



INFORMAÇÕES

Prezados estudantes, estamos felizes em recebê-los para essa etapa estadual do Programa Nacional Olimpíadas de Química referente a Fase 2 da Olimpíada Amapaense de Química.

DA PROVA PRESENCIAL

DIA DA PROVA: **03 DE SETEMBRO DE 2026**

HORÁRIO: **DAS 14 ÀS 18 H, HORÁRIO DE BRASÍLIA**

- Tolerância de 30 min para ingresso em sala (14:30 h)
- Saída somente 1 h após o início da prova (15:00 h)

DA PROVA – MODALIDADE 1

Constará de 5 questões analítico-expositivas, onde, cada questão terá 4 itens associados a diferentes conteúdos correlatos a ideia exposta ou a um único assunto explorado.

Você, aluno, receberá no mínimo 5 folhas para resposta, em que:

1. irá se identificar a partir do número de inscrição
2. **não colocar seu nome ou qualquer outra marca**
3. além do número de inscrição, deverá marcar qual questão está respondendo na prova
4. tente ser organizado e responder as alternativas em sequência
5. poderá ser usado o verso da mesma para continuar o desenvolvimento da resposta
6. não poderá ter respostas de mais de uma questão na mesma folha de resposta

Verifique a prova observando se há falhas ou imperfeições gráficas que lhe causem dúvidas.

QUALQUER RECLAMAÇÃO SERÁ ACEITA SOMENTE DURANTE OS 30 MINUTOS INICIAIS.

É permitido o uso de calculadoras, inclusive, científicas. Porém, não é permitido o uso de calculadoras programáveis de qualquer tipo e o uso de demais equipamentos eletrônicos como smartphones, tablets e notebooks.

QUESTÕES ANALÍTICO EXPOSITIVAS

GABARITO OFICIAL

Questão 01: Em uma análise de laboratório, foram identificadas diferentes espécies químicas a partir da quantidade de partículas presentes em seus átomos. Os resultados mostraram que algumas espécies apresentavam o mesmo número de prótons, enquanto outras possuíam alterações no número de elétrons ou de nêutrons. Essas diferenças são fundamentais para compreender a identidade dos elementos, a formação de íons e a existência de isótopos.

Com base nessas informações, responda:

- a) Um átomo apresenta 17 prótons, 18 elétrons e 20 nêutrons. Determine seu número atômico, número de massa e carga elétrica.
- b) Considere as espécies X e Y, sabendo que X possui 12 prótons e 12 nêutrons, enquanto Y possui 12 prótons e 14 nêutrons. Qual é a relação existente entre X e Y? Justifique.
- c) Uma espécie química apresenta 20 prótons e 18 elétrons. Ela é eletricamente neutra ou carregada? Indique sua carga e a classificação do íon formado.
- d) Explique por que a perda ou o ganho de elétrons não altera a identidade do elemento químico, enquanto uma alteração no número de prótons produz outro elemento.

RESOLUÇÃO:

a) Número atômico (Z): 17

Número de massa (A): 37

Carga elétrica: -1

Número atômico (Z): É igual à quantidade de prótons ($Z = 17$).

Número de massa (A): É a soma de prótons e nêutrons ($A = 17 + 20 = 37$).

Carga elétrica: Como há um elétron a mais do que o número de prótons, a carga é negativa ($17 - 18 = -1$).

b) A relação entre X e Y é de isotopia (são isótopos).

Por definição, isótopos são espécies químicas que possuem o mesmo número atômico (mesma quantidade de prótons) e diferentes números de massa devido à variação no número de nêutrons. Ambas as espécies apresentam 12 prótons (pertencendo ao elemento magnésio, $Z=12$), mas diferem no número de nêutrons 12 e 14, respectivamente.

c) A espécie está eletricamente carregada, possui carga +2 e é classificada como um cátion.

A espécie possui 2 prótons a mais do que elétrons ($20 - 18 = +2$). Íons com carga positiva são chamados de cátions.

d) A identidade de um elemento químico é determinada exclusivamente pelo seu número de prótons (número atômico). Os elétrons ficam na eletrosfera e podem ser transferidos em reações químicas comuns para formar íons, alterando apenas a carga e as propriedades químicas da espécie, mas mantendo o núcleo. Se o número de prótons mudar, altera-se a própria estrutura do núcleo atômico, transformando-o em um elemento químico completamente diferente.

Questão 02: A Química moderna se desenvolveu em torno do conceito unificador de estrutura molecular: um arranjo tridimensional bem definido dos átomos no espaço. Na simulação "*Forma da Molécula*" do PhET Colorado, é possível visualizar o efeito dos pares eletrônicos (ligantes e não

ligantes) sobre a geometria molecular e as propriedades físico-químicas de substâncias triatômicas, como a água (H_2O) e o dióxido de carbono (CO_2).

Considerando a estrutura molecular dessas duas substâncias e as teorias de ligação química, responda aos itens a seguir:

a) Represente a fórmula estrutural de Lewis para a molécula de H_2O e para a molécula de CO_2 , indicando explicitamente todos os pares de elétrons (ligantes e isolados) na camada de valência dos átomos centrais. (*Dados de números atômicos: $H = 1$; $C = 6$; $O = 8$*).

b) Com base na Teoria de Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência (VSEPR), indique a geometria molecular de cada uma das duas substâncias. Justifique por que a molécula de água é angular e a de dióxido de carbono é linear, apesar de ambas possuírem três átomos.

c) A simulação do PhET demonstra que o ângulo de ligação na molécula de água é de aproximadamente $104,5^\circ$. Justifique o motivo desse ângulo ser menor do que o ângulo de um arranjo tetraédrico regular ($109^\circ 28'$), que é a hibridização de origem do átomo central de oxigênio.

d) Analise a polaridade das duas moléculas. Explique, utilizando o conceito de vetor momento dipolar resultante, por que o CO_2 é um gás de baixa solubilidade em água à pressão atmosférica, enquanto a água é um solvente extremamente polar.

RESOLUÇÃO:

a) H_2O : $\text{H}-\text{O}-\text{H}$

O oxigênio possui 4 pares de elétrons na camada de valência ao redor do átomo central:

2 pares de elétrons ligantes, correspondentes às duas ligações $\text{O}-\text{H}$;

2 pares de elétrons não ligantes (isolados).

CO_2 :

$\text{O} = \text{C} = \text{O}$

O carbono possui duas regiões de densidade eletrônica, correspondentes às duas ligações duplas $\text{C}=\text{O}$. Cada oxigênio apresenta dois pares de elétrons não ligantes.

b) CO_2 : Geometria linear.

H_2O : Geometria angular.

De acordo com a Teoria de Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência (VSEPR), a geometria é determinada pelo número de nuvens eletrônicas ao redor do átomo central. Na molécula CO_2 , o carbono central possui duas nuvens eletrônicas (duas ligações duplas) e nenhum par de elétrons isolado. Para minimizar a repulsão intereletrônica, essas nuvens adotam a maior distância angular possível no espaço, resultando em um arranjo e geometria lineares (ângulo de 180°). Na molécula H_2O , o oxigênio central possui quatro nuvens eletrônicas (duas ligações simples e dois pares isolados), gerando um arranjo espacial tetraédrico. Como a geometria molecular considera apenas a posição dos núcleos dos átomos ligados, a presença dos dois pares isolados força a estrutura a assumir uma geometria angular.

C) O ângulo da água ($104,5^\circ$) é menor que o tetraédrico regular ($109^\circ28'$) devido à força de repulsão dos pares eletrônicos isolados.

Os pares de elétrons não ligantes do oxigênio ocupam mais espaço e exercem maior repulsão que os pares ligantes. A ordem aproximada das repulsões é:

par isolado–par isolado > par isolado–par ligante > par ligante–par ligante.

Na H_2O , os dois pares isolados do oxigênio exercem forte repulsão sobre os pares ligantes O–H, comprimindo o ângulo entre as ligações.

Por isso, o ângulo H–O–H diminui de aproximadamente $109^\circ28'$, correspondente ao arranjo tetraédrico ideal, para $104,5^\circ$.

D) A molécula de H_2O é polar. As ligações O–H são polares porque o oxigênio é mais eletronegativo que o hidrogênio. Como a molécula possui geometria angular, os vetores de momento dipolar das duas ligações não se anulam. Existe, portanto, um momento dipolar resultante diferente de zero.

O CO_2 possui ligações C=O polares, pois há diferença de eletronegatividade entre carbono e oxigênio. Entretanto, sua geometria é linear e simétrica. Os dois vetores de momento dipolar possuem sentidos opostos e, por isso, se anulam. O momento dipolar resultante é aproximadamente zero, tornando o CO_2 uma molécula apolar.

Consequentemente, a água apresenta fortes interações intermoleculares, incluindo ligações de hidrogênio, além de interações dipolo-dipolo, o que contribui para sua elevada capacidade de dissolver substâncias polares e iônicas. O CO_2 , por ser uma molécula globalmente apolar, apresenta solubilidade limitada em água, embora uma pequena parte do CO_2 dissolvido possa reagir com a água e formar ácido carbônico (H_2CO_3).

Questão 03: O intemperismo químico das rochas e a acidez dos solos são controlados por uma série de equilíbrios químicos interconectados que envolvem a atmosfera e a litosfera. Em regiões tropicais, o excesso de chuva pode remover cátions básicos, tornando o solo ácido e prejudicando culturas agrícolas. Para mitigar esse efeito, produtores utilizam a cal extinta, uma substância de forte caráter básico obtida industrialmente a partir da calcinação do calcário.

O diagrama conceitual acima ilustra as transformações e interações entre quatro substâncias fundamentais utilizadas ou geradas nesse ciclo de manejo químico ambiental: HCl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaCl_2 e CO_2 .

a) Classifique cada uma das quatro substâncias fornecidas (HCl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaCl_2 e CO_2) em sua respectiva função inorgânica e forneça a nomenclatura oficial (IUPAC) para cada uma delas.

b) Explique, com base na teoria de ligação química e na composição elementar, porque o dióxido de carbono (CO_2) é classificado estritamente como um óxido ácido (anidrido), demonstrando esse comportamento por meio de uma equação química balanceada de sua reação com a água.

c) O hidróxido de cálcio reage com o ácido clorídrico em uma reação clássica de neutralização total. Escreva a equação química global balanceada para esse processo e identifique, por meio de fórmulas moleculares, qual produto atua como o sal e qual atua como o solvente neutro.

d) Uma amostra comercial de 10,0 g de cal extinta impura contendo apenas $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e inertes foi completamente neutralizada por 200 mL de uma solução aquosa de HCl de concentração exatamente 1,0 mol/L. Calcule a massa pura de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ que reagiu e determine o teor de pureza (em porcentagem em massa) da amostra original.

(Dados de Massas Molares: $\text{H} = 1,0 \text{ g/mol}$; $\text{O} = 16,0 \text{ g/mol}$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$; $\text{Ca} = 40,0 \text{ g/mol}$).

RESOLUÇÃO:

a) HCl:

Função: Ácido (Hidrácido).

Nomenclatura: Ácido clorídrico (ou Cloreto de hidrogênio, quando em fase gasosa).

Ca(OH)₂:

Função: Base (Hidróxido).

Nomenclatura: Hidróxido de cálcio.

CaCl₂:

Função: Sal.

Nomenclatura: Cloreto de cálcio.

CO₂:

Função: Óxido (Óxido ácido ou anidrido).

Nomenclatura: Dióxido de carbono.

b) O CO₂ é um óxido ácido (anidrido) porque é formado por oxigênio e um elemento não metálico, o carbono, e reage com a água formando um ácido.

Equação:



Produto formado: ácido carbônico (H₂CO₃).

c) A reação de neutralização total é:



CaCl₂: sal — cloreto de cálcio.

H₂O: água, solvente neutro.

d) Cálculo da massa de Ca(OH)₂ e do teor de pureza

Dados:

Massa da amostra = 10,0 g

Volume de HCl = 200 mL = 0,200 L

Concentração de HCl = 1,0 mol/L

Massas molares:

Ca = 40,0 g/mol

O = 16,0 g/mol

$$H = 1,0 \text{ g/mol}$$

Primeiro, calcula-se a quantidade de HCl:

$$n = C \times V$$

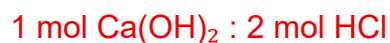
$$n(HCl) = 1,0 \times 0,200$$

$$n(HCl) = 0,200 \text{ mol}$$

A equação balanceada é:



A proporção é:



Portanto:

$$n[Ca(OH)_2] = \frac{0,200}{2}$$

$$n[Ca(OH)_2] = 0,100 \text{ mol}$$

Calculando a massa molar do $Ca(OH)_2$:

$$M = 40 + 2(16 + 1)$$

$$M = 40 + 34$$

$$M = 74 \text{ g/mol}$$

Então:

$$m = n \times M$$

$$m = 0,100 \times 74$$

$$m = 7,4 \text{ g}$$

Assim, a amostra contém 7,4 g de $Ca(OH)_2$ puro.

Agora calculamos o teor de pureza:

$$\text{Pureza} = \frac{\text{massa de } Ca(OH)_2}{\text{massa da amostra}} \times 100$$

$$\text{Pureza} = \frac{7,4}{10,0} \times 100$$

$$\text{Pureza} = 74,0\%$$

Massa de Ca(OH)_2 puro = 7,4 g

Teor de pureza da amostra = 74,0%

Questão 04: Três elementos desconhecidos, X, Y e Z, foram investigados por meio de suas primeiras energias de ionização (E.I). Os resultados obtidos foram:

Elemento	1ªEI (kJ/mol)	2ªEI (kJ/mol)	3ªEI (kJ/mol)	4ªEI (kJ/mol)
X	496	4562	6910	9543
Y	738	1451	7733	10540
Z	1251	2298	3822	5158

A presença de um grande salto entre duas energias sucessivas indica a remoção de um elétron pertencente a uma camada eletrônica mais interna.

- a) A partir dos dados de energia de ionização, determine quantos elétrons de valência apresentam X e Y. Em seguida, indique o grupo da Tabela Periódica ao qual cada um pertence.
- b) Sabendo que X e Y estão no mesmo período e que Z pertence ao mesmo período de Y, proponha quais são os elementos X, Y e Z. Justifique sua escolha utilizando os dados fornecidos e a configuração eletrônica.
- c) Ordene X, Y e Z em ordem crescente de raio atômico. A justificativa deve considerar simultaneamente carga nuclear efetiva, número de camadas eletrônicas e posição periódica.
- d) Entre X e Y, indique qual apresenta maior tendência de formar um cátion +1 e qual apresenta maior tendência de formar um cátion +2. Relacione sua resposta aos saltos observados nas energias de ionização.

RESOLUÇÃO:

a) Elemento X: Apresenta 1 elétron de valência e pertence ao Grupo 1 (Metais Alcalinos).

b) ITEM ANULADO.

c) Ordem Crescente: $Z < Y < X$ (ou $\text{Cl} < \text{Mg} < \text{Na}$)

Os três elementos pertencem ao mesmo período (3º período), o que significa que seus elétrons de valência estão distribuídos pelo mesmo número de camadas eletrônicas ($n = 3$). Ao longo de um mesmo período, o número atômico (Z) aumenta da esquerda para a direita, provocando um aumento concomitante no número de prótons no núcleo e, conseqüentemente, da carga nuclear efetiva (Z_{ef}) experimentada pelos elétrons da periferia. Como o Cloro (Z) possui a maior carga nuclear (17+), ele atrai seus elétrons com maior intensidade, contraindo a eletrosfera. O Sódio (X), tendo a menor carga nuclear (11+), exerce a menor força de atração sobre a camada de valência. Portanto, o raio atômico diminui com o aumento de Z_{ef} no período.

d) Maior tendência a formar cátion +1: Elemento X.

Maior tendência a formar cátion +2: Elemento Y.

A tendência termodinâmica de um átomo na formação de um íon está associada à busca por uma configuração eletrônica de menor energia (estabilidade de gás nobre).

O elemento X requer baixíssima energia para ejetar o seu primeiro elétron (496 kJ/mol), mas exige uma quantidade proibitiva de energia para a remoção do segundo (4562 kJ/mol), inviabilizando a formação do íon X^{2+} em condições químicas ordinárias. Assim, estabiliza-se estritamente como um cátion monovalente (X^+).

O elemento Y apresenta uma segunda energia de ionização perfeitamente acessível (1451 kJ/mol). A perda de dois elétrons permite que Y atinja a configuração estável de gás nobre. Como a terceira

energia de ionização sofre um salto drástico (7733 kJ/mol), o processo de oxidação cessa nessa etapa, conferindo a Y uma forte tendência a consolidar-se na forma de um cátion bivalente (Y^{2+}).

Questão 05: O estômago humano produz o suco gástrico, uma solução aquosa rica em ácido clorídrico (HCl) necessária para a digestão dos alimentos. Quando ocorre um desequilíbrio na produção desse ácido, sentimos azia ou queimação. Para aliviar esse desconforto, é comum o uso de antiácidos estomacais, que são substâncias de caráter básico capazes de neutralizar o excesso de acidez.

Considere que os principais componentes ativos de dois antiácidos comerciais diferentes sejam formados a partir de dois elementos genéricos, A e B.

- O elemento A é um metal alcalino-terroso situado no 3º período da Tabela Periódica.
- O elemento B é um não-metal que possui o elétron mais energético na configuração $2p^4$.

a) Identifique os elementos A e B pelos seus nomes químicos reais e escreva a distribuição eletrônica em subníveis de energia ($1s^2$, $2s^2$...) para o átomo neutro do elemento A.

b) O elemento A reage com o elemento B formando um composto iônico estável. Escreva a fórmula química mínima desse composto e explique por que ele conduz corrente elétrica quando fundido (líquido), mas não conduz em estado sólido.

c) O hidróxido formado pelo elemento A é uma base amplamente utilizada como antiácido (conhecida comercialmente como leite de magnésia). Escreva a equação química global balanceada da reação de neutralização total entre essa base e o ácido clorídrico (HCl) do suco gástrico, indicando os nomes de todos os produtos formados.

d) Um comprimido antiácido efervescente contém 1,20 g de hidróxido de alumínio $[Al(OH)_3]$, outra base muito comum. Sabendo que o $Al(OH)_3$ reage com o HCl na proporção estequiométrica de 1:3, calcule a massa exata de ácido clorídrico (HCl) que esse comprimido consegue neutralizar completamente.

(Dados de Massas Molares: $H = 1,0 \text{ g/mol}$; $Cl = 35,5 \text{ g/mol}$; $Al(OH)_3 = 78,0 \text{ g/mol}$)

RESOLUÇÃO:

a) ITEM ANULADO.

b) Fórmula química mínima: MgO (Óxido de magnésio)

O magnésio possui tendência a perder 2 elétrons, formando Mg^{2+} , enquanto o oxigênio tende a receber 2 elétrons, formando O^{2-} .

Assim, a fórmula mínima do composto iônico formado é:

MgO — óxido de magnésio.

No estado sólido, os íons Mg^{2+} e O^{2-} estão fortemente presos em uma rede cristalina rígida devido às intensas forças de atração eletrostática. Como não há cargas livres com mobilidade, o composto não conduz eletricidade.

Quando fundido (líquido), o calor quebra a estrutura cristalina, permitindo que os íons fiquem livres para se movimentar. Sob a ação de uma diferença de potencial, esses íons livres migram, conduzindo a corrente elétrica.

c) O hidróxido formado pelo magnésio é o hidróxido de magnésio $[Mg(OH)_2]$, conhecido comercialmente como leite de magnésia.

A reação de neutralização total com o ácido clorídrico é:



Produtos formados:

MgCl₂ — cloreto de magnésio (sal)

H₂O — água

d) Neutralização do HCl pelo Al(OH)₃

A reação entre o hidróxido de alumínio e o ácido clorídrico é:



A equação mostra que 1 mol de Al(OH)₃ neutraliza 3 mol de HCl.

Calcular a quantidade de matéria de Al(OH)₃:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{Al(OH)}_3} = \frac{1,20}{78,0}$$

$$n_{\text{Al(OH)}_3} = 0,01538 \text{ mol}$$

Determinar a quantidade de HCl neutralizada:

Logo:

$$n_{\text{HCl}} = 0,01538 \times 3$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,04615 \text{ mol}$$

Calcular a massa de HCl:

A massa molar do HCl é:

$$M_{\text{HCl}} = 1,0 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

Aplicando:

$$m = n \times M$$

$$m_{\text{HCl}} = 0,04615 \times 36,5$$

$$m_{\text{HCl}} \approx 1,68 \text{ g}$$

O comprimido contendo 1,20 g de Al(OH)₃ consegue neutralizar completamente aproximadamente 1,68 g de HCl.