$\Delta H^0 = +177 \text{ kJ/mol}$
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 1/2 \text{ O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$	$\Delta H^0 = +95 \text{ kJ/mol}$
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow 1/2 \text{ O}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})}$	$\Delta H^0 = +286 \text{ kJ/mol}$

a) Escreva a equação global da reação que ocorre no organismo do besouro a partir da combinação da hidroquinona com o peróxido de hidrogênio.

Equação global da reação





b) Utilizando os dados fornecidos, aplique a Lei de Hess para determinar o valor do ΔH^0 da reação global. Mostre as etapas de manipulação das equações auxiliares até chegar ao resultado.

Cálculo de ΔH^0 pela Lei de Hess

$$\Delta H^0 = +177 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^0 = -95 \text{ kJ/mol} \quad (\text{Inverter sinal})$$

$$\Delta H^0 = -286 \text{ kJ/mol} \quad (\text{Inverter sinal})$$

$$\Delta H^0_{\text{global}} = +177 + (-286 - 95) = -204 \text{ kJ/mol}$$

c) A partir do valor obtido para o ΔH^0 , indique se a reação é exotérmica ou endotérmica.

Como $\Delta H^0_{\text{global}} = -204 \text{ kJ/mol}$, a reação é exotérmica.

OBS: Houve erro de digitação.

Onde se lê questão “15”, leia-se questão “14”.

Todas as folhas de respostas da prova EM2 que estiver escrito questão “15” será considerada questão “14”. Todos que estiverem escrita questão “14” permanecerão assim. Portanto, nenhum candidato será prejudicado.