Olimpíada Cearense de Química – Edição 2026

OCQ 2026 – 2ª Fase

Modalidade M2: 2ª Série EM

INSTRUÇÕES

DATA: 25/9/2026

INÍCIO: 14h (horário de Brasília)

Prezado(a) estudante,

Com este exame, iniciamos a seleção para a etapa nacional da Olimpíada Brasileira de Química (OBQ) e da etapa regional da Olimpíada Norte Nordeste de Química (ONNeQ) que acontecerão em 2027.

Atenção às seguintes informações:

1. TEMPO DE PROVA: 3 horas.

2. COMPOSIÇÃO: 30 questões de múltipla escolha

3. IDENTIFICAÇÃO: Preencha corretamente sua ficha de identificação e informe seu número de inscrição nos locais indicados.

4. RESPOSTAS: Marque as questões de múltipla escolha na folha de respostas, sem rasuras. verifique se não há imperfeições gráficas em seu caderno de questões.

5. CALCULADORA: É permitida calculadora, inclusive científica, desde que não seja programável.

6. NÃO É PERMITIDO: O uso de celular, tablet, notebook ou outros equipamentos eletrônicos.

7. SAÍDA COM CADERNO DE QUESTÕES: Somente quando decorridos 2 horas do tempo de prova estabelecido.

Boa prova!

2ª Fase Olimpíada Cearense de Química – 2026

OCQ 2026

Modalidade M2

Questão 1.

Dois recipientes rígidos, termicamente isolados do ambiente, são conectados por uma válvula inicialmente fechada. Os recipientes encontram-se à mesma temperatura inicial T e contêm gases nobres que podem ser considerados ideais.

- Recipiente I: He(g) ocupando V = 4,00 L a uma pressão de 5,00 atm;
- Recipiente II: Ar(g) ocupando V = 5,00 L a uma pressão de 1,00 atm.

A válvula é aberta e, após um intervalo suficientemente longo, os gases se misturam completamente. Considere que não ocorre reação química, que não há perda de matéria e que, ao final do processo, o sistema atinge novamente a temperatura T.

Nessas condições, a fração molar do hélio, no equilíbrio, é:

a) 0,20
b) 0,40
c) 0,60
d) 0,80
e) 1,00

Questão 2.

A extração líquido-líquido em funil de decantação é uma técnica laboratorial de separação baseada na diferença de densidade das soluções e de solubilidade das substâncias. Líquidos imiscíveis se separam em fases distintas, e a polaridade dos solventes implica para qual fase cada soluto migrará.

Em um laboratório, um químico adiciona a um funil de decantação volumes exatamente iguais de três solventes puros: água destilada (ρ = 1,00 g/cm^3), n-hexano (ρ = 0,66 g/cm^3) e tetracloreto de carbono, CCl_4 (ρ = 1,59 g/cm^3). Em seguida, ele adiciona ao funil uma pequena quantidade de cristais de iodo molecular (I_2) e de cloreto de potássio (KCl). O sistema é vigorosamente agitado e deixado em repouso.

Sabendo que o n-hexano é um solvente apolar, o que será observado no funil após o equilíbrio do sistema?

a) O sistema formará duas fases. A fase apolar (superior) conterá o I_2 dissolvido, enquanto a fase aquosa (inferior) conterá o KCl.
b) O sistema será constituído de duas fases líquidas distintas. A fase aquosa (superior) conterá o KCl dissolvido, enquanto a fase apolar (inferior) conterá o I_2 dissolvido.
c) O sistema formará duas fases, com a água na fase superior, porém o iodo molecular (I_2), por ser denso, decantará no fundo do funil, não se dissolvendo em nenhuma das fases.
d) O sistema formará uma fase única (emulsão estável), já que a densidade média dos solventes anula a tensão superficial da água, permitindo a solubilização completa do KCl e do I_2.
e) O sistema apresentará três fases líquidas distintas. A água ocupará a fase intermediária, contendo o KCl dissolvido; o n-hexano ocupará a fase superior e o CCl_4 a fase inferior, com o I_2 distribuído entre estas duas últimas.

Questão 3.

As espécies químicas podem ser classificadas de acordo com as semelhanças que apresentam em suas partículas fundamentais (prótons, nêutrons e elétrons). Conceitos como isótopos, isóbaros e isótonos são pilares fundamentais para entender a estrutura nuclear, assim como as séries isoeletrônicas, que reúnem íons e átomos neutros com a mesma quantidade de elétrons, fator que impacta diretamente no raio iônico e nas propriedades periódicas.

Três átomos fictícios, A, B e C, apresentam as seguintes relações entre si:

1. O ânion bivalente A^{2-} é isoeletrônico do cátion trivalente B^{3+}.
2. O átomo B é isótopo do átomo C.
3. O átomo A é isóbaro de C e isótono de B.

Sabendo que o átomo C possui 20 prótons e 22 nêutrons, assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, o número atômico do átomo A, o número de massa do átomo B e a soma total de partículas fundamentais (prótons + nêutrons + elétrons) do íon A^{2-}.

a) 15, 47 e 59
b) 17, 42 e 57
c) 15, 42 e 59
d) 20, 47 e 55
e) 15, 47 e 57

Questão 4.

Levou muito tempo para se compreender — e ainda mais para se aceitar — que as propriedades dos átomos e das moléculas **não** obedecem às mesmas leis físicas que descrevem tão bem os objetos macroscópicos. A teoria quântica permite prever e explicar essas propriedades e descrever a importância central dos elétrons na Química. Sobre a teoria quântica, analise as afirmativas a seguir.

I. A equação de Schrödinger funciona perfeitamente para um átomo de hidrogênio com um elétron e um próton, mas verifica-se que ela não pode ser resolvida com exatidão para qualquer átomo polieletrônico.

II. Embora o átomo de hélio contenha apenas dois elétrons, na mecânica quântica ele é considerado um átomo polieletrônico.

III. O termo orbital atômico se refere a uma função de onda espacial associada a um estado permitido do elétron em um átomo, enquanto o termo função densidade se relaciona com as regiões mais prováveis de se encontrar um elétron no espaço.

IV. Um modo mais realista de visualizar a distribuição de densidade eletrônica do orbital 1s é dividi-lo em camadas estreitas concêntricas. A representação da probabilidade de encontrar o elétron em cada camada é denominada de probabilidade radial.

Considerando as informações citadas, quais afirmativas estão corretas?

a) Apenas as afirmativas I e II.
b) Apenas as afirmativas I, III e IV.
c) Apenas as afirmativas I, II e IV.
d) Apenas as afirmativas II, III e IV.
e) Todas as afirmativas estão corretas.

Questão 5.

O comportamento anômalo das propriedades físicas de hidretos moleculares de elementos do segundo período da Tabela Periódica (CH_4, NH_3, H_2O e HF) é fundamental para a manutenção da vida e para diversos processos industriais. Embora essas moléculas apresentem massas molares muito próximas (variando entre 16 g/mol e 20 g/mol), suas temperaturas de ebulição sob pressão de 1 atm revelam contrastes marcantes:

Hidreto	CH_4	NH_3	HF	H_2O
Temperatura de ebulição (TE) em ºC	–161,5	–33,3	19,5	100

Analisando as informações fornecidas, é correto afirmar que

a) a água possui maior TE por realizar maior número de ligações de hidrogênio por molécula no líquido.
b) a água (H_2O) possui maior TE por haver maior diferença de eletronegatividade entre seus átomos constituintes.
c) todas as moléculas têm como ligação intermolecular predominante forças de dispersão de London potencializadas pela sua massa molecular.
d) a TE do fluoreto de hidrogênio (HF) é maior que a TE da amônia (NH_3), pois o HF apresenta ligações de hidrogênio enquanto o NH_3 possui apenas forças de dispersão de London.
e) o metano (CH_4) possui menor TE pois por ter mais átomos de hidrogênio, consegue interagir melhor por ligações de hidrogênio.

Questão 6.

Durante as atividades práticas de Química, cinco grupos de estudantes receberam frascos contendo soluções aquosas de HF, HCl, HBr e HI, todas mantidas à mesma temperatura. O objetivo era explicar por que esses hidrácidos apresentam diferentes graus de ionização em água. Além disso, foi permitido ampliar as análises utilizando as mesmas substâncias HF, HCl, HBr e HI em outros solventes.

Após a realização das atividades, dois dos grupos concluíram que a diferença de força ácida está relacionada principalmente à facilidade de ruptura da ligação H–X (X = F, Cl, Br ou I), enquanto outros três grupos atribuíram esse comportamento exclusivamente à eletronegatividade do halogênio. O professor solicitou que os estudantes apresentassem uma conclusão consolidada de cada grupo sobre a força ácida das substâncias estudadas.

Qual dos grupos apresentou a conclusão mais consistente com os resultados experimentais obtidos tanto em meio aquoso quanto em solvente não aquoso?

a) Grupo 1: O HF é o ácido mais forte da série de hidrácidos, pois o flúor é o elemento mais eletronegativo

entre os halogênios, polarizando mais intensamente a ligação H–F e liberando mais facilmente o $H^+(aq)$.

b) Grupo 2: A ordem crescente de força ácida é HF < HI < HBr < HCl, pois, ao longo do grupo dos halogênios, o aumento do raio atômico enfraquece a ligação H–X, favorecendo sua ionização em quaisquer solventes.

c) Grupo 3: HCl, HBr e HI apresentam praticamente a mesma força ácida, pois todos os três sofrem ionização completa em água, enquanto o HF é um ácido moderado devido ao pequeno raio do átomo de hidrogênio.

d) Grupo 4: Quando dissolvidos em HF líquido, HCl, HBr e HI recebem prótons do solvente não-aquoso, formando espécies protonadas. Neste meio não-aquoso, comportam-se como bases, evidenciando que o comportamento ácido-base depende do solvente utilizado.

e) Grupo 5: O ácido iodídrico, HI(aq), é o mais forte dos hidrácidos porque o iodo possui menor eletronegatividade dentre os quatro halogênios citados, formando uma ligação H–I mais polarizada e, consequentemente, mais facilmente ionizável em ambiente aquoso.

Questão 7.

Durante uma aula de Química, estudantes analisaram o comportamento químico de três óxidos presentes em diferentes processos industriais. O quadro a seguir, que apresenta informações sobre a reatividade destes óxidos com água, ácidos e bases, em temperatura de 25 °C.

Óxido	Reage com Água	Reage com HCl(aq) diluído	Reage com NaOH(aq) diluído
$SO_3(g)$	Sim	Não	Sim
CaO(s)	Sim	Sim	Não
$Al_2O_3(s)$	Não	Sim	Sim

Com base nestes dados, é possível inferir que o

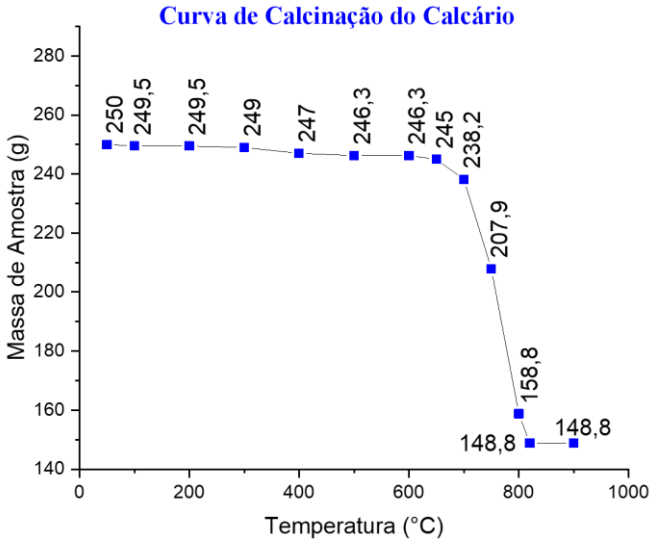
a) Al_2O_3 é um óxido neutro, pois não reage com água.
b) CaO, ao reagir com água, produz uma base altamente solúvel.
c) CaO pode reagir com o SO_3 em meio aquoso, formando sulfato de cálcio.
d) SO_3 é chamado de anidrido sulfuroso, pois ao reagir com água forma o H_2SO_4.
e) Al_2O_3 apresenta elevado caráter iônico, o que justifica sua não reação com água.

Questão 8.

A calcinação do calcário em fornos industriais operando em temperaturas no intervalo de 0 ºC a 1000 ºC é a etapa central para a produção da cal virgem (óxido de cálcio, CaO), insumo estratégico na siderurgia, no tratamento de efluentes e na construção civil. O processo fundamenta-se na decomposição térmica do carbonato de cálcio ($CaCO_3$), liberando dióxido de carbono gasoso, segundo a equação a seguir:

$$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

No controle de qualidade de uma planta de processamento, o setor de engenharia química procedeu uma análise gravimétrica de 250 g de calcário bruto, obtendo o gráfico a seguir:



Considerando que as impurezas presentes não sofram decomposição no intervalo de temperatura analisado e a partir das demais informações apresentadas, é possível determinar que a pureza da amostra é de aproximadamente:

a) 40 %.
b) 60 %.
c) 72 %.
d) 92 %.
e) 98 %.

Questão 9.

A obtenção industrial de ferro a partir da hematita (Fe_2O_3) envolve uma sequência de reações de óxido-redução. Em uma representação simplificada, o carbono reage com oxigênio formando monóxido de carbono, que

atua como agente redutor dos óxidos de ferro. As transformações podem ser representadas pelas seguintes etapas:

I. $C(s) + ½\ O_2(g) \rightarrow CO(g)$

II. $3\ Fe_2O_3(s) + CO(g) \rightarrow 2\ Fe_3O_4(s) + CO_2(g)$

III. $Fe_3O_4(s) + CO(g) \rightarrow 3\ FeO(s) + CO_2(g)$

IV. $FeO(s) + CO(g) \rightarrow Fe(s) + CO_2(g)$

Considere que as quatro etapas ocorrem sucessivamente, que as espécies intermediárias sejam integralmente transferidas de uma etapa para a seguinte e que há uma carga inicial contendo 480,0 g de Fe_2O_3, 36,0 g de C e 96,0 g de O_2.

Considerando as massas molares de Fe = 56 g/mol, C = 12 g/mol e O = 16 g/mol, qual a massa máxima de ferro metálico, em grama, que pode ser obtida?

a) 56,0 g
b) 84,0 g
c) 112,0 g
d) 224,0 g
e) 336,0 g

Questão 10.

Os princípios da Química Verde incentivam o desenvolvimento de processos capazes de reduzir a geração de resíduos, minimizar o consumo de energia e utilizar matérias-primas renováveis sempre que possível. Uma prática compatível com os princípios da Química Verde é

a) aumentar o consumo de reagentes para acelerar as reações.
b) utilizar reagentes em excesso para garantir rendimento elevado.
c) substituir solventes mais tóxicos por solventes menos perigosos.
d) elevar os valores de pressão e temperatura para maximizar o rendimento.
e) privilegiar processos que produzam maior quantidade de resíduos não biodegradáveis.

Questão 11.

Em muitas residências brasileiras, o preparo de bolos utiliza fermento químico contendo bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$). Durante o aquecimento, este composto sofre decomposição, liberando dióxido de carbono (CO_2), água (H_2O) e carbonato de sódio (Na_2CO_3).

A principal função do bicarbonato de sódio, durante o aquecimento da massa, é

a) reduzir o teor de água da massa.
b) formar bolhas que expandem a massa.
c) impedir a caramelização dos açúcares.
d) aumentar a temperatura de cozimento.
e) neutralizar completamente os ácidos presentes.

Questão 12.

Um técnico químico recebeu a tarefa de preparar exatamente 500 mL de uma solução padronizada de ácido sulfúrico (H_2SO_4) a partir de uma alíquota do ácido comercial concentrado. Após o preparo, ele deve utilizar essa solução ácida recém-preparada para titular uma amostra de hidróxido de sódio (NaOH) cuja concentração é desconhecida.
Para que o procedimento seja seguro e analiticamente correto, o técnico deve adotar a regra de segurança apropriada para a etapa de diluição e selecionar as vidrarias corretas para cada fase do processo.

Assinale a alternativa que indica, respectivamente:

1. A regra de segurança obrigatória para a diluição inicial do ácido.
2. A vidraria adequada para o preparo e aferição do volume exato da solução padrão (500 mL).
3. A vidraria ideal para a reação de titulação, que ocorre sob agitação manual.

a) Adicionar rapidamente a água sobre o ácido concentrado; Proveta; Béquer.
b) Adicionar a água sobre o ácido concentrado; Balão volumétrico; Erlenmeyer.
c) Adicionar o ácido concentrado lentamente sobre a água; Proveta; Tubo de ensaio.
d) Adicionar o ácido concentrado lentamente sobre a água; Béquer; Balão de fundo chato.
e) Adicionar o ácido concentrado lentamente sobre a água; Balão volumétrico; Erlenmeyer.

Questão 13.

Uma amostra de vinagre comercial contém ácido etanoico, CH_3COOH, como principal componente ácido. Para determinar sua concentração, inicialmente, 10,00 mL do vinagre foram transferidos para um balão volumétrico de 100,0 mL, que foi completado com água destilada. Em seguida, uma alíquota de 25,00 mL da solução diluída foi titulada, em triplicata, com solução

aquosa padrão de hidróxido de sódio, NaOH(aq), de concentração 0,1000 mol L^{-1}. Na análise foram gastos os volumes de 20,1 mL, 19,9 mL e 20,0 mL de NaOH. A reação de neutralização pode ser representada por

$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow CH_3COONa(aq) + H_2O(l)$

Considere que o ácido etanoico seja o único ácido titulado nas condições do experimento. A partir da média dos volumes de titulante empregados, a concentração em quantidade de matéria por volume de CH_3COOH no vinagre comercial é igual a

a) 2,00 mol L^{-1}
b) 0,800 mol L^{-1}
c) 0,400 mol L^{-1}
d) 0,200 mol L^{-1}
e) 0,0800 mol L^{-1}

Questão 14.

Em determinado experimento crioscópico, 5,85 g de um soluto iônico de fórmula MX e massa molar 58,5 g mol^{-1} foram dissolvidos em 500 g de água. Esta solução apresentou temperatura de solidificação de –0,670 °C.
Uma segunda solução de MX, a 300 K, possui concentração analítica 0,150 mol L^{-1} e apresenta o mesmo grau de dissociação da primeira solução. Para as duas soluções, admita comportamento ideal.

Dados: $\Delta T_f = i\, K_f\, m$; $K_f\,(H_2O) = 1{,}86$ °C kg mol^{-1};

$i = 1 + \alpha$; $\pi = i\,[MX]\,R\,T$; $R = 0{,}08206$ L atm mol^{-1} K^{-1}.
O grau de dissociação (**α**) de MX e a pressão osmótica observados na segunda solução, respectivamente, têm valores próximos de

a) 20 % e 4,43 atm.
b) 40 % e 5,17 atm.
c) 60 % e 5,91 atm.
d) 80 % e 6,65 atm.
e) 100 % e 7,39 atm.

Questão 15.

Um estudante de Química avaliou uma reação de deslocamento gás-água para ajustar a composição de uma corrente gasosa:

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$$

Para estimar o comportamento termodinâmico a 700 K, ele admitiu que as entalpias-padrão de formação e as entropias molares-padrão permanecem constantes no intervalo de temperatura considerado, conforme dados apresentados a seguir, na ordem

Substância	CO(g)	$H_2O(g)$,	$CO_2(g)$	$H_2(g)$
$\Delta_f H°$ (kJ mol^{-1})	-110,5	-241,8	-393,5	0,0
$S°$ (J mol^{-1} K^{-1})	197,7	188,8	213,7	130,7

Dados: $\Delta G = \Delta H^0 - T\Delta S^0$; $K = e^{-\frac{\Delta G}{RT}}$

Considerando as informações apresentadas, determine o valor aproximado da constante de equilíbrio (K) a 700 K.

a) $7{,}22 \times 10^{-4}$
b) $8{,}42 \times 10^{-4}$
c) 0,13
d) 7,50
e) 11,7

Questão 16.

Considere que em quatro ensaios adicionam-se 100 mL de solução de ácido clorídrico, em excesso, a 5,0 g de carbonato de cálcio em diversas condições.

Ensaio I: fragmentos de $CaCO_3$, HCl 1,0 mol L^{-1} e 25 °C.
Ensaio II: $CaCO_3$ pulverizado, HCl 1,0 mol L^{-1} e 25 °C.
Ensaio III: $CaCO_3$ pulverizado, HCl 2,0 mol L^{-1} e 40 °C.
Ensaio IV: $CaCO_3$ pulverizado, HCl 2,0 mol L^{-1} e 25 °C.
Ensaio V: fragmentos de $CaCO_3$, HCl 1,0 mol L^{-1} e 30 °C.
Em todos eles, a quantidade final de dióxido de carbono formada é a mesma, mas a rapidez inicial varia.

Imediatamente após a adição de ácido clorídrico, em qual dos ensaios se observa a evolução de gás mais intensa?

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

Questão 17.

Uma indústria farmacêutica prepara uma solução aquosa de um monoácido forte com concentração inicial igual a $1{,}0 \times 10^{-2}$ mol L^{-1}, utilizada na calibração de sensores de pH. Durante um procedimento de controle de qualidade, um técnico realizou duas diluições sucessivas, conforme descrito:

Procedimento 1: uma alíquota de 20,0 mL da solução inicial foi transferida para um balão volumétrico de 100,0 mL, completando o volume com água destilada.
Procedimento 2: uma alíquota de 25,0 mL da nova solução, foi transferida para um balão volumétrico de 500,0 mL, completando o volume com água destilada.

Considerando que a temperatura permaneceu constante e desprezando a autoionização da água, a $[H^+]$ final

a) tornou-se $1,0 \times 10^{-6}$ mol L^{-1}, apresentando pH igual a 6,0.
b) tornou-se $1,0 \times 10^{-4}$ mol L^{-1} e o pH aumentou 2 unidades.
c) permaneceu $1,0 \times 10^{-2}$ mol L^{-1}, não alterando o valor final do pH.
d) tornou-se $1,0 \times 10^{-5}$ mol L^{-1} e o pH aumentou menos de 2 unidades.
e) tornou-se $1,0 \times 10^{-3}$ mol L^{-1} e o pH aumentou exatamente 1 unidade.

Questão 18.

Um reservatório de aço enterrado em solo úmido foi conectado eletricamente a uma placa de magnésio para reduzir a corrosão do ferro. Considere os potenciais-padrão de redução:

$$Mg^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Mg(s) \quad E° = -2,37\ V$$
$$Fe^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Fe(s) \quad E° = -0,44\ V$$

Admitindo-se que o potencial de redução do aço é igual ao potencial de redução do ferro, espera-se que, durante o funcionamento desse sistema de proteção, ocorra:

a) Oxidação do magnésio, que funciona como ânodo.
b) Redução do magnésio, com o aço funcionando como ânodo.
c) Redução simultânea do magnésio e do ferro pela água do solo.
d) Oxidação do ferro, com fluxo de elétrons do aço para o magnésio.
e) Ação catalítica do magnésio, sem transferência de elétrons entre os metais.

Questão 19.

Pilhas eletroquímicas são utilizadas em diversos dispositivos para converter energia química em energia elétrica. Em determinada célula formada pelos pares Zn^{2+}/Zn e Ag^+/Ag, a força eletromotriz depende das concentrações das espécies presentes em solução. Uma pilha opera a 25 °C segundo a reação global:

$$Zn(s) + 2\ Ag^+(aq) \leftrightharpoons Zn^{2+}(aq) + 2\ Ag(s)$$

A concentração de Zn^{2+} é 0,010 mol L^{-1}, e a concentração de Ag^+ é desconhecida. A força eletromotriz medida é de 1,42 V.

Dados:
$E°(Ag^+/Ag) = +0,80$ V; $E°(Zn^{2+}/Zn) = -0,76$ V.

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,0592}{n} logQ$$

Qual é a concentração aproximada de $Ag^+(aq)$ nessa pilha?

a) $1,9 \times 10^{-7}$ mol L^{-1}
b) $1,8 \times 10^{-5}$ mol L^{-1}
c) $4,3 \times 10^{-4}$ mol L^{-1}
d) $5,4 \times 10^{-2}$ mol L^{-1}
e) $2,3 \times 10^{1}$ mol L^{-1}

Questão 20.

O estudo e o conhecimento das soluções são fundamentais na ciência e na indústria porque permitem que as reações ocorram de maneira homogênea, rápida e controlada. Considere que, em um laboratório, preparou-se uma solução dissolvendo 11,7 g de NaCl em quantidade suficiente de água para obter 500 mL de solução.

Adote as massas molares:

Na = 23,0 g/mol; Cl = 35,5 g/mol.

A concentração aproximada, em quantidade de matéria por volume, da solução preparada é de

a) 0,10 mol L^{-1}.
b) 0,20 mol L^{-1}.
c) 0,40 mol L^{-1}.
d) 2,50 mol L^{-1}.
e) 4,00 mol L^{-1}.

Questão 21.

Em um procedimento de laboratório, 350 mL de uma solução NaOH 0,100 mol L^{-1} são misturados com 150 mL de uma solução HCl 0,400 mol L^{-1}. Ao final do processo são feitas 5 afirmações.

I. A concentração final de íons Cl^- é de 0,070 mol L^{-1}.
II. A solução a 25 °C apresenta pH igual a 7,0;
III. A concentração final de HCl é de 0,025 mol L^{-1};
IV. A concentração final de íons Na^+ é de 0,070 mol L^{-1};

V. A solução resultante apresentará pH entre 1 e 2;

Considerando os volumes aditivos e o comportamento ideal de solução, quais são as afirmativas corretas?

a) Apenas as afirmativas I e II estão corretas.
b) Apenas as afirmativas II e III estão corretas.
c) Apenas as afirmativas I e IV estão corretas.
d) Apenas as afirmativas III e V estão corretas.
e) Apenas as afirmativas IV e V estão corretas.

Questão 22.

Uma peça metálica é revestida com cobre por eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre(II). Durante o processo, uma corrente de 1,93 A passa pelo circuito durante 16 minutos de 40 segundos.

Semirreação no cátodo: $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$.

Dados: constante de Faraday F = 96 500 C mol^{-1}; massa molar do Cu = 63,5 g mol^{-1}; 1 A = 1 C s^{-1}.

Sendo a eficiência de corrente de 100 %, qual foi a massa de cobre depositada sobre a peça?

a) 0,318 g
b) 0,635 g
c) 1,270 g
d) 6,350 g
e) 12,700 g

Questão 23.

Em sistemas de cultivo hidropônico, a concentração de nutrientes na solução nutritiva deve ser cuidadosamente controlada.

O nitrogênio, por exemplo, pode ser fornecido às plantas na forma de nitrato de potássio, KNO_3. Um produtor dispõe de uma solução concentrada de KNO_3 contendo 30,0 % (m/m) desse sal e com densidade igual a 1,20 g mL^{-1}.

Deseja-se utilizar essa solução para preparar 200 L de solução nutritiva contendo 150 mg de nitrogênio por litro.

Admitindo que todo o nitrogênio presente no KNO_3 seja contabilizado na concentração final, o volume aproximado da solução concentrada que deverá ser utilizado é:

a) 0,003 L
b) 0,083 L
c) 0,360 L
d) 0,600 L
e) 2,000 L

Questão 24.

A produção do óxido de fósforo(V) pode ser feita através da decomposição térmica do ácido fosfórico anidro:

$$H_3PO_4(l) \rightarrow P_4O_{10}(s) + H_2O(l)$$

Considere uma amostra de 490 g de H_3PO_4 líquido e os seguintes dados:
$\Delta_f H°$ [$H_3PO_4(l)$] = –1266,9 kJ mol^{-1};
$\Delta_f H°$ [$P_4O_{10}(s)$] = –2984,0 kJ mol^{-1};
$\Delta_f H°$ [$H_2O(l)$] = –285,8 kJ mol^{-1};
M(H_3PO_4) = 98,0 g mol^{-1}.

Desprezando perdas térmicas, qual o valor da variação de entalpia da decomposição total dessa amostra?

a) +461,0 kJ
b) +368,8 kJ
c) +92,2 kJ
d) -92,2 kJ
e) -2002,9 kJ

Questão 25.

Um *software* foi utilizado na análise da reação entre os reagentes A e B, cuja velocidade inicial pode ser expressa por:

$$v = k\,[A]^m\,[B]^n$$

Devido a uma falha de programação, o *software* apresentou cinco possíveis leis de velocidade, com diferentes unidades para a constante cinética (k). Para identificar o modelo correto, um pesquisador realizou três experimentos, à mesma temperatura, obtendo os dados apresentados a seguir.

Experimento	[A] (mol L^{-1})	[B] (mol L^{-1})	Velocidade (mol L^{-1} s^{-1})
1	0,50	0,50	18,0
2	0,25	1,00	72,0
3	1,00	2,00	288,0

Com base nos resultados experimentais, assinale a alternativa que apresenta corretamente as unidades da constante de velocidade k.

a) s^{-1}.
b) $L\ mol^{-1}\ s^{-1}$.
c) $L^2\ mol^{-2}\ s^{-1}$.
d) $mol\ L^{-1}\ s^{-1}$.
e) $mol^{\frac{1}{2}}\ L^{-\frac{1}{2}}\ s^{-1}$.

Questão 26.

Em um reator fechado com volume de 1,00 L, previamente evacuado, são adicionados 60,0 g de magnetita, $Fe_3O_4(s)$ e 0,800 mol H_2. No equilíbrio, a massa restante de magnetita é de 25,2 g. Esta reação é representada pela equação química a seguir:

$$Fe_3O_4(s) + H_2(g) \rightleftharpoons Fe(s) + H_2O(g)$$

Considerando que as atividades de sólidos puros são constantes, qual o valor de Kc para esse equilíbrio heterogêneo, nessas condições?

a) 3 b) 9 c) 27 d) 81 e) 243

Questão 27.

O trióxido de enxofre (SO_3) é um importante intermediário na produção industrial de ácido sulfúrico. Sua formação ocorre pela oxidação do dióxido de enxofre (SO_2), em um processo que estabelece um equilíbrio químico gasoso.

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$$

A 227 ºC, a constante de equilíbrio equivale a $K_c = 4{,}0 \times 10^2$. Dado: R = 0,082 L atm mol^{-1} K^{-1}

Qual é o valor aproximado de Kp a 227 °C?

a) $9{,}8 \times 10^0$
b) $2{,}1 \times 10^1$
c) $4{,}0 \times 10^2$
d) $7{,}4 \times 10^3$
e) $1{,}6 \times 10^4$

Questão 28.

No processo de produção do ácido sulfúrico, em uma das etapas, o dióxido de enxofre é oxidado cataliticamente a trióxido de enxofre segundo a reação representada pela seguinte equação química:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g) \qquad \Delta H < 0$$

Realizou-se reunião técnica em uma indústria produtora de ácido sulfúrico, quando foram levantadas cinco propostas para aumentar o rendimento da reação de formação de SO_3. Considerando exclusivamente os princípios do equilíbrio químico, qual proposta está cientificamente correta?

a) Adicionar um catalisador mais eficiente.
b) Introduzir um gás inerte em um recipiente de volume constante.
c) Aumentar simultaneamente a temperatura e a pressão do sistema.
d) Diminuir a pressão do sistema e retirar continuamente o SO_3 formado.
e) Elevar a pressão do sistema e remover continuamente o SO_3 produzido.

Questão 29.

Em soluções aquosas, reações ácido-base podem ocorrer por transferência de prótons entre diferentes espécies químicas. A extensão dessa transferência depende da força relativa dos ácidos e das bases envolvidas. A 25 °C, ocorre a transferência de próton:

$$HF(aq) + CN^-(aq) \rightleftharpoons F^-(aq) + HCN(aq)$$

Dados:
$Ka_{(HF)} = 6{,}8 \times 10^{-4}$; $Kb_{(CN^-)} = 2{,}0 \times 10^{-5}$;
$Kw = 1{,}0 \times 10^{-14}$.

Qual é a constante de equilíbrio aproximada da transferência de próton representada?

a) $1{,}36 \times 10^{-8}$
b) $7{,}35 \times 10^{-7}$
c) $2{,}94 \times 10^{-2}$
d) $3{,}4 \times 10^1$
e) $1{,}36 \times 10^6$

Questão 30.

Em processos biológicos e industriais, é comum a necessidade de manter o pH de uma solução dentro de uma faixa adequada. Para estudar esse comportamento, uma solução tampão básica é preparada pela neutralização parcial da amônia com ácido clorídrico. Misturou-se 50,0 mL de $NH_3(aq)$ 0,200 mol L^{-1} com 25,0 mL de HCl(aq) 0,200 mol L^{-1}.

A reação de neutralização é completa:

$$NH_3(aq) + H_3O^+(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + H_2O(l)$$

Após a reação, coexistem NH_3 e NH_4^+, espécie que participa do equilíbrio de hidrólise ácida. Dado: $pK_b(NH_3) = 4{,}75$

Qual é o pH da solução tampão formada a 25 °C?

a) 4,75
b) 5,25
c) 7,00
d) 8,65
e) 9,25

2ª Fase Olimpíada Cearense de Química – 2026

OCQ 2026

Modalidade M2

Tabela Periódica dos Elementos Químicos

