

Bernoulli Resolve

6V | Volume 3 | Química

SUMÁRIO

Frente	A	Módulo 09:	Ligações Covalentes I	3
		Módulo 10:	Ligações Covalentes II	6
		Módulo 11:	Geometria Molecular e Polaridade das Moléculas	11
		Módulo 12:	Interações Intermoleculares	15
Frente	B	Módulo 09:	Introdução à Termoquímica	20
		Módulo 10:	Calores de Reação	23
		Módulo 11:	Energia de Ligação e Lei de Hess	28
		Módulo 12:	Introdução ao Estudo das Soluções	33
Frente	C	Módulo 09:	Ésteres	36
		Módulo 10:	Aminas, Amidas e outras Funções Orgânicas	39
		Módulo 11:	Isomeria Plana	47
		Módulo 12:	Isomeria Espacial	51

COMENTÁRIO E RESOLUÇÃO DE QUESTÕES

MÓDULO – A 09

Ligações Covalentes I

Exercícios de Aprendizagem

Questão 01 – Letra C

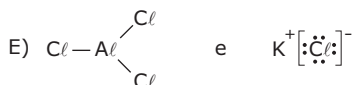
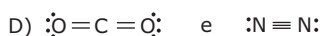
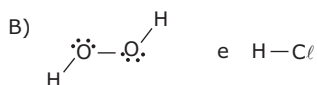
Comentário: As ligações químicas se formam porque estabilizam um sistema, diminuindo sua energia potencial. Assim, a distância r_2 , em que a energia potencial é mínima, corresponde à distância entre os átomos de hidrogênio na molécula de H_2 ; portanto, ao comprimento de ligação. Nessa situação, os átomos estão ligados e as afirmativas A e E são corretas.

Da mesma forma, em r_2 , a estabilidade molecular é máxima, pois, nesse ponto, encontra-se o menor valor para a energia potencial. Logo, a afirmativa C é incorreta.

À distância um pouco menor do que r_1 , começa a diminuir a energia potencial e, portanto, começam a interagir os átomos que vão formar a ligação. Assim, na distância r_1 , os átomos ainda estão isolados, e a afirmativa D é correta. Da mesma forma, a diferença entre a energia dos átomos isolados (igual a zero) e a energia dos átomos ligados (E_2) corresponde à energia de ligação, e a afirmativa B também é correta.

Questão 02 – Letra D

Comentário: A seguir, as representações dos compostos citados:

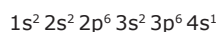


Portanto, a alternativa D é a que apresenta compostos com ligações covalentes múltiplas.

Questão 03 – Letra B

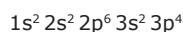
Comentário:

Elemento A: K (potássio)



valência = +1

Elemento B: S (enxofre)



valência principal = -2

Fórmula: K^+ e S^{2-} = K_2S (A_2B)

ligação iônica

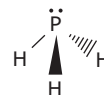
Questão 04 – Soma = 10

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- Incorreta. O composto $CaCl_2$ é uma substância iônica em virtude da grande diferença de eletronegatividade entre os elementos cálcio e cloro. Assim, no referido composto há interações eletrostáticas entre os íons Ca^{2+} e Cl^- .
- Correta. No composto $NaCl$ ocorre ligação iônica devido à grande diferença de eletronegatividade entre os elementos sódio e cloro.
- Incorreta. A molécula de Cl_2 é formada a partir de uma ligação covalente simples entre os átomos de cloro. Como não há diferença de eletronegatividade entre os dois ligantes, trata-se de uma ligação covalente apolar.
- Correta. A molécula de H_2 é formada a partir de uma ligação covalente simples entre os átomos de hidrogênio. Como não há diferença de eletronegatividade entre os dois ligantes, trata-se de uma ligação covalente apolar.

Questão 05 – Letra E

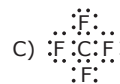
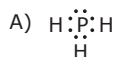
Comentário: A fosfina, de fórmula molecular PH_3 , apresenta uma estrutura formada por três ligações covalentes simples (sigma) entre o átomo de fósforo e os três átomos de hidrogênio. Devido à presença de um par de elétrons não ligantes no átomo central (P), a molécula possui geometria piramidal trigonal, como pode ser observado na figura a seguir:



Questão 06

Comentário: Para representar as fórmulas eletrônicas de cada uma das moléculas, primeiramente, é necessário consultar a tabela periódica e determinar a valência de cada um dos elementos envolvidos na ligação. Em seguida, deve-se utilizar a regra do octeto para verificar a forma mais estável de cada espécie, ou seja, o número de elétrons que devem ser compartilhados. Por fim, determinar o átomo que deve ir para o centro e ficar rodeado por um ou mais átomos. O átomo de fósforo está localizado na família VA e apresenta 5 elétrons de valência de forma que, para completar o octeto, deve realizar 3 ligações covalentes simples com átomos de hidrogênio. O átomo de enxofre está localizado na família VIA e apresenta 6 elétrons de valência de forma que, para completar o octeto, deve realizar 2 ligações covalentes simples com átomos de hidrogênio. O átomo de carbono está localizado na família IVA e apresenta 4 elétrons de valência de forma que, para completar o octeto, deve realizar 4 ligações covalentes simples com átomos de hidrogênio.

A estrutura de Lewis correspondente a cada uma das moléculas está representada a seguir:



Questão 07 – Letra A

Comentário: A ligação iônica deve ser conceituada como o abaixamento de energia ou elevação de estabilidade quando íons infinitamente separados originam um cristal iônico. Já a ligação covalente consiste no compartilhamento de elétrons entre átomos sendo que esse compartilhamento leva à formação de espécies menos energéticas, ou mais estáveis que os átomos isolados.

Assim, para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das substâncias.

- NH_3 – apresenta três ligações covalentes entre os átomos de hidrogênio e o átomo de nitrogênio. A ligação é polar, pois o nitrogênio apresenta maior eletronegatividade que o hidrogênio.
- CO_2 – apresenta duas ligações covalentes duplas entre o átomo de carbono e os átomos de oxigênio. A ligação é polarizada pelo fato de o átomo de oxigênio ser mais eletronegativo que o átomo de carbono.
- Fe_2O_3 – apresenta ligação iônica entre as espécies Fe^{2+} e O^{2-} .
- Cl_2 – apresenta ligação covalente entre os dois átomos de cloro. A ligação é apolar, pois não há diferença de eletronegatividade entre elementos iguais.
- KI – apresenta ligação iônica entre as espécies K^+ e I^- .

Portanto, a alternativa correta é a letra A.

Questão 08 – Letra C

Comentário: Ligação covalente consiste no compartilhamento de elétrons entre átomos. Esse compartilhamento leva à formação de espécies menos energéticas, ou seja, mais estáveis que os átomos isolados. Essas ligações, geralmente, são formadas entre ametais. Dessa forma, a única opção que apresenta todas as espécies com esse tipo de ligação corresponde à letra C.

Exercícios Propostos

Questão 01 – Letra D

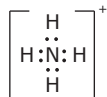
Comentário: Para a resolução dessa questão, inicialmente iremos identificar cada um dos elementos.

1º elemento: Carbono, além de ser o único elemento presente em todos os compostos orgânicos, pode estabelecer ligações covalentes entre seus átomos e formar cadeias carbônicas e compostos estáveis e variados.

2º elemento: Oxigênio, elemento muito eletronegativo e abundante; a distinção em relação ao nitrogênio, que também é muito eletronegativo e abundante, é que o oxigênio está presente em todos os ambientes do planeta, inclusive na água. Portanto, em se tratando de dois ametais, a ligação química entre eles ocorre por meio do compartilhamento de elétrons, característica da ligação covalente.

Questão 02 – Letra A

Comentário: No cátion amônio, há compartilhamento de elétrons entre o átomo de nitrogênio e os átomos de hidrogênio, o que configura a ligação covalente.



Questão 03 – Letra D

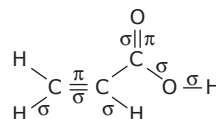
Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das substâncias.

- Argônio é um gás nobre e, como tal, não tende a realizar ligações químicas com outros átomos.
- Diamante é constituído de ligações covalentes entre átomos de carbono.
- Cloreto de sódio é um sólido iônico constituído de cátions Na^+ e ânions Cl^- .
- Água é constituída de dois átomos de hidrogênio que se ligam covalentemente a um átomo de oxigênio, ambos ametais.

Assim, dentre as substâncias listadas, as que apresentam ligações do tipo covalente são o diamante e a água.

Questão 04 – Letra E

Comentário: A ligação covalente pode ser sigma (σ), quando é resultado da interação frontal de orbitais atômicos no mesmo eixo, ou pode ser pi (π), quando resulta da interação lateral de orbitais atômicos paralelos. Ligações covalentes simples são estabelecidas pela interação frontal de orbitais, ou seja, são ligações do tipo sigma. Já as ligações múltiplas são resultado de uma interação frontal de orbitais (sigma), e as demais são interações laterais de orbitais (pi). Dessa maneira, a estrutura orgânica descrita na questão possui 8 ligações covalentes sigma e 2 ligações covalentes pi.

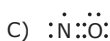
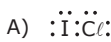


Questão 05 – Letra B

Comentário: Nitreto de sódio (ânion N^{3-}), óxido de cobre II (ânion O^{2-}), Cloreto de amônio (ânion Cl^-) e hidreto de lítio (ânion H^-) apresentam seus ânions constituídos de apenas um átomo, ou seja, não apresentam ligação covalente. Já o hidróxido de cálcio (ânion OH^-) é formado por dois átomos (O e H) que formam uma ligação covalente. Portanto, a resposta correta é a letra B.

Questão 06 – Letra C

Comentário: Observando-se as representações estruturais dessas substâncias, constatamos que a única em que a regra do octeto não é seguida é a substância NO, uma vez que o átomo de nitrogênio não apresenta o octeto completo. As estruturas de Lewis referentes a cada uma das opções, encontram-se representadas a seguir:



Questão 07 – Letra C

Comentário: Na molécula de amônia (NH_3), o átomo central de nitrogênio se encontra com o octeto completo devido ao compartilhamento de elétrons com os três átomos de hidrogênio. Assim, a ligação entre o próton H^+ e a molécula de amônia ocorrerá a partir do par de elétrons não ligantes do átomo de nitrogênio e, portanto, trata-se de uma ligação covalente coordenada.

Questão 08 – Soma = 02

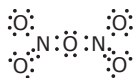
Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

01. Incorreta. Devido à maior eletronegatividade do cloro frente ao hidrogênio, o par de elétrons compartilhado entre esses dois átomos está deslocado na direção do cloro. Com isso, a distribuição de carga elétrica na molécula fica desuniforme, formando dipolos elétricos e caracterizando o ácido clorídrico como uma substância polar.
02. Correta. A ligação covalente consiste no compartilhamento de pares de elétrons entre átomos.
04. Incorreta. O comprimento de ligação consiste na distância entre dois átomos ligantes na qual as forças repulsivas e atrativas se equilibram, conferindo ao arranjo a menor energia possível, ou seja, a maior estabilidade. Sendo assim, quanto maiores forem os raios atômicos dos átomos ligantes, maiores serão os comprimentos das ligações.
08. Incorreta. A ligação iônica é conceituada como o abaixamento de energia ou elevação de estabilidade quando íons infinitamente separados originam um cristal iônico. Esse abaixamento de energia é consequência do equilíbrio de forças de repulsão e atração. O simples fato de átomos infinitamente separados perderem e ganharem elétrons, originando os respectivos cátions e ânions, não proporciona a eles estabilidade.
16. Incorreta. A ligação do tipo sigma é originada quando o orbital molecular é resultado da interpenetração frontal de quaisquer orbitais atômicos que estejam no mesmo eixo.

Questão 09 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. Entre todos os compostos citados, há ligações entre os átomos de nitrogênio e oxigênio, porém, algumas são simples e outras duplas, logo, a energia dessas não pode ser a mesma.
- B) Incorreta. Em alguns dos compostos, a regra do octeto não é verificada como é o caso do NO.
- C) Incorreta. A ligação N—N na molécula de N_2O_4 tem caráter de ligação simples, pois ocorre compartilhamento de apenas um par de elétrons.
- D) Incorreta. Na molécula N_2O_5 não há ligação N—N conforme representado pela fórmula de Lewis a seguir:



- E) Correta. A molécula de N_2O apresenta uma ligação tripla entre os átomos de nitrogênio e uma ligação simples do tipo coordenada entre o oxigênio e um dos átomos de nitrogênio.

Questão 10 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. A ligação que une os átomos de fósforo é do tipo covalente, pois é formada pelo compartilhamento de elétrons entre os átomos desse elemento.
- B) Incorreta. O fósforo vermelho e o fósforo branco são espécies alotrópicas que apresentam o mesmo arranjo, mas que diferem quanto ao número de átomos na molécula.
- C) Correta. O sal clorato de potássio é uma substância iônica e, como tal, é constituído por uma rede cristalina constituída de íons K^+ e ClO_3^- .
- D) Incorreta. A reação de combustão entre o fósforo e o oxigênio gera como produto óxidos do elemento fósforo e não gás carbônico.

Questão 11 – V V F V F

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

1. Verdadeira. Uma vez que o elemento X forma moléculas, pode-se afirmar que as ligações químicas que unem os átomos formadores dessas moléculas são do tipo covalente.
2. Verdadeira. Para que o elemento X forme moléculas diatômicas, é necessário que ele fique estável, realizando apenas uma ligação simples, uma ligação dupla ou uma ligação tripla com outro elemento X. Para tanto, esse elemento deve ter no mínimo 5 elétrons na camada de valência e, nesse caso, realizar uma ligação tripla para alcançar a configuração eletrônica dos gases nobres. Caso o elemento tenha 6 elétrons na camada de valência, é necessário o compartilhamento de dois pares de elétrons. Se o elemento tiver 7 elétrons na camada de valência, é necessário o compartilhamento de apenas um par de elétrons.
3. Falsa. Os elementos não metálicos formam moléculas diatômicas gasosas e têm alta afinidade eletrônica devido aos menores raios atômicos.
4. Verdadeira. As moléculas diatômicas gasosas são formadas por elementos não metálicos, que possuem raios pequenos e, conseqüentemente, altas energias de ionização.
5. Falsa. O elemento X pode se ligar ao átomo de H por meio de ligação covalente simples.

Questão 12 – Letra B

Comentário: $\text{BF}_3 \Rightarrow$ molécula com deficiência de elétron.



O boro se estabiliza com 6 elétrons na última camada.

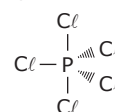
NO \Rightarrow moléculas com número ímpar de elétrons

N \Rightarrow 5 elétrons de valência

O \Rightarrow 6 elétrons de valência

$$5 + 6 = 11$$

$\text{PCl}_5 \Rightarrow$ moléculas com expansão do octeto.



O fósforo se estabiliza com 10 elétrons na última camada.

Seção Enem

Questão 01 – Letra B

Eixo cognitivo: III

Competência de área: 5

Habilidade: 17

Comentário: O aumento de temperatura promove a elevação da energia cinética dos átomos que estabelecem a ligação química e, com isso, aumenta a energia potencial dos átomos ligantes. Assim, a distância interatômica em que os átomos oscilam é cada vez maior, explicando o aumento do volume do sólido, isto é, a sua dilatação mediante o aquecimento.

Questão 02 – Letra B

Eixo cognitivo: I

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. Quanto maior for a diferença de eletronegatividade entre os átomos ligantes, maior será o seu caráter iônico e, portanto, maior será a energia envolvida na formação da ligação química (D). Além disso, a maior diferença de eletronegatividade acarreta uma maior deslocalização dos elétrons ligantes. Dessa forma, maior é a polaridade da ligação. Assim, como o composto H—X apresenta maior caráter iônico, este possui a ligação H—X mais polar e, conseqüentemente, maior valor de (D) do que a ligação H—Y.
- B) Correta. O maior caráter iônico está relacionado à diferença de eletronegatividade entre os ligantes. Durante os movimentos vibracionais das moléculas, devido a essa diferença de eletronegatividade, pode ocorrer a formação de íons momentaneamente. Tal fenômeno viabiliza a formação de algumas espécies iônicas. Assim, quanto maior for a diferença de eletronegatividade entre os ligantes, maior será a quantidade de espécies iônicas formadas para uma mesma quantidade de matéria original de H—X e de H—Y em um dado instante.
- C) Incorreta. A espécie H—X possui o maior caráter iônico e, portanto, maior diferença de eletronegatividade entre os ligantes do que a espécie H—Y. Assim, nas moléculas de H—X, há uma maior deslocalização dos elétrons ligantes e, conseqüentemente, a densidade da nuvem eletrônica dessa molécula será mais irregular. Logo, o momento de dipolo elétrico na molécula de H—X é mais intenso que na molécula de H—Y.
- D) Incorreta. *Vide* comentário da alternativa C.
- E) Incorreta. O H—X possui uma elevada diferença de eletronegatividade entre os ligantes, tornando as moléculas desse composto bastante polares. Isso significa que as moléculas dessa espécie apresentam os centros de cargas positivas e negativas muito afastados, gerando um intenso dipolo elétrico. Já o composto H—Y, devido ao pequeno caráter iônico (5%), apresenta uma pequena diferença de eletronegatividade entre os ligantes. Tal fato faz com que a densidade da nuvem eletrônica do H—Y seja mais uniforme, fazendo com que essas moléculas sejam muito pouco polares. Assim, os centros de cargas positivas e negativas estão muito próximos, gerando um dipolo elétrico pouco intenso. Haveria coincidência dos centros de carga positiva e negativa se as moléculas fossem apolares.

MÓDULO – A 10

Ligações Covalentes II

Exercícios de Aprendizagem

Questão 01 – Letra C

Comentário: A grafita, o diamante e o fulereno são formas alotrópicas do carbono, ou seja, são substâncias formadas por átomos de carbono organizados de formas distintas. Como cada substância possui estrutura química característica, as propriedades físico-químicas serão diferentes mesmo apresentando a mesma composição química.

Questão 02 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- I. Incorreta. O diamante possui a estrutura química mais coesa se comparado com as outras variedades do carbono citadas. Isso ocorre, pois os átomos de carbono nessa estrutura são tetragonais e estão ligados a outros quatro átomos de carbono. Nas outras estruturas, os carbonos são mais espaçados, pois estão ligados a outros três átomos de carbono com geometria trigonal. Além disso, na grafite, por exemplo, as estruturas planares se interagem por interações pouco intensas, o que faz com a densidade do diamante seja maior.
- II. Correta. Na grafite, os átomos de carbono se ligam a outros três átomos na geometria trigonal plana, formando planos de anéis hexagonais. Entre esses planos, há interações intermoleculares fracas do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido, que confere o aspecto macio para a grafite.
- III. Incorreta. O fulereno é um sólido molecular em que os átomos de carbono estão ligados a outros três átomos de carbono, formando um arranjo trigonal plano com um sistema de anéis de cinco e de seis membros ligeiramente deformado. Essa configuração forma uma espécie tipo bola de futebol.
- IV. Incorreta. Como os átomos na estrutura do diamante são tetragonais, os ângulos de ligação entre os átomos de carbono é de 109° .
- V. Incorreta. Como a grafite possui ligações duplas que sofrem ressonância no anel, os elétrons π possuem mobilidade, o que confere à grafite boa condutividade térmica e elétrica.

Questão 03 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

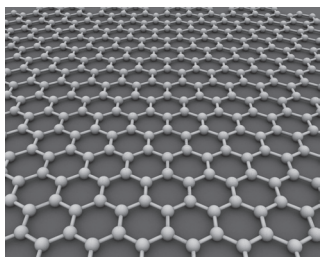
- A) Incorreta. Substâncias como grafite, diamante, grafeno e fulereno são alotropos do carbono, ou seja, são substâncias com arranjos químicos distintos compostos pelo mesmo elemento químico.
- B) Incorreta. O grafeno é um alotropo do carbono isolado pelo homem que possui elevada propriedade mecânica e boa condução de calor e eletricidade.

- C) Correta. A folha de grafeno é composta de anéis hexagonais de átomos de carbono densamente compactados nos quais os átomos possuem hibridização sp^2 e geometria trigonal plana.
- D) Incorreta. Grafeno e grafite são bons condutores de calor e eletricidade.

Questão 04 – Letra A

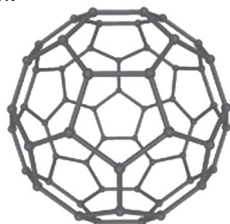
Comentário: Os alótropos são diferentes espécies químicas simples de um determinado elemento químico. A seguir, encontram-se as estruturas de todos as espécies químicas relacionadas nas alternativas, para verificarmos suas composições e, finalmente, determinar quais delas são alótropas do grafeno.

O grafeno é um material constituído de uma folha planar de átomos de carbono organizados em hexágonos e possui a espessura de um único átomo.



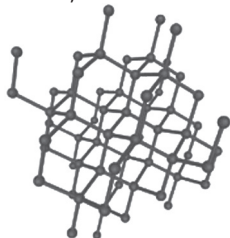
Estrutura do grafeno.

O fullereno é uma espécie química constituída por moléculas que têm estrutura na qual 60 átomos de carbono localizam-se nos vértices do icosaedro truncado – a mesma geometria de uma bola de futebol.



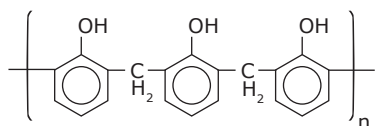
Estrutura do fullereno.

O diamante é uma espécie química constituída apenas por átomos de carbono, que se distribuem espacialmente originando uma geometria tetraédrica, formando uma rede tridimensional.



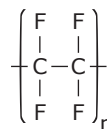
Estrutura do diamante.

A baquelite é um polímero cuja representação se encontra a seguir:



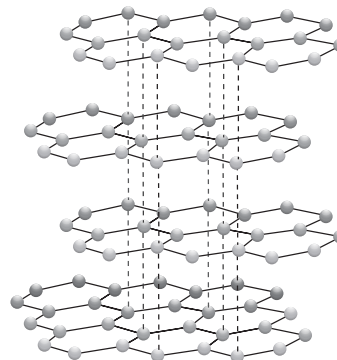
Estrutura da baquelite.

O teflon é constituído pelo polímero politetrafluorcarbono, cuja estrutura encontra-se representada a seguir:



Estrutura do Teflon.

A grafita é formada por átomos de carbono que se ligam a outros três, formando estruturas planares com anéis hexagonais, que interagem entre si por meio de interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido.



Estrutura da grafita.

Assim, das substâncias apresentadas, o fullereno, o diamante e a grafita são constituídas, assim como o grafeno, apenas por átomos de carbono. Em cada alótropo, por sua vez, os átomos de carbono estão organizados em diferentes formas, o que confere a esses materiais propriedades e aplicações distintas.

Questão 05 – Letra D

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. Diamante e grafite são compostos formados exclusivamente por átomos de carbono, porém possuem propriedades físicas diferentes devido à forma como esses átomos estão ligados entre si. No diamante, os átomos de carbono fazem quatro ligações com outros átomos de carbono, formando uma rede tridimensional coesa que confere alta resistência a esse material. Na grafite, por outro lado, os carbonos são trigonais planos, pois cada átomo forma uma ligação dupla e duas ligações simples com outros átomos de carbono, formando uma estrutura planar. Os planos de átomos interagem entre si por atrações pouco intensas, porém numerosas, do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido.
- B) Incorreta. Fullereno, grafite e diamante são compostos unicamente por átomos de carbono e são, portanto, substâncias simples.
- C) Incorreta. O conceito de isótopo se aplica para elementos químicos que possuem o mesmo número de prótons no núcleo, ou seja, para caracterizar átomos de um mesmo elemento químico com número de massa diferente. Como fullereno, grafite e diamante são substâncias simples, essa classificação não se aplica.
- D) Correta. Como as três substâncias são compostas pelo mesmo elemento químico organizado de modos diferentes, pode-se dizer que elas são alótropos.

E) Incorreta. O fulereno é uma substância química simples constituída por moléculas formadas pela união de 60 átomos de carbono.

Questão 06 – Letra B

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. Como a grafite e o diamante são duas substâncias covalentes, as suas temperaturas de fusão e de ebulição são elevadas, já que a energia fornecida em um processo de fusão, por exemplo, é gasta para quebrar ligações covalentes no diamante e na grafite, e inúmeras interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido que ocorrem entre as folhas na grafite. **Observação:** Vários autores consideram a fusão de sólidos covalentes como uma reação química e não um processo de fusão, pois há ruptura de ligações químicas e as espécies químicas formadas são bem distintas das espécies originais. Para esses autores, os sólidos covalentes são infusíveis e, portanto, quando aquecidos, são decompostos.
- B) Correta. A grafite e o diamante são sólidos covalentes, pois suas unidades formadoras são átomos ligados por meio de ligações covalentes, originando macroestruturas de tamanho não fixo.
- C) Incorreta. O cristal de grafite é formado por átomos de carbono ligados a outros três, ou seja, com geometria trigonal plana, o que leva à obtenção de estruturas planares com anéis hexagonais. Esses planos interagem uns com os outros por interações fracas, formando redes tridimensionais regulares.
- D) Incorreta. No diamante, cada átomo de carbono liga-se a outros quatro em um arran

Questão 07 – Letra B

Comentário: Alotropia é o fenômeno em que um determinado elemento químico forma duas ou mais substâncias simples diferentes. As diferentes substâncias simples formadas por certo elemento são chamadas de alótropos ou variedades alotrópicas. Para a resolução dessa questão, analisaremos cada um dos elementos químicos apresentados nas alternativas:

- A) Hidrogênio: Forma apenas uma substância simples molecular – H_2 .
Oxigênio: Possui duas formas alotrópicas moleculares que se diferem entre si quanto à atomicidade – O_2 (oxigênio) e O_3 (ozônio).
- B) Fósforo: Possui duas formas alotrópicas que se diferem entre si quanto ao arranjo cristalino – P_4 (fósforo branco) e $[P_4]_n$ (fósforo vermelho).
Enxofre: Possui duas formas alotrópicas que se diferem entre si quanto ao arranjo cristalino – enxofre rômico e enxofre monoclinico.
- C) Carbono: Possui várias formas alotrópicas. Contudo, as três formas mais importantes, que diferem entre si quanto ao arranjo cristalino, são grafita, diamante e fulereno. As demais formas do carbono no estado sólido não apresentam unidades estruturais bem definidas e são conhecidas como formas amorfas.
Nitrogênio: Forma apenas uma substância simples molecular – N_2 .

D) Cálcio: Forma apenas uma substância simples – $Ca_{(s)}$.

Silício: Possui duas formas alotrópicas que diferem entre si quanto ao arranjo cristalino – cúbica (mais estável) e hexagonal (menos estável).

Questão 08 – Letra D

Comentário: O enxofre no estado sólido pode se cristalizar em duas formas diferentes, o enxofre alfa é formado por cristais rômicos e o enxofre beta possui cristais monoclinicos, ambas formadas por moléculas de S_8 . Esse fenômeno, em que um determinado elemento químico forma diversas substâncias simples diferentes, é conhecido como alotropia e as diferentes substâncias formadas são chamadas de alótropos ou formas alotrópicas. O elemento enxofre ($Z = 16$) possui símbolo químico S.

Exercícios Propostos

Questão 01 – Letra C

Comentário: Substâncias alotrópicas são aquelas que são constituídas pelos mesmos elementos químicos, porém organizadas espacialmente de maneira diferente. Dessa forma, as substâncias que são constituídas unicamente por átomos de carbono e que são, portanto, formas alotrópicas do grafeno, são a grafite e os fulerenos.

Questão 02 – Letra B

Comentário: O fulereno, a grafite e o diamante são formas alotrópicas do carbono, ou seja, são substâncias constituídas por esse elemento químico organizados de maneiras distintas. Assim, essas substâncias são classificadas como substâncias simples e suas propriedades físico-químicas são diferentes. O fulereno, por exemplo, é uma substância molecular com número determinado de átomos de carbono que formam uma “bola de futebol”, enquanto o diamante é uma substância covalente formada por uma rede cristalina tridimensional com número indefinido de átomos. Mesmo as estruturas sendo diferentes, todos eles possuem ligações covalentes entre átomos de carbono em sua constituição.

Questão 03 – Letra C

Comentário: O diamante é formado por uma rede cristalina tridimensional de átomos de carbono ligados covalentemente, que conferem a essa estrutura resistência mecânica, altos pontos de fusão e ebulição e, por não terem espécies portadoras de cargas, é isolante elétrico. Já a grafite é mais macia e possui condutividade elétrica no estado sólido pelo fato de os átomos de carbono se ligarem a outros três átomos na geometria trigonal plana, formando planos de anéis hexagonais. Entre esses planos, há interações intermoleculares fracas do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido, que conferem o aspecto macio para a grafite.

Questão 04 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. Na grafite, ocorre a realização de duas ligações covalentes simples e uma ligação covalente dupla, dispostas em uma estrutura trigonal plana. A grafite é uma boa condutora de corrente elétrica.

- B) Incorreta. A hibridização do átomo de carbono é diferente em cada um dos alótropos citados. O carbono em grafite possui hibridização sp^2 . No diamante, a hibridização dos átomos de carbono é sp^3 , em que um átomo de carbono está ligado a outros quatro átomos de carbono, por ligação covalente simples, em uma estrutura tetraédrica.
- C) Incorreta. A estrutura do diamante é tetraédrica, em que os átomos de carbono estão afastados por ângulos de, aproximadamente, 109° .
- D) Incorreta. Diamante possui átomos de carbono com hibridização sp^3 , e grafite possui átomos de carbono com hibridização sp^2 , conforme explicado nas alternativas A e B.
- E) Correta. No diamante, um átomo de carbono está ligado a outros quatro átomos de carbono, por ligação covalente simples, em uma estrutura tetraédrica e apresentando hibridização sp^3 .

Questão 05 – Letra C

Comentário: O carbono possui três formas alotrópicas que diferem entre si quanto ao arranjo cristalino (grafita, diamante e fulereno). As demais formas do carbono não apresentam unidades estruturais bem definidas e são conhecidas como formas amorfas. O diamante é a variedade alotrópica do carbono mais rara e que apresenta maior dureza (menor perda de massa quando sofre atrito). Ele é formado por átomos de carbono que se ligam a outros quatro átomos de carbono em um arranjo tetraédrico, formando uma rede covalente tridimensional.

Questão 06 – Soma = 17

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

01. Correta. Alotropia é o fenômeno que ocorre quando elementos químicos formam substâncias simples diferentes. Grafite e diamante são alótropos, pois são constituídos por átomos de carbono ligados em arranjos químicos diferentes.
02. Incorreta. Como os alótropos possuem arranjos químicos diferentes formados pelo mesmo elemento químico, as propriedades também são diferentes, já que dependem do tipo de ligação ou interação existente nesses arranjos.
04. Incorreta. O fenômeno de alotropia ocorre para substâncias simples, ou seja, formadas por um único elemento químico. As espécies CO , CO_2 e CO_3^{2-} são formadas por mais de um elemento químico e, portanto, não são substâncias simples.
08. Incorreta. O que caracteriza as substâncias alotrópicas é a composição química. Assim, como o nanotubo é composto por átomos de carbono, ele é uma substância simples alotropa do diamante, que também é constituído de carbono. A hibridização do elemento nos diversos alótropos pode ser diferente e gera estruturas químicas diferentes.
16. Correta. O oxigênio é mais estável que o ozônio, o que pode ser verificado pela sua maior concentração na atmosfera. A conversão de um no outro pode ocorrer com a presença de agentes externos de elevada energia, como descargas elétricas, luz solar e radiação ultravioleta.

Questão 07 – Letra E

Comentário: As inúmeras ligações covalentes dos carbonos hibridizados sp^2 são responsáveis pela grande resistência mecânica dos nanotubos. Já a baixa densidade não se deve à pequena massa das estruturas, pois trata-se de moléculas grandes e pesadas, mas sim ao grande espaço vazio no interior dos tubos, que diminui muito a relação massa/volume, reduzindo, assim, a densidade.

Questão 08 – Letra D

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. Tanto a grafite quanto o diamante são substâncias químicas (e não elementos químicos), constituídos apenas por átomos de carbono. Como são substâncias covalentes, todos os átomos de carbono estão ligados em rede por ligações covalentes, originando uma estrutura, de tamanho indeterminado. A fórmula de uma substância covalente só mostra a menor proporção inteira entre as quantidades dos elementos que formam a macroestrutura. No diamante, por exemplo, apenas átomos de carbono se ligam – logo, representamos sua fórmula por C_{diamante} . A grafite é representada pelo símbolo C_{grafite} .
- B) Incorreta. O maior diamante encontrado em lesoto possuía 603 quilates. Assim:

$$\begin{aligned} 1 \text{ quilate} & \text{ — } 0,20 \text{ g} \\ 603 \text{ quilates} & \text{ — } x \\ x & = 120,6 \text{ g} \end{aligned}$$

As partículas formadoras das substâncias covalentes são átomos. Assim:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de átomos de carbono} & \text{ — } 12,0 \text{ g} \text{ — } 6,02 \cdot 10^{23} \\ 120,6 \text{ g} & \text{ — } y \\ y & \cong 6,0 \cdot 10^{24} \text{ átomos de carbono} \end{aligned}$$

- C) Incorreta. Tanto a grafite quanto o diamante entram em combustão a elevadíssimas temperaturas.
- D) Correta. Na estrutura do diamante, cada átomo de carbono se liga covalentemente a outros quatro átomos de carbono, formando um retículo cristalino tetraédrico, que confere elevada dureza a esse material.
- E) Incorreta. Na grafite, cada átomo de carbono se liga covalentemente a outros três carbonos, formando estruturas planares com anéis hexagonais. Esses planos de átomos se ligam entre si por meio de interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido, de forma que a distância entre eles é maior que o comprimento das ligações covalentes. No diamante, por sua vez, cada átomo de carbono se liga covalentemente a outros quatro átomos de carbono. Assim, no diamante, há maior empacotamento, porque há maior número de átomos de carbono em um mesmo volume.

Questão 09 – F V F F V

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das proposições.

- 1ª proposição: falsa. Como grafite e diamante são compostos covalentes formados exclusivamente por átomos de carbono, a combustão de 1 mol de grafite ou de 1 mol de diamante forma 1 mol de gás carbônico.

- 2ª proposição: verdadeira. Como o carbono e o diamante são formados por átomos de um só elemento químico, são classificados como substâncias simples.
- 3ª proposição: falsa. Como os átomos de carbono estão ligados entre si nos dois compostos, a ligação covalente entre esses elementos no grafite e no diamante é apolar.
- 4ª proposição: falsa. No diamante, cada átomo de carbono está ligado a quatro outros átomos, formando uma rede cristalina coesa, acarretando um altíssimo ponto de fusão. Como o arranjo dos átomos de carbono no grafite é diferente, planos de carbono trigonal que interagem por meio de interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido, o ponto de fusão é menor.
- 5ª proposição: verdadeira. As duas substâncias são formadas pelo mesmo elemento químico organizado de modos diferentes. Assim, pode-se dizer que elas são variedades alotrópicas do carbono.

Questão 10

Comentário:

- A) A tabela nos informa o calor liberado por um mol de grafita. Como um mol de grafita corresponde a um mol de átomos de carbono, o calor liberado por um mol de átomos de carbono, na combustão da grafita, é de 393,5 kJ.

Um mol de fulereno possui 60 mol de átomos de carbono, logo o calor liberado por um mol de átomos de carbono, na combustão do fulereno, é de:

$$\begin{array}{r} 60 \text{ mol de carbono} \text{ — } 25\,968,00 \text{ kJ} \\ 1 \text{ mol de carbono} \text{ — } x \\ x = 432,8 \text{ kJ} \end{array}$$

- B) A grafita é formada por átomos de carbono ligados a outros três, ou seja, com geometria trigonal plana, o que leva à obtenção de estruturas chapadas ou planares, com anéis hexagonais.

No diamante, cada átomo liga-se a outros quatro em um arranjo tetraédrico, formando uma rede tridimensional.

No fulereno, cada átomo de carbono se liga a outros três, formando um sólido molecular com 60 átomos de carbono. Os átomos formam um arranjo trigonal plano ligeiramente deformado, com um sistema de anéis de cinco e seis membros.

- C) Na grafita, os átomos de carbono possuem geometria trigonal plana e apresentam ângulos de ligação de 120° . Apesar dos átomos de carbono no fulereno estarem hibridizados sp^2 , tal como na grafita, a forma esférica da molécula desse material faz com que o ângulo de ligação entre carbonos seja menor que 120° . A diminuição do ângulo de ligação faz com que ocorra uma aproximação de orbitais moleculares, criando uma tensão angular e, conseqüentemente, intensificando a repulsão elétron-elétron entre esses orbitais. Dessa forma, as ligações entre carbonos no fulereno conseguem armazenar mais energia que aquelas presentes na grafita, fazendo que o calor molar de combustão do fulereno seja maior que o da grafita.

- D) O fulereno é um sólido molecular, enquanto a grafita e o diamante são sólidos covalentes. É possível preparar uma solução de fulereno utilizando-se um solvente apolar, capaz de solvatar as moléculas esféricas desse composto, quebrando as interações intermoleculares do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido existentes entre elas.

Para a dissolução de um sólido covalente, como a grafita ou o diamante, seria necessário que o solvente fosse capaz de quebrar as ligações covalentes entre os átomos de carbono para promover a solvatação. Esse processo demanda muita energia e é, termodinamicamente, desfavorável.

Seção Enem

Questão 01 – Letra A

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 25

Comentário: A grafita é formada por átomos de carbono, em que cada um se liga a outros três, formando estruturas planares com anéis hexagonais. Ligações simples (1 ligação σ) e duplas (1 ligação σ e 1 ligação π) se “alternam” ao longo de um plano e os elétrons das ligações π permanecem deslocalizados por esse plano, o que caracteriza a grafita como uma substância condutora de eletricidade. A aplicabilidade da grafita em cátodos de baterias está relacionada à sua propriedade condutora. Além disso, os planos de átomos que constituem a grafita interagem entre si por meio de interações razoavelmente fracas. Esses planos deslizam uns sobre os outros, o que confere à grafita a sua utilização como lubrificante. Dessa forma, a alternativa A é correta.

Aplicações como ferramentas para riscar, cortar, amolar e polir materiais e brocas odontológicas não são inerentes à grafita, um sólido macio e que, portanto, sofre deformações com facilidade. Esses usos demandam que os materiais tenham elevada dureza, ou seja, devem possuir baixa tendência à penetração ou à perda de massa por atrito. Dessa forma, as demais alternativas são incorretas.

Questão 02 – Letra E

Eixo cognitivo: III

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: O composto polianilina é um polímero, o qual possui unidades estruturais que se repetem regularmente. Esse composto não pode ser classificado como iônico, pois as ligações químicas que mantêm os átomos unidos na estrutura são covalentes. O composto apresenta condutividade elétrica no estado sólido, o que sugere que a carga elétrica é transportada por um mecanismo diferente da mobilidade iônica. A polianilina não pode ser considerada um composto covalente, pois é formada de cadeias poliméricas de tamanho definido. As cadeias poliméricas são macromoléculas, as quais possuem unidades estruturais que se repetem milhares de vezes. Dessa forma, classifica-se a polianilina como composto molecular.

Questão 03 – Letra C

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 25

Comentário: Ao contrário das demais variedades alotrópicas do carbono, o fulereno é um composto molecular.

Assim, embora ocorra deslocalização de elétrons em sua estrutura, tal deslocalização é apenas intramolecular e não há um fluxo contínuo e direcional de carga elétrica, como pode ser observado no grafeno, na grafita e nos nanotubos.

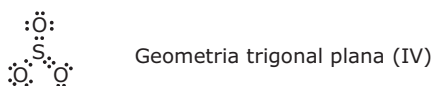
MÓDULO – A 11

Geometria Molecular e Polaridade das Moléculas

Exercícios de Aprendizagem

Questão 01 – Letra E

Comentário: A forma geométrica de uma molécula é determinada pela distribuição, no espaço, dos pares de elétrons, ligantes ou não, do nível de valência de cada átomo. Para que um sistema seja estável, a repulsão entre esses pares de elétrons deve ser a menor possível. Para que isso ocorra, eles devem situar-se no espaço o mais afastados possível uns dos outros (Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência). Então, para se determinar a geometria molecular de um composto, deve-se, primeiramente, fazer a estrutura de Lewis para a molécula, de forma a identificar a quantidade de pares eletrônicos, ao redor do elemento central. Assim, SO_3 , H_2S e BeCl_2 apresentam as seguintes estruturas de Lewis e geometrias:



Questão 02 – Letra D

Comentário: O carbono do carbocátion possui três domínios eletrônicos, que, neste caso, são três pares de elétrons ligantes. Considerando o modelo de repulsão dos pares de elétrons de valência, esses pares de elétrons ligantes devem se ligar ao átomo central de maneira que a repulsão entre eles seja mínima. Assim, para que esse arranjo fique estável, os pares de elétrons ligantes devem estar o mais afastados possível uns dos outros e isso ocorre, nessa espécie, quando formam entre si ângulos de 120° , caracterizando a geometria trigonal plana.

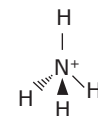
Questão 03 – Letra B

Comentário: De acordo com a Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência (VSEPR), a repulsão provocada pelos pares de elétrons deve ser a mínima possível a fim de estabilizar o sistema. Analisaremos cada alternativa à luz dessa teoria.

H_2O – Molécula formada por 3 átomos e pares de elétrons não ligantes no átomo central: geometria angular.

NH_4^+ – Molécula formada por 4 átomos ligantes ao átomo central.

A estrutura tetraédrica proporciona maior separação entre os ligantes da ligação: geometria tetraédrica.



CO_2 – Molécula com 3 átomos e sem pares de elétrons no átomo central: geometria linear.

BF_3 – Molécula com 3 ligantes e sem pares de elétrons no átomo central: geometria triangular ou trigonal plana.

Questão 04 – Letra E

Comentário: A molécula de água é constituída de três átomos, em que o átomo central, oxigênio, possui seis elétrons na camada de valência. Dentre os seis elétrons, dois pares não são ligantes e os outros dois elétrons são compartilhados, cada um deles, com um elétron de cada um dos átomos de hidrogênio. De acordo com a Teoria da Repulsão dos Elétrons da Camada de Valência, os elétrons ligantes e não ligantes se repelem, de modo a ficar o mais afastados possível uns dos outros, conferindo uma maior estabilidade para a molécula. Desse modo, a molécula de água apresenta uma geometria angular e as ligações entre o hidrogênio e o oxigênio são covalentes. Além disso, a molécula de água é polar, uma vez que não há o cancelamento dos vetores dipolos elétricos das ligações polares entre os átomos de hidrogênio e oxigênio.

$\mu_r \neq 0$



Questão 05 – Letra C

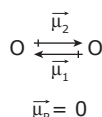
Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. A molécula de HCl é polar, pois os ligantes apresentam diferença de eletronegatividade e o momento dipolar não é nulo. NO_2 é pouco polar devido à pequena diferença de eletronegatividade entre os átomos de N e O, e a resultante vetorial do momento dipolar não é nulo. O_2 é apolar, pois não há diferença de eletronegatividade entre átomos iguais.
- B) Incorreta. Cl_2 é apolar, pois átomos iguais não possuem diferença de eletronegatividade e o momento dipolar é nulo. NH_3 é polar, uma vez que o átomo central é mais eletronegativo que os demais, o que polariza as moléculas. CO_2 é apolar, pois o momento dipolar resultante é nulo.
- C) Correta. Cl_2 é apolar, pois átomos iguais não possuem diferença de eletronegatividade e a resultante vetorial do momento dipolar é nulo. CCl_4 é apolar, pois o vetor momento dipolar resultante é nulo. CO_2 é apolar, pois o momento dipolar também é nulo.
- D) Incorreta. CCl_4 é apolar, pois o momento de dipolo resultante é nulo. BF_3 é apolar, pois o momento de dipolo resultante é nulo. H_2SO_4 é polar, pois a ligação O—H é mais polarizada do que a ligação S—O.

Questão 06 – Letra A

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. A geometria da molécula de oxigênio é linear, pois é composta por apenas dois átomos com um ângulo de ligação de 180° . Por serem átomos iguais, não possuem diferença de eletronegatividade entre os dois ligantes e, portanto, a ligação que se estabelece é covalente apolar e a molécula é apolar, pois o vetor resultante é nulo.



(molécula apolar)

A molécula de ozônio é formada por três átomos, em que o átomo central possui um par de elétrons não ligantes. Com esse arranjo, a geometria da molécula de ozônio é angular.



- B) Correta. A geometria da molécula de H_2O é angular, pois é formada por três átomos e possui pares de elétrons não ligantes no átomo central. As ligações são covalentes polares, pois o oxigênio é mais eletronegativo que o hidrogênio, o que polariza a molécula.
- C) Correta. A geometria do CCl_4 é tetraédrica, pois essa molécula é composta por 5 átomos e essa distribuição espacial proporciona maior separação entre os ligantes. As ligações são covalentes polares, pois o átomo de Cl é mais eletronegativo que o átomo de C . É apolar, pois o momento de dipolo resultante é nulo.
- D) Correta. A geometria do CO_2 é linear, pois é formada por três átomos e sem a presença de pares de elétrons não ligantes no átomo central. As ligações são covalentes polares, pois o átomo de oxigênio é mais eletronegativo que o átomo de carbono. É apolar, pois o momento de dipolo resultante é nulo.
- E) Correta. A geometria da molécula de CH_2Cl_2 é tetraédrica, formada por 5 ligantes. Possui ligações covalentes polares, pois há diferença de eletronegatividade entre os ligantes. A molécula é polar devido à existência de momento dipolo elétrico, provocado pelos átomos de Cl .

Questão 07 – Letra A

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos as moléculas de cada gás.

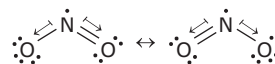
CO_2 : A molécula de gás carbônico é constituída por três átomos, entre os quais o átomo central, carbono, não apresenta pares de elétrons não ligantes. Esse arranjo confere ao CO_2 uma geometria linear. Observa-se que há o cancelamento dos vetores dipolos elétricos das ligações covalentes polares entre o carbono e os oxigênios. Dessa forma, essa molécula é apolar.

$\mu_R = 0$

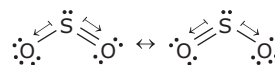


NO_2 e SO_2 : As moléculas de dióxido de nitrogênio e de dióxido de enxofre são constituídas por três átomos, em que o átomo central, nitrogênio e enxofre, respectivamente, apresentam elétrons não ligantes. Esse arranjo confere ao NO_2 e ao SO_2 geometria angular e momento de dipolo elétrico diferente de zero, resultando em moléculas com características polares.

$\mu_R \neq 0$

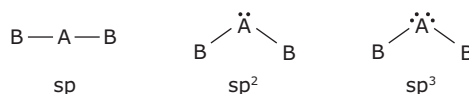


$\mu_R \neq 0$



Questão 08 – Letra E

Comentário: Com a fórmula AB_2 , são possíveis três estruturas, dependendo do número de elétrons de valência do átomo A:

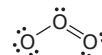


Exercícios Propostos

Questão 01 – Letra A

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos a geometria de cada uma das moléculas das substâncias apresentadas.

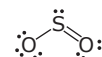
- A molécula de ozônio é formada por três átomos e o átomo central possui um par de elétrons não ligantes. Com esse arranjo, a geometria da molécula de ozônio é angular.



- Na molécula de dióxido de carbono, o átomo de carbono realiza duas ligações covalentes duplas e, portanto, não apresenta pares eletrônicos não ligantes. Assim, esse composto possui geometria linear.



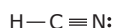
- A molécula de SO_2 é formada por três átomos, e o átomo central possui um par de elétrons não ligantes. Com esse arranjo, a geometria dessa molécula é angular.



- A molécula de água é constituída de três átomos, sendo que o átomo central, oxigênio, possui dois pares de elétrons não ligantes. De acordo com a Teoria da Repulsão dos Elétrons da Camada de Valência, os elétrons ligantes e não ligantes se repelem, de modo a ficarem o mais afastados possível uns dos outros, conferindo uma maior estabilidade para a molécula. Desse modo, a molécula de água apresenta uma geometria angular.

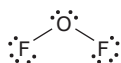


- Na molécula de cianeto de hidrogênio, o átomo de carbono realiza uma ligação covalente simples e uma tripla e, portanto, não apresenta pares eletrônicos não ligantes. Assim, esse composto possui geometria linear.

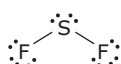


Questão 02 – Letra C

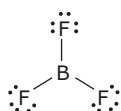
Comentário: As fórmulas estruturais e os respectivos arranjos e geometrias moleculares das espécies químicas são dados a seguir:



OF_2
Arranjo: tetraédrico
Geometria: angular



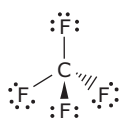
SF_2
Arranjo: tetraédrico
Geometria: angular



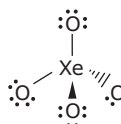
BF_3
Arranjo: trigonal plano
Geometria: trigonal plana



NF_3
Arranjo: tetraédrico
Geometria: pirâmide trigonal



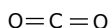
CF_4
Arranjo: tetraédrico
Geometria: tetraédrica



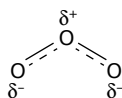
XeO_4
Arranjo: tetraédrico
Geometria: tetraédrica

Questão 03 – Letra C

Comentário: A molécula de gás carbônico é constituída de duas ligações duplas entre o carbono e os oxigênios, formando um arranjo linear conforme mostra a estrutura a seguir.



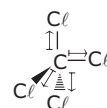
A molécula de ozônio é constituída por três átomos de oxigênio em uma geometria angular que lhe confere polaridade. Ocorre o fenômeno de ressonância entre as ligações, deixando o átomo de oxigênio central pobre em elétrons (polo positivo) e os oxigênios das extremidades ricos em elétrons (polos negativos). Esse arranjo molecular pode ser conferido na estrutura a seguir.



Questão 04 – Letra D

Comentário: As moléculas de CCl_4 apresentam ligações covalentes polares. No entanto, essas moléculas são apolares, pois a geometria tetraédrica regular permite o cancelamento dos vetores momento de dipolo elétricos resultantes das ligações polares.

$\mu_R=0$



As moléculas de NH_3 também apresentam ligações covalentes polares. No entanto, nesse caso, constituirão moléculas polares, uma vez que a geometria piramidal não permite o cancelamento de vetores momento de dipolo elétrico, como no caso anterior.

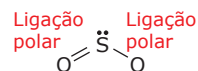
$\mu_R \neq 0$



Em relação à solubilidade dessas substâncias em água, é preciso levar em consideração as interações intermoleculares formadas entre a água e a amônia e entre a água e o tetracloreto de carbono. As substâncias apolares, como o CCl_4 , estabelecem com as moléculas de água, que são polares, interações do tipo dipolo permanente-dipolo instantâneo de baixa intensidade e extensão, o que explica a baixa solubilidade dessa substância com a água. A amônia, por sua vez, é altamente solúvel, porque é uma molécula polar e interage com a água por meio de interações intermoleculares do tipo ligação de hidrogênio, que são interações termodinamicamente mais favoráveis que as interações entre água e o CCl_4 .

Questão 05 – Letra A

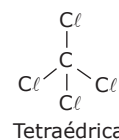
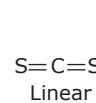
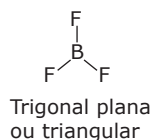
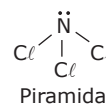
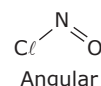
Comentário: A molécula de SO_2 é composta por dois ametais e a ligação química estabelecida entre eles é do tipo covalente, em que pares de elétrons dos ligantes são compartilhados na ligação. Devido à maior eletronegatividade do átomo de oxigênio quando comparado ao átomo de enxofre, forma-se um polo negativo em torno desse átomo e a ligação covalente é dita polar. Por ser formada por três átomos e possuir pares de elétrons não ligantes no átomo central, a molécula de dióxido de enxofre apresenta geometria angular, visando à máxima separação entre os ligantes.



Questão 06 – Letra B

Comentário: Ao analisar a geometria das moléculas relacionadas a partir da VSEPR, temos:

1. NOCl	Angular
2. NCl_3	Piramidal
3. CS_2	Linear
4. CCl_4	Tetraédrica
5. BF_3	Trigonal plana



NOCl – Molécula triatômica com par de elétrons não ligantes no átomo central.

NCl_3 – Molécula composta por 4 átomos e com par de elétrons não ligantes no átomo central.

CS_2 – Moléculas triatômica sem par de elétrons no átomo central.

CCl_4 – Molécula composta por 5 átomos e sem par de elétrons no átomo central.

BF_3 – Molécula composta por 4 átomos e sem par de elétrons no átomo central.

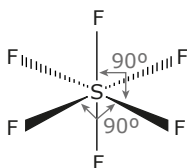
Questão 07 – Letra B

Comentário: A molécula de CH_4 é tetraédrica, enquanto as de H_2S , H_2O , H_2Te e H_2Se são angulares. Em moléculas tetraédricas com quatro ligantes iguais, os ângulos entre os ligantes medem $109^\circ 28'$. Já em moléculas angulares, os ângulos são menores devido à maior repulsão provocada pela presença de pares de elétrons não ligantes no átomo central. Quanto maior for o átomo central, maior será a repulsão entre as nuvens eletrônicas e menor será o ângulo entre os ligantes. Logo:



Questão 08 – Letra A

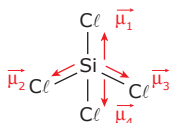
Comentário: A molécula de hexafluoreto de enxofre é composta por seis átomos de flúor ligados covalentemente a um átomo de enxofre. Trata-se de uma molécula apolar ($\text{N}=\text{O}$) – mesmo apresentando ligações polares – cuja geometria é octaédrica. É uma substância composta e de baixa reatividade química. A estrutura desse composto está representada a seguir:



Questão 09 – Letra A

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

A) Correta. O momento dipolar resultante do tetracloreto de silício é nulo, pois a resultante vetorial da soma dos vetores momento dipolo elétrico é nula.



B) Incorreta. Apesar de o Cl ser mais eletronegativo que o Si , a soma dos vetores momento dipolar é nula para esse composto, por isso não é correto afirmar que ele é significativo.

C) Incorreta. Não se trata de uma estrutura planar, mas sim tetragonal.

D) Incorreta. Todas as ligações $\text{Si}-\text{Cl}$ são covalentes polares devido à diferença de eletronegatividade dos ligantes $\text{Si}-\text{Cl}$. Contudo, o somatório dos vetores momento dipolar é nulo, o que torna a molécula apolar.

Questão 10 – Soma = 05

Comentário: Para resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

01. Correta. A molécula de amônia possui geometria piramidal e, para determinar sua polaridade, é necessário fazer a soma vetorial dos momentos de dipolo. Como todos eles apontam para o nitrogênio, a soma é diferente de zero, o que a caracteriza como uma molécula polar.

02. Incorreta. A molécula de água possui geometria angular e a soma vetorial dos momentos de dipolo é diferente de zero. Logo, a água é polar.

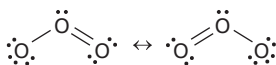
04. Correta. A molécula de CO_2 é apolar mesmo sendo composta por duas ligações covalentes duplas polares, o que corresponde a quatro ligações covalentes polares. Os dois vetores momento dipolar apontam para o oxigênio nas duas ligações e se anulam, tornando a molécula apolar.

08. Incorreta. Em uma ligação covalente polar em que os elementos ligantes possuem diferentes eletronegatividades, o elemento mais eletronegativo atrai os elétrons com maior intensidade e se torna o polo negativo da ligação, enquanto o elemento menos eletronegativo se torna o polo positivo.

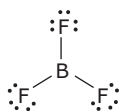
16. Incorreta. Os compostos HI , O_2 e AlF_3 são constituídos por ligação covalente polar no primeiro, ligação covalente dupla apolar no segundo e ligação iônica no terceiro.

Questão 11 – Letra C

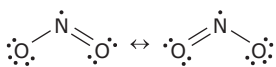
Comentário: A seguir, as geometrias moleculares e as polaridades das moléculas citadas na tabela:



O_3
Arranjo: trigonal plano
Geometria: angular
Polaridade: polar



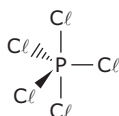
BF_3
Arranjo: trigonal plano
Geometria: trigonal plana
Polaridade: apolar



NO_2
Arranjo: trigonal plano
Geometria: angular
Polaridade: polar



NH_3
Arranjo: tetraédrico
Geometria: pirâmide trigonal
Polaridade: polar



PCl_5
Arranjo: bipirâmide trigonal
Geometria: bipirâmide trigonal
Polaridade: apolar

Questão 12 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. A hibridização do átomo de Si é do tipo sp^3 , em que um elétron do orbital 3s é deslocado para o orbital 3p, levando à formação de quatro orbitais sp^3 híbridos. Todas as ligações são do tipo sigma e a geometria do composto é tetraédrica.
- B) Incorreta. A hibridização do átomo de B é do tipo sp^2 , em que um elétron do orbital 2s é deslocado para o orbital 2p, formando três orbitais sp^2 híbridos. As ligações B—F são do tipo sigma e a geometria do composto é trigonal plana.
- C) Correta. A hibridização do átomo de C é sp^2 , em que um elétron do orbital 2s é deslocado para o orbital 2p, formando três orbitais sp^2 híbridos. As ligações entre os átomos de carbono são duplas (sigma e pi), e as ligações entre os átomos de carbono e hidrogênio são do tipo sigma. A geometria do composto é trigonal plana.
- D) Incorreta. A hibridização do átomo de Be é sp, em que um elétron do orbital 2s é deslocado para um orbital 2p, formando dois orbitais sp híbridos para obter dois elétrons desemparelhados para realizar ligação. O composto possui geometria linear e é formado somente por ligações sigma.
- E) Incorreta. A hibridização do átomo de P é sp^3d devido à combinação de um orbital s, três orbitais p e um orbital d, formando cinco orbitais híbridos sp^3d . Somente ligações sigma são formadas, e a geometria do composto é bipirâmide trigonal.

Seção Enem

Questão 01 – Letra B

Eixo cognitivo: IV

Competência de área: 5

Habilidade: 17

Comentário: No grafeno, cada átomo de carbono se encontra ligado a 3 outros átomos de carbono. Considerando que o átomo de carbono é tetravalente, uma das ligações do carbono no grafeno é dupla. Assim, cada carbono do grafeno possui hibridização sp^2 , de geometria trigonal planar, pois realiza uma ligação dupla e duas ligações simples.



Questão 02 – Letra D

Eixo cognitivo: IV

Competência de área: 5

Habilidade: 18

Comentário: De acordo com o texto, uma substância ideal, para ser utilizada como impureza em um *display* de cristal líquido, deve apresentar as seguintes atribuições:

- Manter uma estrutura rígida de eixo alongado. A molécula deve ter grande extensão e possuir poucos centros que permitam a rotação livre de átomos em torno das ligações simples. Dessa forma, é possível o material se apresentar como líquido e ao mesmo tempo possuir uma estrutura rígida característica dos sólidos.
- Sofrer perturbação quando aplicado um campo elétrico. A molécula deve possuir caráter polar acentuado. Essa propriedade garante que, ao se aplicar um campo elétrico no material, as impurezas possam se orientar a fim de alterar as características ópticas do *display*.

Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das substâncias apresentadas nas alternativas:

- A) Substância inadequada. Molécula com pequena extensão.
- B) Substância inadequada. Molécula apolar e com grande extensão, porém com muitos centros que permitem a rotação livre de átomos em torno das ligações simples.
- C) Substância inadequada. Molécula com caráter polar pouco acentuado. É considerada, portanto, uma molécula apolar.
- D) Substância adequada. Possui todas as atribuições exigidas.
- E) Substância inadequada. Molécula com pequena extensão.

MÓDULO – A 12

Interações Intermoleculares

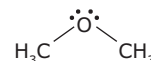
Exercícios de Aprendizagem

Questão 01 – Letra E

Comentário: O nitrogênio liquefeito é formado por moléculas diatômicas apolares que estabelecem entre si interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido, também chamadas forças de London.

Questão 02 – Letra C

Comentário: O éter dimetílico possui a seguinte fórmula estrutural:



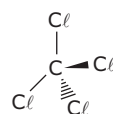
Suas moléculas são pouco polares, podendo estabelecer interações do tipo dipolo permanente-dipolo permanente.

Questão 03 – Letra D

Comentário: A interação entre os íons do cloreto de sódio com as moléculas de água é do tipo íon-dipolo. A molécula de água é polar e seu polo positivo atrairá o ânion cloreto, enquanto o polo negativo atrairá o cátion sódio. Na acetona, cujas moléculas são polares, a interação entre suas moléculas é do tipo dipolo-dipolo. E, por fim, água com álcool se mistura em todas as proporções, ou seja, solubilidade infinita. Isso ocorre devido ao fato de as moléculas das duas substâncias interagirem por meio de ligações de hidrogênio, a interação intermolecular mais intensa entre as existentes.

Questão 04 – Letra C

Comentário: As estruturas e as respectivas interações intermoleculares predominantes em CCl_4 , H_2O , C_6H_{14} e CH_3COCH_3 são



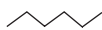
Apolar

Dipolo instantâneo-dipolo induzido



Polar

Ligação de hidrogênio



Apolar

Dipolo instantâneo-dipolo induzido



Polar

Dipolo permanente-dipolo permanente

Questão 05 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das representações.

Sólido: Incorreto. No gelo, há uma estrutura altamente organizada, em que as moléculas de água formam arranjos hexagonais. Na estrutura representada, não é observada essa configuração.

Líquido: Incorreto. As interações do tipo ligação de hidrogênio entre as moléculas de água são intensas, porém as direções dos dipolos elétricos foram representadas incorretamente. Os polos positivos, presentes nos átomos de hidrogênio, deveriam estar direcionados aos polos negativos, presentes nos átomos de oxigênio.

Gasoso: Incorreto. No estado gasoso, as interações do tipo ligação de hidrogênio entre as moléculas de água são praticamente inexistentes devido ao alto grau de liberdade que elas possuem. Contudo, as moléculas de água permanecem com sua característica polar, pois há diferença de eletronegatividade entre os átomos ligantes.

Questão 06 – Letra D

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. Algumas moléculas podem realizar ligação de hidrogênio dentro da mesma molécula, denominada ligação de hidrogênio intramolecular, que ocorre quando uma mesma molécula possui um grupo doador e outro receptor de prótons, em configuração espacial favorável à formação dessa interação.
- B) Incorreta. O ponto de fusão da água é maior que o do sulfeto de hidrogênio, pois a interação do tipo ligação de hidrogênio existente entre as moléculas de água é mais intensa que a interação dipolo-dipolo do H_2S , o que mantém as moléculas de água mais coesas que as do H_2S .
- C) Incorreta. Interações intermoleculares, sejam elas de qualquer tipo, são sempre menos intensas que uma ligação química interatômica.
- D) Correta. As forças das ligações de hidrogênio se relacionam a muitas propriedades das substâncias, como temperatura de ebulição, fusão e densidade. Como a ligação de hidrogênio possui intensidade elevada, pode ocorrer uma aproximação maior entre moléculas que realizam esse tipo de interação, reduzindo o volume ocupado por uma determinada amostra e, conseqüentemente, aumentar o valor da densidade.
- E) Incorreta. Átomos de H ligados covalentemente a átomos de F, O ou N realizam interação intermolecular do tipo ligação de hidrogênio.

Questão 07 – Soma = 05

Comentário: A interação intermolecular do tipo ligação de hidrogênio ocorre entre moléculas que podem estabelecer uma ponte de hidrogênio entre FON (flúor, oxigênio e nitrogênio). As moléculas que possuem esses elementos e que podem interagir de forma a estabelecer essa ponte são: a ureia com ureia e o ácido acético com a água.

Questão 08 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das substâncias apresentadas no quadro.

- 1-B: O O_2 é uma molécula covalente apolar, pois não existe diferença de eletronegatividade entre os átomos de O.
- 2-E: A H_2O é uma molécula polar que realiza interação intermolecular do tipo ligação de hidrogênio, por apresentar átomo de H ligado a átomo de O, que possui elevada eletronegatividade.
- 3-C: O argônio é um gás nobre e por isso possui interação fraca do tipo Van der Waals.
- 4-E: O HF é uma molécula polar que realiza interação intermolecular do tipo ligação de hidrogênio, por apresentar átomo de H ligado a átomo de F, que possui elevada eletronegatividade.
- 5-D: O $BaSO_4$ é um composto iônico formado por ligação entre os íons Ba^{2+} e SO_4^{2-} .
- 6-E: O álcool é um composto polar que realiza interação do tipo ligação de hidrogênio com outras moléculas de álcool devido à presença do grupamento hidroxila na molécula.
- 7-B: O diamante é um composto covalente apolar, pois não existe diferença de eletronegatividade entre os átomos de carbono que compõem a substância.

Exercícios Propostos

Questão 01 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- 2 – A interação do tipo íon-dipolo ocorre quando sólidos iônicos são solubilizados em solventes polares como a água.
- 1 – A interação do tipo ligação de hidrogênio ocorre em moléculas que possuem átomos de hidrogênio ligados covalentemente a átomos bastante eletronegativos, tais como F, O e N.
- 4 – A interação do tipo dipolo-dipolo ocorre entre moléculas polares, tais como a acetona e o etanoato de etila.
- 3 – Forças de London ou interação dipolo induzido-dipolo induzido ocorrem entre moléculas apolares e são de baixa intensidade no caso de moléculas menores, uma vez que não há formação de polos definidos, e a atração entre as cargas opostas momentâneas é de baixa intensidade.

Questão 02 – V F F F V

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

00. Verdadeira. As moléculas de H_2O e H_2S apresentam geometria angular, uma vez que são compostas por três átomos e o átomo central possui pares de elétrons não ligantes.

01. Falsa. As moléculas de H_2O e H_2S são polares, pois as ligações $\text{H}-\text{O}$ e $\text{H}-\text{S}$ são polares devido à diferença de eletronegatividade entre os átomos ligantes e o momento de dipolo resultante é diferente de zero.
02. Falsa. A interação existente entre as moléculas de água é do tipo ligação de hidrogênio, que é mais intensa que as interações do tipo dipolo-dipolo existente entre as moléculas de H_2S .
03. Falsa. A interação dipolo-dipolo entre moléculas de H_2S é mais fraca que a interação ligação de hidrogênio entre moléculas de H_2O .
04. Verdadeira. Os átomos de O e S possuem seis elétrons no nível de valência e tendem a realizar duas ligações químicas para adquirir estabilidade, restando dois pares de elétrons não ligantes.

Questão 03 – Letra A

Comentário: Os insetos não afundam na água devido a uma propriedade denominada tensão superficial, que é a formação de ligações de hidrogênio entre as moléculas da superfície do líquido com as moléculas que estão abaixo e ao lado delas, atraindo as moléculas da superfície para o interior do líquido. Esse fenômeno é responsável pela formação de uma “película” na superfície do líquido, muito intensa, o que permite que alguns insetos caminhem sobre a água.

Questão 04 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada um dos tipos de interações presente na estrutura tridimensional das cadeias polipeptídicas.

A interação 1 ocorre entre um grupo em que o hidrogênio está ligado ao oxigênio ($\text{O}-\text{H}$) e uma região com elevada densidade eletrônica. Como a ligação $\text{O}-\text{H}$ é altamente polarizada em virtude da alta eletronegatividade do oxigênio em relação ao hidrogênio, a interação dipolo-dipolo feita entre esses grupos é mais intensa que o normal, pois o hidrogênio se encontra muito eletrodeficiente, e recebe a denominação especial de ligação de hidrogênio.

A interação 2 ocorre entre duas regiões constituídas apenas por átomos de carbono e hidrogênio, o que as caracteriza como regiões apolares. Portanto, a interação 2 é do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.

A interação 3 é uma ligação de dissulfeto, que corresponde a uma ligação covalente simples entre dois átomos de enxofre.

A interação 4 corresponde à atração eletrostática, uma vez que está ocorrendo atração entre dois grupos que possuem cargas elétricas opostas ($-\text{NH}_3^+$ e $-\text{COO}^-$).

Questão 05 – Letra B

Comentário: Para que uma molécula possa apresentar interações do tipo ligação de hidrogênio intramolecular, é necessário que ela tenha hidrogênio ligado a oxigênio ou nitrogênio próximo a átomos de oxigênio, nitrogênio ou flúor. As moléculas derivadas do benzeno só são capazes de estabelecer ligação de hidrogênio intramolecular se esses grupos estiverem em posições consecutivas. Assim, a molécula II é a única que não pode formar ligação de hidrogênio entre grupos pertencentes a ela.

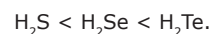
Questão 06 – Letra A

Comentário: Os íons cobre (II) estabelecem com as moléculas de água interações do tipo íon-dipolo. Esse processo é denominado solvatação.

A configuração do íon cobre (II) é $[\text{Ar}]3d^9$ e ele se encontra na forma oxidada, Cu^{2+} .

Questão 07 – Letra A

Comentário: A temperatura de ebulição de uma substância está relacionada à sua massa molecular. Ao comparar substâncias com o mesmo tipo de interação intermolecular, a que possuir maior massa molecular possuirá maior ponto de ebulição. Os ácidos apresentados na questão realizam interação do tipo dipolo-dipolo e, portanto, a ordem crescente de temperatura de ebulição é baseada na massa molecular desses ácidos. Logo, a ordem crescente é



Questão 08 – Letra D

Comentário: O HF apresenta maior ponto de ebulição devido às interações intermoleculares do tipo ligação de hidrogênio existentes entre as moléculas desse ácido. Essa interação é mais intensa que as interações do tipo dipolo-dipolo existentes entre as moléculas dos demais ácidos e, por isso, maior é a energia necessária para romper essas interações e, conseqüentemente, maior é a temperatura de ebulição do HF.

Questão 09 – Letra C

Resolução: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- I. Incorreta. F_2 e Cl_2 realizam interação intermolecular do tipo dipolo induzido-dipolo induzido. Porém, a massa molecular do Cl_2 é maior que a do F_2 e, por esse motivo, o Cl_2 apresenta ponto de ebulição mais elevado.
- II. Incorreta. O HF realiza interação intermolecular do tipo ligação de hidrogênio, enquanto o HCl realiza interação do tipo dipolo-dipolo. Por ser mais intensa a interação entre as moléculas do HF, este apresenta maior ponto de ebulição, mesmo contendo massa molecular menor que a HCl .
- III. Correta. A molécula de CO_2 apresenta interação intermolecular do tipo dipolo induzido-dipolo induzido. Na sublimação do CO_2 , são rompidas as interações dipolo induzido-dipolo induzido existentes entre as moléculas, já que houve transformação do estado sólido para o estado gasoso, no qual as interações são praticamente inexistentes.
- IV. Correta. As moléculas de água são unidas por interações do tipo ligação de hidrogênio. Quando há uma mudança de estado físico em que ocorre a formação de gás ou vapor, são rompidas as interações intermoleculares que unem as moléculas. Portanto, na evaporação da água líquida, ocorre a ruptura dessas interações e a conseqüente mudança de estado físico.

Questão 10 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. Apenas o valor da massa molar não é suficiente para afirmar o estado físico de uma substância. É necessário também levar em consideração o tipo de interação intermolecular de cada substância em questão para poder prever sobre o estado físico dela.
- B) Incorreta. Apenas a geometria de uma molécula não é suficiente para definir o seu estado físico. Além disso, o sulfeto de hidrogênio tem geometria angular assim como a água.
- C) Incorreta. O sulfeto de hidrogênio é mais ácido, porém isso não explica a diferença no estado físico dessas substâncias.
- D) Incorreta. A ligação H—O é mais intensa, uma vez que o comprimento da ligação é menor quando comparado à ligação entre o hidrogênio e o enxofre.
- E) Correta. As interações entre as moléculas de água são do tipo ligação de hidrogênio, que são mais intensas que as interações do tipo dipolo-dipolo existentes entre as moléculas de H₂S. Por ser mais intensa, a energia necessária para romper as ligações de hidrogênio entre as moléculas de água é maior, o que justifica o fato de a água ser líquida nas condições de temperatura ambiente e pressão atmosférica e o H₂S ser um gás nas mesmas condições.

Questão 11 – Letra A

Comentário: Os elementos do grupo 17, do 2º ao 5º período, são, respectivamente, F, Cl, Br e I. Os compostos formados por H e esses halogênios são HF, HCl, HBr e HI. O HF apresenta o maior ponto de ebulição pelo fato de realizar interação intermolecular do tipo ligação de hidrogênio, que é mais intensa que as interações dipolo-dipolo que os outros compostos realizam. Entre os compostos HCl, HBr e HI, o HCl apresenta menor ponto de ebulição porque a massa molar desse composto é menor quando comparada com os outros dois ácidos, seguido do HBr e, por fim, o HI. O gráfico que representa esse comportamento está descrito na alternativa A.

Questão 12 – Soma = 21

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- 01. Correta. O HF apresenta maior P.E. pelo fato de realizar interações do tipo ligação de hidrogênio que são mais intensas que as interações realizadas pelas demais moléculas.
- 02. Incorreta. Apenas o HF realiza interação do tipo ligação de hidrogênio por apresentar átomo de H ligado ao elemento eletronegativo F.
- 04. Correta. A interação do tipo dipolo induzido-dipolo induzido ocorre em todas as substâncias, polares ou apolares.
- 08. Incorreta. Apenas as moléculas de CH₄, HF e PH₃ possuem ligações covalentes polares devido à diferença de eletronegatividade entre os átomos ligantes. A molécula de H₂ não possui diferença de eletronegatividade e sua ligação é covalente apolar.

- 16. Correta. A molécula de CH₄ é composta por quatro átomos ligantes e sem par de elétrons não ligantes no átomo central, adquirindo geometria tetraédrica. A molécula de PH₃ possui quatro átomos ligantes e com par de elétrons não ligantes no átomo central, dispostos em geometria piramidal.

Questão 13 – Soma = 14

Comentário: Para resolver essa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- 01. Incorreta. A temperatura de ebulição do HF é +20 °C. Dessa forma, a temperaturas abaixo de 10 °C, esse haleto não é um gás. Todos os outros haletos possuem temperaturas de ebulição inferiores a 10 °C e, portanto, são gases a temperaturas abaixo de 10 °C.
- 02. Correta. As moléculas dos haletos em questão são polares devido à diferença de eletronegatividade entre o átomo de hidrogênio e o átomo de halogênio que as formam, de modo que o vetor momento de dipolo elétrico não é nulo. As interações do tipo dipolo-dipolo aparecem em todas as substâncias que apresentam moléculas polares. Na molécula de HF, por sua vez, a diferença de eletronegatividade entre os átomos de hidrogênio é muito grande e, por isso, o átomo de flúor atrai significativamente a nuvem eletrônica do hidrogênio, deixando o seu núcleo parcialmente exposto. Assim, quando um átomo de flúor (que possui pequeno volume e pares de elétrons não ligantes) de outra molécula se aproximar, há uma interação do tipo ligação de hidrogênio, de intensidade maior que as interações do tipo dipolo permanente típico.
- 04. Correta. *Vide* comentário da afirmativa 02.
- 08. Correta. As intensidades das interações presentes entre as moléculas dos haletos de iodo, bromo e cloro estão relacionadas ao tamanho da nuvem eletrônica das moléculas e, conseqüentemente, à polarizabilidade da espécie. Quanto maior a nuvem eletrônica, maior a polarizabilidade de uma espécie, mais intensas serão as interações intermoleculares estabelecidas e, conseqüentemente, maiores serão os pontos de ebulição correspondentes. Assim, a temperatura de ebulição do HI é maior devido a sua maior nuvem eletrônica, seguido do HBr e do HCl.
- 16. Incorreto. O maior ponto de ebulição do HF está relacionado à alta eletronegatividade do átomo de flúor. Essa alta eletronegatividade faz com que o núcleo do hidrogênio fique parcialmente desprotegido e, assim, possibilita a ocorrência de interações do tipo ligação de hidrogênio, que possuem maior intensidade que as interações presentes nos demais haletos.

Questão 14 – Letra B

Comentário: Considerando que a urina é constituída majoritariamente por água e que as moléculas de água são polares, o revestimento representando em 1 é mais eficiente para desenvolver a urina, já que as cadeias carbônicas são apolares e, portanto, hidrofóbicas. Assim, a urina em contato com tal revestimento será repelida e devolvida ao seu dono.

Seção Enem

Questão 01 – Letra D

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: Os sais de amônio formados são iônicos constituídos por íons amônio (NH_4^+) e ânions X^- . Esses íons estabelecem interações do tipo íon-dipolo com as moléculas polares da água. Isso ocorre devido à atração elétrica entre cátions e dipolos elétricos negativos das moléculas de água, localizados em seus átomos de oxigênio e entre os ânions; e os dipolos positivos, localizados nos átomos de hidrogênio das moléculas de água.

Questão 02 – Letra D

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: As frações licopeno, α -caroteno e γ -caroteno são apolares e interagem menos com a fase móvel no papel, pois a celulose é polar. Sendo assim, tais frações migram mais rapidamente. As frações capsorubina e α -criptoxantina apresentam grupos polares carbonilas e hidroxilas e, conseqüentemente, interagem mais com o papel, ou seja, migram mais lentamente. Contudo, a capsorubina, que possui mais grupos polares, interage mais com a celulose, migrando mais lentamente durante a cromatografia.

Questão 03 – Letra D

Eixo cognitivo: IV

Competência de área: 5

Habilidade: 18

Comentário: O benzeno é uma substância molecular apolar, cujas moléculas estabelecem interações intermoleculares do tipo dipolo induzido-dipolo instantâneo com a superfície apolar do carvão ativado.

Questão 04 – Letra E

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 25

Comentário: Na composição da gasolina, além de hidrocarbonetos, está presente também uma quantidade estabelecida de etanol, cuja quantidade máxima que pode estar presente por volume de combustível é determinada por lei. Os hidrocarbonetos interagem com o etanol por meio de interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido, uma vez que os hidrocarbonetos são moléculas apolares e que a molécula de etanol possui uma região com essas mesmas características. Contudo, quando água é adicionada a esse combustível, o etanol se miscibiliza com a água devido à formação de interações do tipo ligação de hidrogênio, mais intensas que entre as existentes entre o etanol e os hidrocarbonetos. As moléculas de água são polares e podem estabelecer ligações de hidrogênio com outras moléculas que apresentem átomos de hidrogênio ligados a átomos de elevada eletronegatividade, como é encontrado no etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$).

Questão 05 – Letra E

Eixo cognitivo: IV

Competência de área: 5

Habilidade: 18

Comentário: A celulose apresenta grupos hidroxila, que podem interagir com a água por interações do tipo ligações de hidrogênio. Já o poliácido de sódio apresenta um grupo iônico que pode estabelecer com a água interações do tipo íon-dipolo, além das interações do tipo ligações de hidrogênio. Como as interações de tipo íon-dipolo são mais intensas que as ligações de hidrogênio, as fraldas que contêm o polímero (1) são mais eficientes.

Questão 06 – Letra E

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: As moléculas de água são polares e podem estabelecer interações intermoleculares do tipo ligação de hidrogênio com outras moléculas que apresentem átomos de hidrogênio ligados a átomos de alta eletronegatividade, como os de flúor, oxigênio e nitrogênio. Na ligação de hidrogênio, os átomos de hidrogênio, polarizados positivamente, interagem com regiões de grande densidade eletrônica. A presença de grupos hidroxila na glicerina e no polietilenoglicol, componentes dos cremes hidratantes, permite, então, a retenção das moléculas de água na superfície da pele através de ligações de hidrogênio.

Questão 07 – Letra D

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 25

Comentário: A bioacumulação de uma substância nos organismos está associada com a sua dificuldade de se dissolver em água, o que torna sua eliminação pela urina e pelo suor mais lenta.

Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. A dioxina em questão é um composto básico devido à existência de pares eletrônicos não ligantes nos átomos de oxigênio e de cloro. Contudo, a basicidade da dioxina não interfere em sua solubilidade em água. Esse é um composto apolar que contém muitos elétrons em sua nuvem eletrônica, o que favorece as interações dipolo instantâneo-dipolo induzido entre as moléculas de dioxina, tornando essa substância insolúvel em água.
- B) Incorreta. A dioxina em questão não é um composto ácido. Mesmo que esse composto apolar fosse ácido, sua nuvem eletrônica, muito densa, favoreceria as interações dipolo instantâneo-dipolo induzido entre suas moléculas, tornando essa substância insolúvel em água.
- C) Incorreta. O processo de dissolução de uma substância em água, sem que haja uma reação química, não é um processo oxirredutivo, não sofrendo qualquer influência do potencial oxidante ou redutor dessa substância.

- D) Correta. As substâncias lipofílicas, substâncias insolúveis em água, apresentam dificuldade de serem eliminadas pela urina e pelo suor, ficando acumuladas no organismo. A dioxina é uma substância de caráter apolar em virtude da simetria de sua molécula, o que faz com que ela seja insolúvel em água e difícil de ser eliminada pelo organismo.
- E) Incorreta. Substâncias hidrofílicas – substâncias solúveis em água – são facilmente eliminadas pela urina e pelo suor.

Questão 08 – Letra D

Eixo cognitivo: I

Competência de área: 5

Habilidade: 17

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- I. Incorreta. A cor dourada do ouro é uma propriedade física decorrente do conjunto de átomos de ouro e não é uma propriedade intrínseca do átomo isolado.
- II. Incorreta. A rigidez de um material está associada com as interações que mantêm suas partículas coesas.
- III. Correta. No aquecimento de uma substância pura, quando ocorre o equilíbrio entre duas fases, toda energia cedida ao sistema é utilizada para romper e / ou enfraquecer as interações interpartículas, aumentando a energia potencial, mantendo a energia cinética média do sistema constante e, conseqüentemente, mantendo a temperatura constante.
- IV. Incorreta. A expansão dos objetos com o aumento da temperatura é decorrente do aumento da distância média entre as partículas que constituem o material.

MÓDULO – B 09

Introdução à Termoquímica

Exercícios de Aprendizagem

Questão 01 – Letra D

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- I. Incorreta. A densidade do ar quente é menor que a densidade do ar frio e, por isso, o ar quente tende a subir e o ar frio tende a descer. Nesse caso, recomenda-se a instalação dos sistemas de calefação na parte inferior da parede do ambiente para que o ar quente possa circular com mais facilidade, formando as correntes de convecção.
- II. Correta. O atrito entre as mãos aumenta a colisão entre as moléculas, causando o aumento na energia cinética e, conseqüentemente, aumento da temperatura.
- III. Correta. O equilíbrio térmico é atingido quando temperaturas diferentes de corpos em contato se igualam.
- IV. Correta. Calor é a transferência de energia térmica entre corpos com temperaturas diferentes. O calor é transferido do corpo que possui maior temperatura para o corpo que possui menor temperatura.

- V. Incorreta. Não é adequado relacionar calor de forma diretamente proporcional à temperatura. O calor é um fluxo de energia e é transferido de um sistema a uma temperatura maior para outro a uma temperatura menor.

Questão 02 – Letra B

Comentário: As três equações representam a formação da mesma substância, porém, em estados físicos diferentes.

A formação da substância no estado gasoso é a que libera a menor quantidade de energia, pois o sistema deve armazenar uma quantidade de energia suficiente para garantir a formação do produto no estado gasoso. Logo, $Q_3 < Q_1$ e $Q_3 < Q_2$.

Já a formação da substância sólida é a que libera a maior quantidade de energia, já que esse é o estado físico que armazena menos energia. Assim, $Q_2 > Q_1$ e $Q_2 > Q_3$.

Portanto, a seqüência correta é $Q_2 > Q_1 > Q_3$.

Questão 03 – Letra B

Comentário: A evaporação da água ($H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(v)}$) é um processo endotérmico, já que envolve o rompimento de interações intermoleculares. Logo, ao evaporar, a água retira calor do corpo humano, provocando a sensação de frio.

Questão 04 – Letra A

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Correta. A sensação de frio provocada pelo tecido, quando pulverizado sobre o corpo, é devido à absorção de energia do corpo pelas moléculas do solvente. O tipo de processo em que ocorre absorção de energia do ambiente é chamado endotérmico.
- B) Incorreta. Um processo exotérmico é caracterizado pela liberação de energia para o ambiente.
- C) Incorreta. O processo de condensação é aquele em que há mudança do estado gasoso para o estado líquido. Para que essa mudança de estado ocorra, é necessária a liberação de energia da substância em estado gasoso para o ambiente, ou seja, representa um processo exotérmico.
- D e E) Incorretas. A sensação de frio é devido à absorção de energia do corpo pelas moléculas do solvente do tecido em um processo endotérmico. Já um processo exotérmico é aquele em que há liberação de energia para o ambiente.

Questão 05 – Letra E

Comentário: A fusão do gelo não se trata de uma reação química de decomposição, pois novas substâncias não estão sendo formadas. Nesse processo físico, há absorção de energia do ambiente para promover a mudança de estado sólido do gelo para o estado líquido, e, portanto, trata-se de um processo endotérmico.

Questão 06 – Letra A

Comentário: O diagrama apresenta a energia envolvida na formação de 1 mol de água nas fases líquida e vapor. Esses processos, conforme mostra o diagrama, são exotérmicos, pois ambos ocorrem com liberação de energia. A formação da água líquida libera mais energia que a formação de água no estado de vapor, pois, no estado líquido, o conteúdo energético da água é menor que no estado de vapor.

Essa diferença de energia está associada à transformação da água vaporizada em água líquida e, pelo diagrama, pode ser calculada por:

$$\Delta H_{\text{condensação}}(\text{H}_2\text{O}) = \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) - \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}_{(v)})$$

$$\Delta H_{\text{condensação}}(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ} - (-241,8 \text{ kJ})$$

$$\Delta H_{\text{condensação}}(\text{H}_2\text{O}) = -44 \text{ kJ}$$

Esse resultado indica que na transformação da água vaporizada em água líquida são liberados $44 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ de energia.

Questão 07 – Letra D

Comentário: A partir do gráfico, não é possível afirmar a quantidade de espécies no produto.

O gráfico apresenta mais de uma etapa, mas como os patamares de reagentes e produtos estão praticamente na mesma linha (energia), a variação de entalpia (ΔH) é nula.

Questão 08 – Letra D

Comentário: Reações endotérmicas são aquelas que absorvem energia térmica, ou seja, os reagentes são menos energéticos que os produtos. Reações desse tipo apresentam valores de ΔH positivos e, ao analisar o diagrama de entalpia, as únicas transformações que ocorrem com absorção de energia são: a ionização do sódio gasoso e a vaporização do cloreto de sódio sólido, visto que as demais transformações (formação do cloreto de sódio sólido, liquefação do cloro gasoso e solidificação do sódio gasoso) ocorrem com liberação de energia.

Exercícios de Propostos

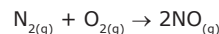
Questão 01 – Soma = 27

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada sentença.

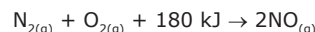
- Correta. Uma mudança de fase envolve a troca de calor com o ambiente. A fusão do gelo ($\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$) e a vaporização da água ($\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(v)}$) são exemplos de processos em que é necessária a absorção de energia do ambiente para que aconteçam. Sendo assim, a entalpia (quantidade de energia) da água sólida é menor que a entalpia da água líquida, que é menor que a entalpia do vapor de água.
- Correta. A fusão ($\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$) e a vaporização ($\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(v)}$) ocorrem devido à absorção de energia do ambiente pelas moléculas de água, caracterizando um processo endotérmico.
- Incorreta. Na condensação da água ($\text{H}_2\text{O}_{(v)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$), há liberação de energia das moléculas de vapor de água para o ambiente. Assim sendo, a energia final da água líquida é menor que a energia antes da mudança do estado vapor.
- Correta. Na formação de cubos de gelo, ocorre o processo de solidificação da água ($\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(s)}$), em que parte da energia das moléculas de água em estado líquido é liberada para o ambiente na forma de calor. Esse processo exotérmico é caracterizado pela variação negativa na quantidade de energia trocada no sistema, ou seja, $\Delta H < 0$.
- Correta. A vaporização da água ($\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(v)}$) ocorre devido à absorção de energia do ambiente pelas moléculas de água líquida. Um processo endotérmico é caracterizado pela variação positiva na quantidade de energia trocada no sistema, ou seja, $\Delta H > 0$.

Questão 02 – Letra D

Comentário: A quantidade de energia absorvida pelos reagentes para que a reação aconteça equivale a 90 kJ para cada mol de NO formado. Reescrevendo a equação apresentada, com os menores índices estequiométricos inteiros, temos:

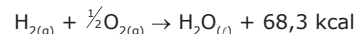


A quantidade de energia absorvida nessa reação é igual a 180 kJ , pois são formados 2 mols de NO. Essa quantidade de energia pode ser incluída nos reagentes da reação, uma vez que esse conteúdo energético é absorvido pelos reagentes para que a transformação ocorra. Portanto, a equação que descreve corretamente a reação é:



Questão 03 – Letra B

Comentário: O diagrama informa que, quando 1 mol de $\text{H}_{2(g)}$ reage com 0,5 mol de $\text{O}_{2(g)}$ para formar 1 mol de água líquida, ocorre a liberação de $68,3 \text{ kcal}$ de energia para o ambiente. Essa quantidade de energia pode ser incluída no produto da reação, uma vez que o conteúdo energético foi liberado, conforme representado na equação a seguir:



Questão 04 – Letra A

Comentário: Reações de combustão são sempre exotérmicas, pois liberam energia térmica para a vizinhança. Em reações desse tipo, os reagentes são mais energéticos do que os produtos, sendo que a energia liberada pelo sistema promove o aumento da temperatura do meio. Assim, em uma reação de combustão completa de um hidrocarboneto há formação de CO_2 que é uma espécie mais estável, ou seja, libera-se mais calor para a vizinhança; e em uma reação de combustão incompleta há formação de CO, uma espécie mais energética e, portanto, menos energia é liberada para o meio.

Questão 05 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das sentenças.

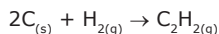
- Correta. O cloreto de cálcio é utilizado em compressas quentes pois sua dissolução libera $82,7 \text{ kJ}$ de energia para o ambiente, dando a sensação térmica quente.
- Correta. O nitrato de amônio é utilizado em compressas frias porque sua dissolução absorve $26,3 \text{ kJ}$ de energia do ambiente, dando a sensação térmica de frio.
- Correta. A equação 1 representa a dissolução do cloreto de cálcio que, conforme explicado anteriormente, é um processo que libera energia para o ambiente, caracterizando um processo exotérmico.

Questão 06 – Letra D

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- Incorreta. O valor negativo de ΔH fornecido no enunciado da questão indica que se trata de um processo exotérmico, em que o sistema libera calor para o ambiente e sua entalpia diminui. A variação negativa da entalpia corresponde à saída de energia do sistema.

- B) Incorreta. Quando 1 mol de acetileno é decomposto, o sistema libera 226 kJ de energia. Portanto, na decomposição de 2 mols de acetileno, o calor liberado na reação será igual a 452 kJ.
- C) Incorreta. A entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes, pois se trata de um processo exotérmico em que ocorre a liberação de energia do sistema.
- D) Correta. Na reação de decomposição do acetileno, ocorre a liberação de 226 kJ de energia na forma de calor para o ambiente, caracterizando um processo exotérmico.
- E) Incorreta. Ao inverter a reação, o novo processo representado é a formação do acetileno, conforme representado pela equação a seguir:



A quantidade de calor envolvida na reação de formação do acetileno é igual a quantidade de calor envolvida na reação de decomposição. Porém, a variação de entalpia é positivamente, uma vez que o sistema recebe energia.

Questão 07 – Soma = 31

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada sentença.

01. Correta. Quando uma reação exotérmica acontece, o sistema, formado pelos participantes da reação, libera energia para as vizinhanças. Sendo assim, a quantidade de energia dos produtos da reação (representados por B) é menor que a quantidade de energia dos reagentes (representados por A).
02. Correta. Pela análise do gráfico, podemos perceber que o conteúdo energético das espécies reagentes (representado por A) é igual a 100 kcal.mol⁻¹ e que a quantidade de energia das espécies após a reação (representado por B) é 20 kcal.mol⁻¹. X representa a variação da quantidade de energia no processo, sendo igual a 80 kcal.mol⁻¹. Essa variação de entalpia será negativa porque é obtida pela diferença entre o valor energético dos produtos e o valor energético dos reagentes.
04. Correta. A variação de entalpia (ΔH) é a quantidade de energia trocada no sistema após a reação, representada no gráfico por X.
08. Correta. Os reagentes da reação descrita, representados no gráfico por A, são o magnésio metálico ($\text{Mg}_{(s)}$) e a água ($\text{H}_2\text{O}_{(l)}$). Os produtos formados, representados por B, são o hidróxido de magnésio ($\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$) e o hidrogênio ($\text{H}_{2(g)}$).
16. Correta. Em uma reação exotérmica ocorre a diminuição da entalpia dos reagentes (A) devido à liberação de calor para o ambiente. Sendo assim, a quantidade de energia nos produtos (B) é menor.

Questão 08 – Soma = 06

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

01. Incorreta. A estabilidade de um sistema está relacionada ao seu conteúdo energético. De acordo com as equações apresentadas, a quantidade de energia liberada na combustão de 1 mol de $\text{C}_{(diamante)}$ é maior que a quantidade de energia liberada na combustão de 1 mol de $\text{C}_{(grafite)}$.

Isso indica que o $\text{C}_{(diamante)}$ é a forma alotrópica mais energética e, portanto, a mais instável que o $\text{C}_{(grafite)}$.

02. Correta. De acordo com a equação apresentada, a reação de formação da água é um processo exotérmico, em que são liberados 68,4 kcal de energia por mol de água formada.
04. Correta. A mudança na forma alotrópica provoca uma variação na entalpia da substância, alterando assim o ΔH do processo. A reação de combustão das formas alotrópicas $\text{C}_{(grafite)}$ e $\text{C}_{(diamante)}$ forma o mesmo produto, o gás carbônico, porém com diferentes valores de ΔH .
08. Incorreta. A decomposição da água envolve a absorção de 68,4 kcal de energia do ambiente, caracterizando um processo endotérmico.

Questão 09 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- A) Incorreta. A reação absorve energia para a formação de P_1 , uma vez que o conteúdo energia do produto P_1 é maior que o conteúdo energético do reagente R.
- B) Incorreta. A produção de P_2 é um processo exotérmico, pois ocorre liberação de energia e, conseqüentemente, diminuição do conteúdo energético do produto P_2 formado quando comparado com o conteúdo energético do reagente R.
- C) Correta. A variação de entalpia de uma reação pode ser calculada pela diferença entre o valor energético dos produtos (y) e o valor energético dos reagentes (0). Dessa forma, a variação de entalpia equivale a y.
- D) Incorreta. O gráfico não fornece informações suficientes para determinar qual reação ocorre com maior rendimento.

Questão 10 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das proposições.

- I. Verdadeira. O gráfico que representa a combustão do hidrogênio possui variação de energia negativa, ou seja, a energia nos produtos ($\text{H}_2\text{O}_{(v)}$) é menor que a energia dos reagentes ($\text{H}_{2(g)}$ e $\text{O}_{2(g)}$). Isso ocorre pois parte da energia do sistema é liberada, caracterizando um processo exotérmico.
- II. Falsa. No processo endotérmico, a variação de energia do sistema é positiva, pois o conteúdo energético dos produtos é maior que o conteúdo energético dos reagentes. Esse processo não corresponde ao descrito no gráfico.
- III. Falsa. Os reagentes ($\text{H}_{2(g)}$ e $\text{O}_{2(g)}$) liberam energia na forma de calor ao se converter em água ($\text{H}_2\text{O}_{(v)}$).
- IV. Verdadeira. Sabendo que 1 mol de água corresponde a 18 g de água, em 180 g de água temos 10 mol de água.

$$1 \text{ mol de água} \text{ — } 18 \text{ g de água}$$

$$x \text{ — } 180 \text{ g de água}$$

$$x = 10 \text{ mol de água}$$

O calor envolvido na formação de 1 mol de $\text{H}_2\text{O}_{(v)}$ é igual a 241,6 kJ. Logo, o calor liberado na formação de 10 mol de água é 2 416 kJ.

$$1 \text{ mol de água} \text{ — } 241,6 \text{ kJ}$$

$$10 \text{ mol de água} \text{ — } y$$

$$y = 2 \ 416 \text{ kJ}$$

Seção Enem

Questão 01 – Letra E

Eixo cognitivo: I

Competência de área: 5

Habilidade: 17

Comentário: A substância n-hexano possui temperatura praticamente constante diante da exposição à radiação micro-ondas. De acordo com as regras de nomenclatura sistemática da IUPAC, o prefixo "hex-" indica a presença de 6 átomos de carbono, o infix "an-" indica a presença somente de ligações simples entre átomos de carbono e o sufixo "-o" indica um hidrocarboneto. Por fim, o "n" indica que se trata de uma cadeia normal, ou seja, não ramificada. Assim, o solvente apresenta a fórmula $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.

Questão 02 – Letra A

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 1

Habilidade: 3

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Correta. Durante a ebulição da água, o sistema recebe calor continuamente, porém, não varia de temperatura, pois não ocorre variação da energia cinética do sistema. A energia recebida pela água é utilizada para romper / enfraquecer as interações entre as moléculas de água, acarretando o aumento da energia potencial do sistema. Nesse caso, a temperatura não pode significar a quantidade de calor de um corpo.
- B) Incorreta. Ao colocar a mão na água da banheira, a mãe está sujeita a uma sensação térmica de quente ou frio, que depende das temperaturas da mão e da água. Caso a água esteja numa temperatura maior que a mão, ocorrerá transferência de calor da água para a mão, e a mãe terá uma sensação de que a água está quente. Caso contrário, a mãe terá uma sensação de que a água está fria. Nesse caso, a temperatura da água é avaliada pela quantidade de calor trocada entre os dois corpos.
- C) Incorreta. O calor transferido para a água numa panela aumenta a energia cinética média das moléculas de água e, conseqüentemente, sua temperatura. Nesse caso, a quantidade de calor fornecida promove um aumento da temperatura da água.
- D) Incorreta. Ocorre transferência de calor da água para a caneca, acarretando a diminuição da temperatura da água. Com a perda de calor, a temperatura da água diminui.
- E) Incorreta. *Vide* comentário da alternativa C.

Questão 03 – Letra C

Eixo cognitivo: IV

Competência de área: 5

Habilidade: 18

Comentário: O barro é um material poroso, que permite à água passar, em pequenas quantidades, através dele. Parte dessa água, ao chegar à superfície externa, evapora (processo físico endotérmico). As moléculas de água que escapam para a fase de vapor carregam consigo parte da energia cinética das partículas que ainda permanecem na fase líquida, o que faz com que a temperatura da água líquida contida no vasilhame de barro diminua.

Questão 04 – Letra C

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 1

Habilidade: 3

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. O álcool está na temperatura ambiente, próximo de 25 °C, menor do que a temperatura corporal. Quando entra em contato com a pele, tem-se a sensação de frio, pois o corpo tende a perder calor até entrar em equilíbrio térmico com o líquido. Mesmo que o álcool estivesse inicialmente em uma temperatura igual à do corpo, a sua vaporização (processo endotérmico) promoveria uma diminuição de sua temperatura, permitindo o recebimento de calor do corpo e a conseqüente diminuição da febre.
- B) Incorreta. O resfriamento não está associado à ocorrência de uma reação química entre álcool e um dos componentes da pele, mas sim ao processo físico de vaporização.
- C) Correta. Ao esfregar o álcool na pele, ocorre vaporização, processo endotérmico que retira calor da pele, ajudando a reduzir a temperatura corporal.
- D) Incorreta. O álcool, ao evaporar, retira calor da vizinhança, que nesse caso é a pele, que será parcialmente resfriada por esse processo.
- E) Incorreta. A pele não absorve o álcool e este, por sua vez, não interage com a água contida nela. Esse fato não determina a perda de líquido do organismo e nem a diminuição da temperatura corporal.

MÓDULO – B 10

Calores de Reação

Exercícios de Aprendizagem

Questão 01 – Letra C

Comentário: A entalpia-padrão da síntese de 1 mol de octano é obtida utilizando-se a expressão:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ(\text{produtos}) - \sum \Delta H^\circ(\text{reagentes})$$

Substituindo os valores de ΔH° informados para cada substância na equação anterior, encontra-se o valor de ΔH° da reação.

$$\Delta H^\circ = [(-5\ 470)] - [(-2\ 880) + 0]$$

$$\Delta H^\circ = -2\ 590\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Questão 02 – Letra A

Comentário: Para determinar a entalpia de formação do monóxido de carbono (CO), é necessário escrever a reação de combustão descrita no enunciado da questão. A equação balanceada é:



A entalpia de formação do CO é obtida utilizando-se a seguinte expressão:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_f(\text{produtos}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{reagentes})$$

Substituindo os valores de ΔH da reação e de ΔH° de formação do CO_2 informados e lembrando que a entalpia de formação do gás hidrogênio é nula, encontra-se o valor de $\Delta H^\circ_f(\text{CO})$.

$$-57 = [-94] - [\Delta H^\circ_f(\text{CO})]$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{CO}) = -37,0 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

Questão 03 – Letra B

Comentário: A entalpia-padrão de formação de uma reação é determinada pela variação das entalpias padrão das substâncias envolvidas. As substâncias simples, constituídas pelos elementos na forma mais estável, possuem entalpia igual a zero, portanto, temos:

$$\Delta H^\circ = \Sigma \Delta H^\circ_f(\text{produtos}) - \Sigma \Delta H^\circ_f(\text{reagentes})$$

$$\Delta H^\circ = [\text{H}^\circ(\text{CHF}_{3(g)}) + 3 \cdot \text{H}^\circ(\text{HF}_{(g)})] - [\text{H}^\circ(\text{CH}_{4(g)}) + 3 \cdot \text{H}^\circ(\text{F}_{2(g)})]$$

$$\Delta H^\circ = [-1 437 + 3 \cdot (-271)] - [-75 + 3 \cdot 0]$$

$$\Delta H^\circ = [-2 250] + 75$$

$$\Delta H^\circ = -2 175 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Assim, a entalpia-padrão de formação da reação de fluoração do gás metano é $-2 175 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Questão 04 – Letra C

Comentário: Analisando o valor de ΔH da equação de combustão completa do $\text{CH}_{4(g)}$, é possível concluir que a queima de cada mol desse gás libera 891 kJ de energia. Já na combustão incompleta, a energia liberada por mol de $\text{CH}_{4(g)}$ é igual a 520 kJ. A quantidade de $\text{CH}_{4(g)}$, em mol, necessária para obter 891 kJ de energia em uma reação combustão incompleta é obtida pela seguinte relação:

$$1 \text{ mol CH}_{4(g)} \text{ — } 520 \text{ kJ } (\Delta H \text{ combustão incompleta})$$

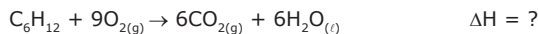
$$x \text{ — } 891 \text{ kJ } (\Delta H \text{ combustão completa})$$

$$x = 1,71 \text{ mol CH}_{4(g)}$$

Portanto, para obter a mesma quantidade de energia da combustão completa de 1,0 mol de $\text{CH}_{4(g)}$, é necessário consumir 1,7 mol desse gás por combustão incompleta.

Questão 05 – Letra C

Comentário: Para determinar a entalpia-padrão da reação de combustão do cicloexano, é necessário escrever a reação descrita no enunciado da questão. A equação balanceada é:



Substituindo os valores de ΔH° informados para cada substância e multiplicando-os pelos respectivos índices estequiométricos, na equação a seguir, encontra-se o valor de ΔH da reação.

$$\Delta H^\circ = \Sigma \Delta H^\circ(\text{produtos}) - \Sigma \Delta H^\circ(\text{reagentes})$$

$$\Delta H = [6 \cdot (-394) + 6 \cdot (-286)] - [-156 + (9 \cdot 0)]$$

$$\Delta H = -3 924 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Questão 06 – Letra B

Comentário: Como são informados os valores de ΔH°_f das substâncias envolvidas na reação, pode-se calcular o ΔH° utilizando os calores de formação.

A variação de entalpia da reação indicada pode ser calculada por:

$$\Delta H^\circ_R = \Sigma \Delta H^\circ_f(\text{produtos}) - \Sigma \Delta H^\circ_f(\text{reagentes})$$

$$\Delta H^\circ_R = [\Delta H^\circ_f(\text{Na}_2\text{CO}_{3(s)}) + \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) + \Delta H^\circ_f(\text{CO}_{2(g)})] - [2 \cdot \Delta H^\circ_f(\text{NaHCO}_{3(s)})]$$

$$\Delta H^\circ_R = [(-1 130) + (-286) + (-394)] - [2 \cdot (-947)]$$

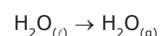
$$\Delta H^\circ_R = [(-1 130) + (-286) + (-394)] - [2 \cdot (-947)]$$

$$\Delta H^\circ_R = +84 \text{ kJ}$$

Como a variação de entalpia é positiva, a reação é endotérmica.

Questão 07 – Letra B

Comentário: O suor consiste na perda de fluido corporal (água e sais minerais) pela superfície da pele. A evaporação do suor promove a regulação da temperatura corporal, já que a passagem da água líquida para vapor-d'água ocorre com absorção de energia e esta, por sua vez, é retirada do corpo. Esse processo pode ser representado da seguinte forma:



Assim, pode-se calcular a variação de entalpia para esse processo com os dados de entalpia de formação fornecidos na questão:

$$\Delta H = \text{H}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) - [\text{H}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)})]$$

$$\Delta H = -57,8 - [-68,3]$$

$$\Delta H = 10,5 \text{ kcal/mol}$$

Como a densidade da água é 1,00 g/mL, o volume de 180 mL corresponde a 180 gramas de água. Assim, temos:

$$18 \text{ gramas } (1 \text{ mol}) \text{ — } 10,5 \text{ kcal}$$

$$180 \text{ gramas } (10 \text{ mol}) \text{ — } x$$

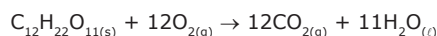
$$x = 105 \text{ kcal}$$

Dessa forma, a energia absorvida na evaporação de 180 mL de água é 105 kcal.

Questão 08

Comentário:

- A) A reação de combustão da sacarose é exotérmica, já que ocorre com liberação de calor ($\Delta H < 0$).
- B) A equação balanceada que representa a combustão da sacarose é:



- C) A entalpia de combustão da sacarose é dada por:

$$\Delta H^\circ_c = 12\Delta H^\circ_f(\text{CO}_{2(g)}) + 11\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) - \Delta H^\circ_f(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(s)}) - 12\Delta H^\circ_f(\text{O}_{2(g)})$$

Logo,

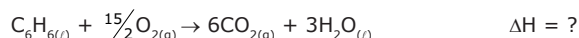
$$-5 635 = 12 \cdot (-394) + 11 \cdot (-286) - \Delta H^\circ_f(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(s)}) - 12 \cdot (0)$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(s)}) = -2 239 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Exercícios Propostos

Questão 01 – Letra B

Comentário: Para determinar a energia liberada (ΔH) na reação de combustão do benzeno, é necessário escrever a reação descrita no enunciado da questão. A equação balanceada é:



A entalpia da reação é obtida utilizando-se a seguinte expressão:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_f(\text{produtos}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{reagentes})$$

Substituindo os valores de ΔH° informados para cada substância e multiplicando-os pelos respectivos índices estequiométricos, encontra-se o valor de ΔH da reação.

$$\Delta H^\circ = [6 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-285,8)] - [49,0 + (15/2 \cdot 0)]$$

$$\Delta H^\circ = -3\,267,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Logo, a queima de 1 mol de $\text{C}_6\text{H}_6(l)$ libera 3 267,4 kJ de energia. A questão pede a quantidade de energia liberada na combustão de 156 g de benzeno. Com a massa molar do benzeno (78 g·mol⁻¹), calcula-se a quantidade de energia equivalente à queima de 156 g do combustível:

$$78 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_6(l) \text{ — } 3\,267,4 \text{ kJ}$$

$$156 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_6(l) \text{ — } x$$

$$x = 6\,534,8 \text{ kJ}$$

Questão 02 – Letra E

Comentário: A equação que representa a combustão completa do fenol é $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}(s) + 7\text{O}_2(g) \rightarrow 6\text{CO}_2(g) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$. A entalpia-padrão da reação de combustão do fenol é obtida utilizando-se a seguinte expressão:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ(\text{produtos}) - \Delta H^\circ(\text{reagentes})$$

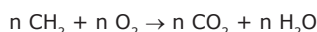
Substituindo os valores de ΔH° informados na tabela na equação anterior e multiplicando-os pelos respectivos índices estequiométricos, encontra-se o valor de ΔH° da reação.

$$\Delta H^\circ = [6 \cdot (-394) + 3 \cdot (-286)] - [(-165) + 7 \cdot 0]$$

$$\Delta H^\circ = -3\,057 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Questão 03

Comentário: A equação da reação de combustão completa do polietileno é:



Em que o coeficiente n está relacionado à quantidade de monômeros necessários para a composição do polímero. O calor gerado na queima de 1 mol de polietileno (representado por CH_2) é obtido utilizando-se a seguinte expressão:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ(\text{produtos}) - \Delta H^\circ(\text{reagentes})$$

Substituindo os valores de ΔH° informados na tabela na equação anterior e multiplicando-os pelos respectivos coeficientes estequiométricos, encontra-se o valor de ΔH° da reação.

$$\Delta H^\circ = [(-396) + (-287)] - [(-33) + (0)]$$

$$\Delta H^\circ = -650 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Sabendo-se que a massa molar da fórmula mínima do polietileno é 14 g·mol⁻¹, o calor envolvido na combustão de 140 g de polietileno é:

$$14 \text{ g } \text{CH}_2 \text{ — } -650 \text{ kJ}$$

$$1,4 \cdot 10^5 \text{ g } \text{CH}_2 \text{ — } x$$

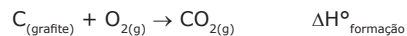
$$x = -6,5 \cdot 10^6 \text{ kJ}$$

Questão 04 – Letra B

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

A) Incorreta. Experimentalmente, é impossível determinar a entalpia dos reagentes e produtos em uma determinada reação química. Dessa forma, estabeleceu-se que as substâncias simples apenas em sua forma mais estável, a 25 °C e 1 atm, são padrões e que seus valores de entalpia são iguais a zero.

B) Correta. O calor de formação padrão do $\text{CO}_2(g)$ corresponde à variação de entalpia da reação de síntese de um mol dessa substância, a 25 °C e 1 atm, a partir de reagentes simples na forma alotrópica mais estável e pode ser representado pela seguinte reação:



Como esses reagentes apresentam, por definição entalpia de formação igual a zero, temos:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{\text{formação}} &= H^\circ_{\text{produtos}} - H^\circ_{\text{reagentes}} \\ \Delta H^\circ_{\text{formação}} &= H^\circ(\text{CO}_{2(g)}) - H^\circ(\text{C}_{(\text{grafite})}) - H^\circ(\text{O}_{2(g)}) \\ \Delta H^\circ_{\text{formação}} &= H^\circ(\text{CO}_{2(g)}) - 0 - 0 \\ \Delta H^\circ_{\text{formação}} &= H^\circ(\text{CO}_{2(g)}) \end{aligned}$$

Portanto, a entalpia-padrão do $\text{CO}_2(g)$ a 25 °C e 1 atm é numericamente igual ao seu calor de formação nas mesmas condições de temperatura e pressão.

C) Incorreta. Por definição, apenas substâncias na forma alotrópica mais estável, no estado padrão, apresentam entalpia de formação igual a zero.

D) Incorreta. Entalpia de formação e calor de formação são numericamente iguais como foi demonstrado na resolução do item B dessa questão.

E) Incorreta. O calor de formação é a variação de entalpia e não de entropia na formação de 1 mol de substância composta a partir de substância simples na forma alotrópica estável no estado padrão.

Questão 05 – Letra B

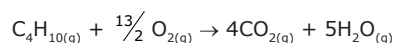
Comentário: Reações que envolvem a formação de 1 mol de uma substância a partir de substâncias simples no estado padrão (25 °C e 1 atm) e na forma alotrópica mais estável são chamadas reações de formação.

Portanto, a formação do $\text{FeO}(s)$ deve ser obtida a partir de $\text{Fe}(s)$ e de $\text{O}_2(g)$.

Questão 06 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

A) Incorreta. Para determinar a variação de entalpia da reação, é necessário que se faça o balanceamento dos coeficientes estequiométricos da equação química. A equação balanceada pelo método das tentativas é:



A entalpia-padrão da reação descrita é obtida utilizando-se a seguinte expressão:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ(\text{produtos}) - \sum \Delta H^\circ(\text{reagentes})$$

Substituindo os valores de ΔH° informados para cada substância e multiplicando-os pelos respectivos índices estequiométricos, encontra-se o valor de ΔH da reação.

$$\Delta H = [4 \cdot (-393,5) + 5 \cdot (-285,8)] - [-125,7 + (13/2 \cdot 0)]$$

$$\Delta H = -2\,877,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- B) Incorreta. O somatório dos coeficientes estequiométricos da equação, considerando os menores coeficientes estequiométricos inteiros, é igual a $2 + 13 + 8 + 10 = 33$.
- C) Incorreta. Conforme calculado no comentário da alternativa A, a variação de entalpia do processo é menor que zero. Portanto, trata-se de um processo exotérmico, no qual a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.
- D) Incorreta. O NOx do carbono no CO_2 é +4 de acordo com o cálculo:

Elemento	C	O
NOx	x	-2

$x + 2 \cdot (-2) = 0$ (composto neutro)

$x = +4$

Portanto, o carbono no CO_2 se encontra em seu estado máximo de oxidação, apresentando NOx +4.

- E) Correta. *Vide* comentário da alternativa A.

Questão 07

Comentário:

- A) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) + \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- B) Para determinar se o processo é endotérmico ou exotérmico, é necessário calcular a entalpia-padrão da reação, utilizando-se a seguinte expressão:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_f(\text{produtos}) - \Delta H^\circ_f(\text{reagentes})$$

Substituindo os valores de ΔH° informados para cada substância na equação anterior e multiplicando-os pelos respectivos coeficientes estequiométricos, encontra-se o valor de ΔH° da reação.

$$\Delta H^\circ = [(+82) + 2 \cdot (-242)] - [-366]$$

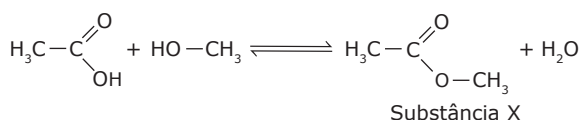
$$\Delta H^\circ = -36 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

O processo é exotérmico devido ao valor de ΔH° da reação ser negativo, indicando que são liberados 36 kJ de energia por mol de nitrato de amônio decomposto.

Questão 08

Comentário:

- A) A reação de desidratação intermolecular entre um álcool e um ácido carboxílico é denominada esterificação de Fisher e tem como produto um éster. Para a reação em questão, temos:



A substância X é o etanoato de metila e pertence à função éster.

- B) A entalpia da reação corresponde à variação das entalpias das substâncias envolvidas. Assim, temos:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_f(\text{produtos}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{reagentes})$$

$$\Delta H^\circ = [\text{H}^\circ(\text{CH}_3\text{COOCH}_3(\text{l})) + \text{H}^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l}))] - [\text{H}^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})) + \text{H}^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}(\text{l}))]$$

$$\Delta H^\circ = [(-442) + (-286)] - [(-239) + (-484)]$$

$$\Delta H^\circ = -5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Como a variação de entalpia é negativa, a reação é exotérmica.

Questão 09 – Letra D

Comentário: No sistema III, ocorre reação química de neutralização entre ácido e base, ambos fortes, com liberação de maior quantidade de energia.

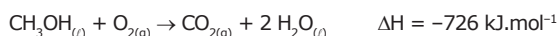
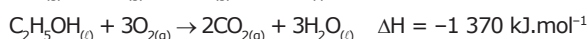
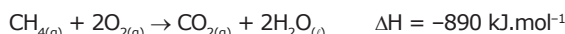
No sistema II, há liberação de menor quantidade de energia em decorrência da reação química de neutralização de ácido forte com base fraca em soluções de mesma concentração ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$).

No sistema I, ocorre diluição dos íons H^+ e Na^+ com discreta liberação de energia (calor de hidratação dos íons).

No sistema IV, não houve variação térmica, pois há a mistura de duas soluções aquosas de mesmo soluto e de mesma concentração.

Questão 10 – Soma = 11

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas. Para tanto, as equações balanceadas são:



01. Correta. O poder calorífico de um combustível pode ser calculado utilizando a massa molar do composto.

$$16 \text{ g CH}_4 \text{ — } -890 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g CH}_4 \text{ — } x$$

$$x = -55,6 \text{ kJ}$$

$$70 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \text{ — } -1\,370 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \text{ — } y$$

$$y = -19,6 \text{ kJ}$$

$$32 \text{ g CH}_3\text{OH} \text{ — } -726 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g CH}_3\text{OH} \text{ — } w$$

$$w = -22,7 \text{ kJ}$$

$$2 \text{ g H}_2 \text{ — } -286 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g H}_2 \text{ — } z$$

$$z = -143 \text{ kJ}$$

Portanto, o hidrogênio é o combustível que libera mais energia por grama.

02. Correta. De acordo com as equações balanceadas, a combustão de um mol de etanol consome 3 mol de oxigênio, valor superior ao das combustões de um mol dos demais combustíveis.

04. Incorreta. Reações de combustão são exotérmicas, como pode-se verificar pelo valor da variação de entalpia da reação.

08. Correta. O metanol libera $55,6 \text{ kJ}\cdot\text{g}^{-1}$ de substância, enquanto o metanol libera $22,7 \text{ kJ}\cdot\text{g}^{-1}$ de combustível.

Questão 11 – Letra B

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. Conforme verifica-se nos dados presentes na tabela, o valor da variação de entalpia dos processos de combustão dos hidrocarbonetos é menor que zero, o que caracteriza um processo exotérmico.

- B) Correta. O poder calorífico de um combustível pode ser calculado utilizando a massa molar do composto.

$$\begin{aligned} 16 \text{ g CH}_4 &\text{ — } -891 \text{ kJ} \\ 1 \text{ g CH}_4 &\text{ — } x \\ x &= -55,7 \text{ kJ} \\ 58 \text{ g C}_4\text{H}_{10} &\text{ — } -2 \text{ 878 kJ} \\ 1 \text{ g C}_4\text{H}_{10} &\text{ — } y \\ y &= -49,6 \text{ kJ} \end{aligned}$$

- C) Incorreta. A energia liberada na queima de 2 mol de metano é maior que a energia liberada na queima de 46 g de etanol, pois

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol CH}_4 &\text{ — } -891 \text{ kJ} \\ 2 \text{ mol CH}_4 &\text{ — } x \\ x &= -1 \text{ 782 kJ} \\ 46 \text{ g etanol} &= 1 \text{ mol de etanol — } -1 \text{ 367 kJ} \end{aligned}$$

- D) Incorreta. A mudança de estado físico de uma substância envolve a absorção ou a liberação de energia, o que influencia diretamente na quantidade de energia envolvida em qualquer reação química, incluindo a reação de combustão.

- E) Incorreta. A reação de combustão do butano balanceada é $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$. O número de moléculas presentes em 1 mol de butano é igual a $6,00 \cdot 10^{23}$, e 1 mol de gás ocupa volume igual 22,4 L. Logo,
- $$\begin{aligned} 6,00 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de butano} &\text{ — } 4 \cdot 22,4 \text{ L CO}_2 \\ 3,00 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de butano} &\text{ — } x \\ x &= 44,8 \text{ L CO}_2 \end{aligned}$$

Seção Enem

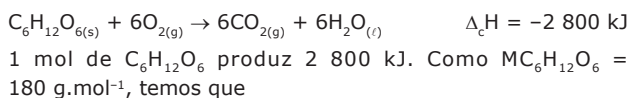
Questão 01 – Letra A

Eixo cognitivo: IV

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: Considerando a reação:



$$\begin{aligned} 180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 &\text{ — } 2 \text{ 800 kJ} \\ 1 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 &\text{ — } x \\ x &= 15,6 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Já que 40% da energia obtida é disponibilizada para a atividade muscular, temos:

$$\begin{aligned} 15,6 \text{ kJ} &\text{ — } 100\% \\ y &\text{ — } 40\% \\ x &= 6,2 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Questão 02 – Letra D

Eixo cognitivo: IV

Competência de área: 7

Habilidade: 26

Comentário: O percentual do isótopo ^{235}U presente nas pastilhas de urânio enriquecido é de aproximadamente 3%. Então, para cada 100 g de pastilhas, a massa de ^{235}U presente é igual a 3 g. Ao ser bombardeado por nêutrons, o ^{235}U sofre fissão e libera, por mol fissionado, $2,35 \cdot 10^{10} \text{ kJ}$ de energia.

Pode-se determinar a quantidade de energia liberada por 3 gramas de urânio utilizando a seguinte regra de três:

$$\begin{aligned} 235 \text{ g de urânio (1 mol de } ^{235}\text{U)} &\text{ — } 2,35 \cdot 10^{10} \text{ kJ de energia} \\ 3 \text{ g de urânio} &\text{ — } x \\ x &= 3,0 \cdot 10^8 \text{ kJ de energia} \end{aligned}$$

Para cada mol de carvão queimado, são liberados 400 kJ de energia e também é formado 1 mol de CO_2 , conforme descrito no texto-base da questão. Para que ocorra a liberação de $3,0 \cdot 10^8 \text{ kJ}$ de energia, como ocorre na fissão de 100 g de pastilhas de urânio enriquecido, a massa de carvão que deverá ser queimada e também a massa de CO_2 formada são iguais a:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de C} &\text{ — } 1 \text{ mol de CO}_2 \text{ — } 400 \text{ kJ de energia} \\ y &\text{ — } 3,0 \cdot 10^8 \text{ kJ de energia} \\ y &= 7,5 \cdot 10^5 \text{ mol de CO}_2 \end{aligned}$$

A massa molar do CO_2 é igual a 44 g, assim a massa correspondente a $7,5 \cdot 10^5 \text{ mol}$ de CO_2 é igual a:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de CO}_2 &\text{ — } 44 \text{ g} \\ 7,5 \cdot 10^5 \text{ mol de CO}_2 &\text{ — } z \\ z &= 3,3 \cdot 10^7 \text{ g} = 33,0 \text{ toneladas} \end{aligned}$$

Questão 03 – Letra E

Eixo cognitivo: V

Competência de área: 7

Habilidade: 27

Comentário: Cálculo do calor liberado na combustão de cada uma das substâncias apresentadas na tabela:

- Acetileno

$$\begin{aligned} M(\text{C}_2\text{H}_2) &= 26 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ n(\text{C}_2\text{H}_2) &= \frac{1000 \text{ g}}{26 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 38,46 \text{ mol} \\ 1 \text{ 298 kJ de energia} &\text{ — } 1 \text{ mol de acetileno} \\ x &\text{ — } 38,46 \text{ mol de acetileno} \\ x &\cong 49 \text{ 923 kJ} = 49,9 \text{ MJ} \end{aligned}$$

- Etano

$$\begin{aligned} M(\text{C}_2\text{H}_6) &= 30 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ n(\text{C}_2\text{H}_6) &= \frac{1000 \text{ g}}{30 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 33,3 \text{ mol} \\ 1 \text{ mol de etano} &\text{ — } 1 \text{ 558 kJ de energia liberados} \\ 33,3 \text{ mol de etano} &\text{ — } y \\ y &\cong 51 \text{ 933 kJ} = 51,9 \text{ MJ} \end{aligned}$$

- Etanol

$$\begin{aligned} M(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) &= 46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ n(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) &= \frac{1000 \text{ g}}{46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 21,7 \text{ mol} \\ 1 \text{ mol de etanol} &\text{ — } 1 \text{ 366 kJ de energia liberados} \\ 21,7 \text{ mol de etanol} &\text{ — } z \\ z &\cong 29 \text{ 642 kJ} = 29,6 \text{ MJ} \end{aligned}$$

- Hidrogênio

$$\begin{aligned} M(\text{H}_2) &= 2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ n(\text{H}_2) &= \frac{1000 \text{ g}}{2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 500 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de hidrogênio} &\text{ — } 242 \text{ kJ de energia liberados} \\ 500 \text{ mol de metanol} &\text{ — } w \\ w &\cong 121 \text{ 000 kJ} = 121 \text{ MJ} \end{aligned}$$

- Metanol

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{CH}_3\text{OH}) = \frac{1000 \text{ g}}{32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 31,25 \text{ mol}$$

1 mol de metanol — 558 kJ de energia liberados

31,25 mol de metanol — t

$$t \cong 17\,437 \text{ kJ} = 17,4 \text{ MJ}$$

Questão 04 – Letra C

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 25

Comentário: Para a resolução dessa questão, é preciso considerar uma mesma quantidade de energia liberada na reação de queima de todos os combustíveis mencionados.

Para a reação de combustão completa do benzeno, temos:



Na queima de 1 mol de benzeno, ocorre a liberação de 3 268 kJ e são produzidos 6 mol de CO_2 .

Considerando a liberação dessa mesma quantidade de energia na queima dos outros combustíveis, podemos assumir as relações a seguir:

Para a reação de combustão completa do etanol:

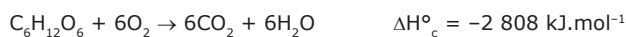


$$1\,368 \text{ kJ} \text{ — } 2 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

$$3\,268 \text{ kJ} \text{ — } x$$

$$x = 4,78 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Para a reação de combustão completa da glicose:



$$2\,808 \text{ kJ} \text{ — } 6 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

$$3\,268 \text{ kJ} \text{ — } y$$

$$y = 6,98 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Para a reação de combustão completa do metano:

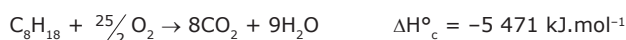


$$890 \text{ kJ} \text{ — } 1 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

$$3\,268 \text{ kJ} \text{ — } z$$

$$z = 3,67 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Para a reação de combustão completa do octano:



$$5\,471 \text{ kJ} \text{ — } 8 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

$$3\,268 \text{ kJ} \text{ — } w$$

$$w = 4,78 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Analisando os valores encontrados, observa-se que o combustível que libera maior quantidade de dióxido de carbono no ambiente, considerando uma mesma quantidade de energia, é a glicose.

Questão 05 – Letra D

Eixo cognitivo: IV

Competência de área: 7

Habilidade: 26

Comentário: Os dois combustíveis possuem a mesma densidade. A massa de metanol e etanol contida em 1 L de cada combustível é igual a:

$$m = \rho \cdot V$$

$$m = 0,79 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} \cdot 1\,000 \text{ mL}$$

$$m = 790 \text{ g}$$

Cálculo do calor liberado na combustão do metanol e do etanol:

- Metanol

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{CH}_3\text{OH}) = \frac{790 \text{ g}}{32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 24,69 \text{ mol}$$

1 mol de metanol — 726 kJ de energia liberados

24,69 mol de metanol — x

$$x \cong 17\,925 \text{ kJ} = 17,9 \text{ MJ}$$

- Etanol

$$M(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = \frac{790 \text{ g}}{46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 17,17 \text{ mol}$$

1 mol de etanol — 1 367 kJ de energia liberados

17,17 mol de etanol — x

$$x = 23\,471,4 \text{ kJ} = 23,5 \text{ MJ}$$

A combustão do etanol produz quantidade de energia maior que a do metanol para um mesmo volume de combustível e, portanto, o consumo de etanol é mais vantajoso economicamente.

MÓDULO – B 11

Energia de Ligação e Lei de Hess

Exercícios de Aprendizagem

Questão 01 – Letra D

Comentário: A reação química em questão consiste na quebra de ligações nos reagentes e formação de novas ligações nos produtos. Assim, a variação de entalpia da reação pode ser calculada pelos valores de energia de ligação da seguinte forma:

$$\Delta H = \Sigma \Delta H_{\text{ligações rompidas nos reagentes}} + \Sigma \Delta H_{\text{ligações formadas nos produtos}}$$

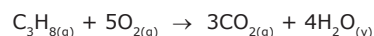
$$\Delta H = [7 \cdot 413 + 614 + 2 \cdot 347 + 281 + 193] + [7 \cdot (-413) + 3 \cdot (-281) + 3 \cdot (-347)]$$

$$\Delta H = -102 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

A produção de 1 mol de 1,2,4-tribromo-butano libera 102 kJ de energia.

Questão 02 – Letra A

Comentário: A combustão de um mol de gás propano é representada pela reação balanceada a seguir:



A variação de entalpia da reação pode ser calculada a partir dos valores de energia de ligação. Nessa reação, as ligações são quebradas nos reagentes e novas ligações são formadas nos produtos. Assim, temos:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{ligações rompidas nos reagentes}} + \sum \Delta H_{\text{ligações formadas nos produtos}}$$

$$\Delta H = [8 \cdot 413 + 2 \cdot 348 + 5 \cdot 498] + [3 \cdot 2 \cdot (-744) + 4 \cdot 2 \cdot (-462)]$$

$$\Delta H = 6\,490 - 8\,160$$

$$\Delta H = -1\,670 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Assim, a combustão de 1 mol de gás propano libera 1 670 kJ de energia.

Questão 03 – Letra E

Comentário: Determina-se o valor de energia da ligação C—Cl a partir do cálculo da quantidade de energia envolvida na quebra e na formação de cada ligação. A quebra de ligações é um processo endotérmico e por isso apresenta ΔH positivo. Já a formação de ligações é um processo exotérmico e apresenta ΔH negativo. Na reação de cloração do metano, ocorrem:

- Quebra de quatro mols de ligações C—H: $4 \times (+105 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}) = 420 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Quebra de um mol de ligação Cl—Cl: $+ 58 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Formação de um mol de ligação C—Cl: $-x \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Formação de um mol de ligação H—Cl: $-103 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Formação de três mols de ligações C—H: $3 \cdot (-105 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}) = -315 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$

O ΔH da reação de cloração do metano corresponde à soma algébrica da ΔH_{quebra} + $\Delta H_{\text{formação}}$. Substituindo na equação os valores de ΔH da reação e das energias de ligação fornecidos, temos:

$$\Delta H = \Delta H_{\text{quebra}} + \Delta H_{\text{formação}}$$

$$-25 = +420 + 58 - x - 103 - 315$$

$$x = 85 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Questão 04 – Letra A

Comentário: No processo de combustão da parafina, ocorrem:

- Quebra de 52 ligações C—H: $52 \cdot (+412) = +21\,424 \text{ kJ}$
- Quebra de 24 ligações C—C: $24 \cdot (+348) = +8\,352 \text{ kJ}$
- Quebra de 38 ligações O=O: $38 \cdot (+496) = +18\,848 \text{ kJ}$
- Formação de 52 ligações O—H: $52 \cdot (-463) = -24\,076 \text{ kJ}$
- Formação de 50 ligações C=O: $50 \cdot (-743) = -37\,150 \text{ kJ}$

O ΔH da reação corresponde à soma algébrica da ΔH_{quebra} + $\Delta H_{\text{formação}}$. Substituindo na equação os valores das energias de ligação fornecidos, temos:

$$\Delta H = \Delta H_{\text{quebra}} + \Delta H_{\text{formação}}$$

$$\Delta H = +21\,424 + 8\,352 + 18\,848 - 24\,076 - 37\,150$$

$$\Delta H = -12\,602 \text{ kJ}$$

Essa quantidade de energia é liberada na combustão de 352 g de parafina (1 mol). Para determinar a quantidade de energia liberada na queima de uma vela de 35,2 g, faz-se a seguinte relação:

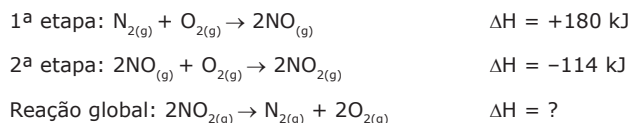
$$352 \text{ g parafina} \longrightarrow -12\,602 \text{ kJ}$$

$$35,2 \text{ g parafina} \longrightarrow x$$

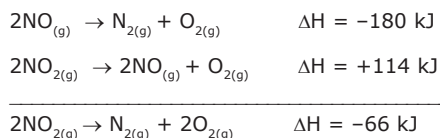
$$x = -1\,260,2 \text{ kJ}$$

Questão 05 – Letra B

Comentário: Para encontrar o valor da variação de entalpia da reação de decomposição do dióxido de nitrogênio, basta utilizar a Lei de Hess, que enuncia que a variação de entalpia de uma reação que ocorre em etapas é igual à soma das variações de entalpia das respectivas etapas. Assim, podemos calcular o ΔH de qualquer reação envolvida no processo. Observe:



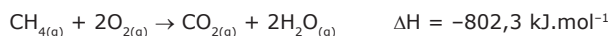
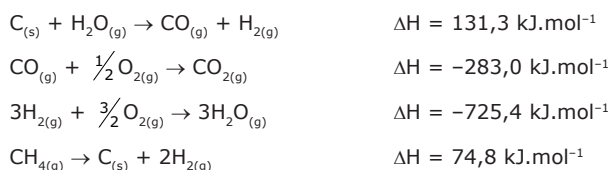
Para que a soma das duas etapas resulte na reação global é necessário inverter as duas equações e somá-las. Assim, temos:



Como o ΔH é negativo, a reação é exotérmica, ou seja, ocorre com liberação de energia equivalente a 66 kJ para a vizinhança.

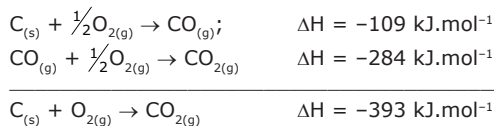
Questão 06 – Letra C

Comentário: O valor da variação de entalpia da reação de combustão do gás metano pode ser encontrado a partir da aplicação da Lei de Hess. Para isso, é necessário manter a primeira e a segunda equações, multiplicar a terceira equação por 3 e inverter a quarta equação para posteriormente somar todas elas e encontrar o ΔH da reação global. Assim, temos:



Questão 07 – Letra B

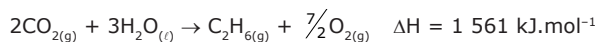
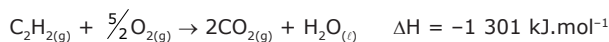
Comentário: A entalpia da reação é calculada utilizando-se a Lei de Hess.



Analisando os gráficos, o único que representa esse valor de entalpia para a reação é o descrito na alternativa B.

Questão 08 – Letra B

Comentário: O valor da variação de entalpia da reação de hidrogenação do acetileno pode ser encontrado pela aplicação da Lei de Hess utilizando as equações termoquímicas fornecidas. Para isso, é necessário manter a primeira equação, inverter a segunda equação e multiplicar a terceira equação por 2 para posteriormente, somá-las e encontrar o ΔH da reação global. Dessa forma, temos:

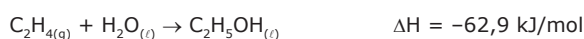
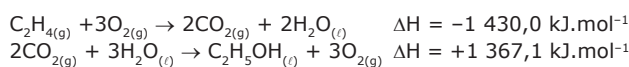


Exercícios Propostos

Questão 01

Comentário:

A) O valor da entalpia de formação do etanol é obtido pela Lei de Hess, em que as várias etapas que descrevem o processo global são balanceadas e somadas, e as espécies químicas que aparecem tanto no reagente quanto no produto são canceladas. Logo, tem-se que:



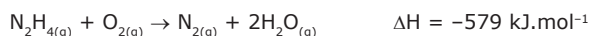
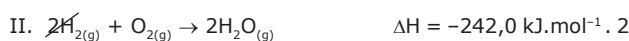
B) O processo é de natureza exotérmica devido ao valor de ΔH° da reação ser negativo, indicando que são liberados 62,9 kJ de energia por mol de etanol formado.

Questão 02 – Letra A

Comentário: Para determinar a variação de entalpia de combustão da hidrazina, deve-se manipular as equações I e II fornecidas. Invertendo a primeira e multiplicando a segunda por dois.



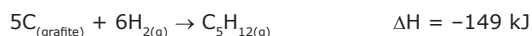
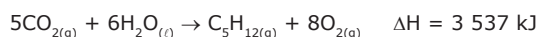
Assim, temos:



Portanto, a combustão da hidrazina é um processo exotérmico e, para cada mol desse composto queimado, são liberados 579 kJ de energia.

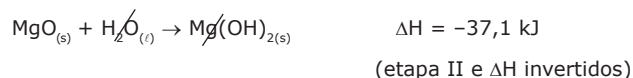
Questão 03

Comentário: A entalpia da reação de síntese do pentano pode ser calculada através da aplicação da Lei de Hess utilizando as equações termoquímicas das etapas fornecidas na questão. Para isso é necessário somar o inverso da primeira equação com a segunda equação multiplicada por 5 e com a terceira multiplicada por 6. Com isso, temos:



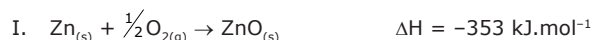
Questão 04 – Letra D

Comentário: O valor da entalpia de formação do $Mg(OH)_2$ é obtido pela Lei de Hess, em que as várias etapas que descrevem o processo global são somadas e as espécies químicas que aparecem tanto no reagente quanto no produto são canceladas. Logo, tem-se que:



Questão 05 – Letra D

Comentário: As equações descritas em cada um dos gráficos são:



O ΔH da reação de obtenção de zinco é determinado por meio da Lei de Hess, invertendo-se a equação que representa a etapa I e o sinal do ΔH , conforme representado a seguir:



Questão 06 – Letra C

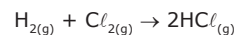
Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmações.

I. Incorreta. A energia da ligação $O=O$ é menor que a energia da ligação $N\equiv N$. Isso significa que é necessária uma maior quantidade de energia para decompor a molécula de N_2 do que para decompor a molécula de O_2 .

II. Correta. A energia da ligação $H-C$ é maior que a das ligações $H-Br$ e $H-I$. Conclui-se, então, que a ligação $H-C$ é a mais estável das três.

III. Correta. Entre as moléculas H_2 , O_2 e Cl_2 , a menos estável é a de Cl_2 , já que possui a menor energia de ligação.

IV. Incorreta. Pode-se calcular o ΔH da reação



usando-se a expressão

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{ligações rompidas nos reagentes}} + \sum \Delta H_{\text{ligações formadas nos produtos}}$$

$$\Delta H = [\Delta H(H-H) + \Delta H(C\ell-C\ell)] + [2 \cdot \Delta H(H-Cl)]$$

$$\Delta H = 470,7 + 242,5 - 2 \cdot 431,5$$

$$\Delta H = -149,8 \text{ kJ}$$

Portanto, a reação é exotérmica ($\Delta H < 0$).

Questão 07 – Letra B

Comentário: A variação de entalpia da reação de oxidação do dióxido de enxofre a trióxido de enxofre pode ser calculada a partir da aplicação da Lei de Hess que enuncia que a variação de entalpia de uma reação que ocorre em etapas é igual à soma das variações de entalpia das respectivas etapas. Observe:

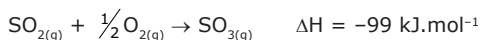
Reação de formação do $\text{SO}_{2(g)}$:



Reação de formação do $\text{SO}_{3(g)}$:



Para encontrar o ΔH da reação de oxidação do $\text{SO}_{2(g)}$ a $\text{SO}_{3(g)}$ basta somar o inverso da primeira equação com a segunda e somar os respectivos valores dos ΔH s. Assim, temos:

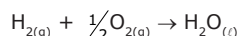
**Questão 08 – Letra A**

Comentário: A distância média de ligação é definida como a distância média entre os núcleos dos átomos envolvidos na ligação química e a energia de ligação é a energia necessária para romper ou formar 1 mol de ligações no estado gasoso. Quanto maior a ordem de ligações entre dois átomos (simples, dupla e tripla ligação), menor é a distância entre os átomos e mais forte é a ligação. Assim, a ligação dupla entre carbonos tem um comprimento menor se comparado com a ligação simples ($d < 0,154 \text{ nm}$) e possui uma energia de ligação maior, sendo essa mais forte que a ligação simples ($E > 348 \text{ kJ/mol}$).

Questão 09 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

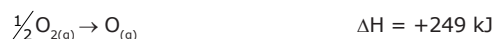
I. Incorreta. A equação que descreve o processo de formação da água líquida é:



Ao observar essa reação do diagrama, conclui-se que a formação de 1 mol de água líquida libera 286 kJ de energia.

II. Correta. A equação que descreve a combustão de um mol de gás hidrogênio é a mesma equação da afirmativa anterior e esse processo libera 286 kJ de energia.

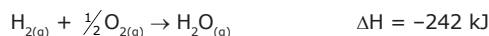
III. Correta. A energia da ligação $\text{O}=\text{O}$ pode ser obtida por meio da seguinte equação, que pode ser extraída do diagrama:



Essa quantidade de energia está envolvida na quebra de 0,5 mol de O_2 . Para que seja rompido 1 mol de ligação $\text{O}=\text{O}$, é necessário multiplicar a equação descrita por 2. Logo,



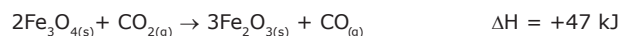
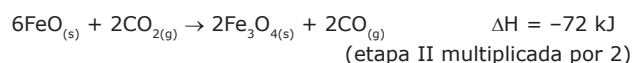
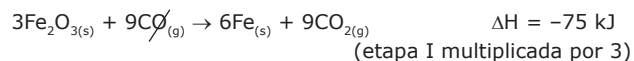
IV. Incorreta. A vaporização de 1 mol de água absorve 44 kJ conforme descrito nas reações a seguir:



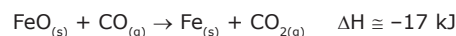
Logo, a alternativa correta é a C.

Questão 10 – Letra A

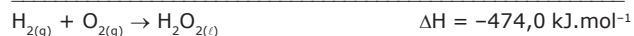
Comentário: Baseando-se na Lei de Hess, o valor de ΔH da produção de Fe metálico é obtido ao somar as várias reações sucessivas e cancelar as espécies químicas comuns que aparecem nos reagentes e nos produtos. As etapas I e II foram multiplicadas por 3 e 2, respectivamente, a fim de manter o balanceamento dos coeficientes estequiométricos da reação global.



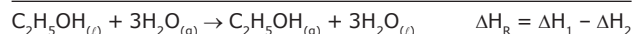
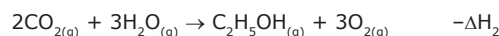
A equação global pode ser simplificada, dividindo todos os índices estequiométricos e o valor de ΔH por 6:

**Questão 11 – Letra A**

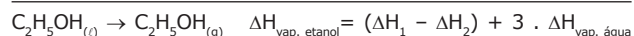
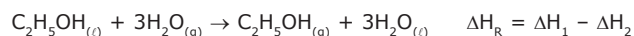
Comentário: A entalpia da reação de síntese do peróxido de hidrogênio pode ser calculada através da aplicação da Lei de Hess utilizando as equações termoquímicas das etapas fornecidas na questão. Para isso é necessário simplesmente somar as duas equações fornecidas. Dessa forma, temos:

**Questão 12 – Letra A**

Comentário: Pela Lei de Hess, podemos somar e subtrair equações químicas tais quais equações matemáticas. Assim, podemos manipular as equações fornecidas da seguinte maneira:



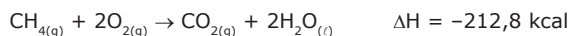
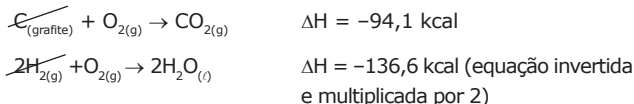
Percebemos, então, que a entalpia molar de vaporização do etanol pode ser calculada por:



Logo, é preciso que se conheça, além dos valores de ΔH_1 e de ΔH_2 , o valor da entalpia molar de vaporização da água.

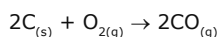
Questão 13 – Letra A

Comentário: O valor do calor de combustão do metano é obtido pela Lei de Hess, em que as várias etapas que descrevem o processo global são somadas e as espécies químicas que aparecem tanto no reagente quanto no produto são canceladas. Logo:

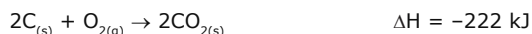


Questão 14 – Letra C

Comentário: A equação a seguir representa uma reação cujo ΔH pode ser obtido pela Lei de Hess:

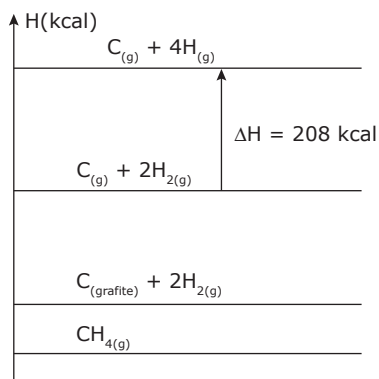


Para isso, deve-se multiplicar a primeira equação por 2 e inverter a segunda, ambas fornecidas no enunciado da questão. Veja:



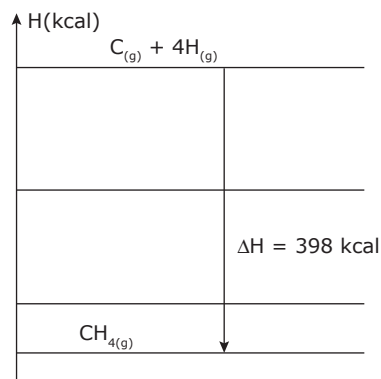
Questão 15 – Letra B

Comentário: O valor da energia de ligação H—H pode ser estimado por meio do valor da variação de entalpia da reação de quebra das ligações do gás hidrogênio $H_{2(g)}$ (do segundo para o primeiro patamar):



Como houve a quebra de dois mol de moléculas de gás hidrogênio, a energia de 1 mol de H—H é igual a $208/2 = 104 \text{ kcal}$.

O valor da energia de ligação C—H é obtido por meio da variação da entalpia no processo de formação de 1 mol de CH_4 a partir dos átomos de carbono e hidrogênio no estado gasoso (do primeiro para o quarto patamar).



Nesse processo, são liberados 398 kcal de energia. Entretanto, na formação de 1 mol de CH_4 , são formados 4 mol de ligações entre carbono e hidrogênio. Logo, a energia de ligação C—H é igual a $398 \text{ kcal}/4 = 99,5 \text{ kcal}$.

Questão 16 – Letra D

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. A formação das ligações químicas é um processo exotérmico, pois os átomos ligados são mais estáveis do que os átomos isolados. Dessa forma, a formação de 1 mol de ligações entre átomos de hidrogênio libera 436 kJ de energia.
- B) Incorreta. A massa molar do etano é $30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e a entalpia-padrão de formação de 1 mol dessa substância é igual a $-84 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, conforme fornecido no enunciado. Logo, a formação de 60 g de etano libera 168 kJ de energia.

$$\begin{array}{l} 30 \text{ g etano} \text{ — } -84 \text{ kJ} \\ 60 \text{ g etano} \text{ — } x \\ x = -168 \text{ kJ} \end{array}$$

- C) Incorreta. As formas alotrópicas do carbono e do hidrogênio envolvidas na reação descrita são as mais estáveis, pois são as formas que se encontram em maior abundância na natureza. Uma forma alotrópica pouco estável, ou seja, de maior energia, é encontrada em quantidade inferior em nosso planeta.
- D) Correta. De acordo com o enunciado da questão, a entalpia-padrão de formação do etano é $-84 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. O ΔH da reação de hidrogenação do eteno corresponde à soma algébrica da $\Delta H_{\text{quebra}} + \Delta H_{\text{formação}}$. A quebra de ligações é um processo endotérmico, por isso apresenta ΔH positivo. Já a formação de ligações é um processo exotérmico e o $\Delta H < 0$. Substituindo na equação os valores das energias de ligação, temos:

$$\begin{aligned} \Delta H &= \Delta H_{\text{quebra}} + \Delta H_{\text{formação}} \\ \Delta H &= +614 + (4 \cdot 413) + 436 - 348 - (6 \cdot 413) \\ \Delta H &= -124 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Portanto, a energia liberada pela reação de hidrogenação do eteno é maior.

- E) Incorreta. A formação de uma ligação química é um processo exotérmico, ao passo que a quebra de uma ligação química é um processo endotérmico.

Seção Enem

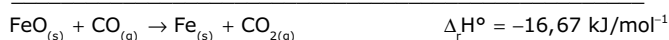
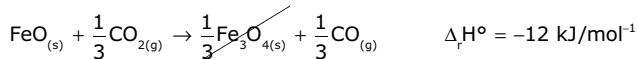
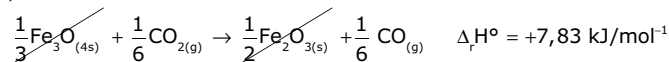
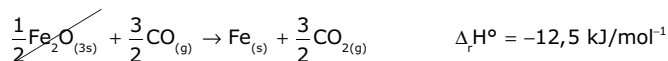
Questão 01 – Letra B

Eixo cognitivo: IV

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: Determinação da variação de entalpia da reação $\text{FeO}_{(s)} + \text{CO}_{(g)} \rightarrow \text{Fe}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ a partir das equações termoquímicas fornecidas:



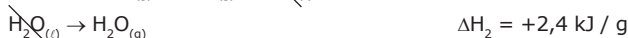
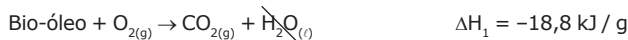
Questão 02 – Letra C

Eixo cognitivo: IV

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: De acordo com a Lei de Hess, tem-se:



Sendo assim, para a queima de 5 g do bio-óleo, tem-se:

$$1 \text{ g} \text{ — } 16,4 \text{ kJ}$$

$$5 \text{ g} \text{ — } \Delta H$$

$$\Delta H = -82 \text{ kJ}$$

MÓDULO – B 12

Introdução ao Estudo das Soluções

Exercícios de Aprendizagem

Questão 01 – Letra B

Comentário: Quando uma solução que contém diferentes solutos, porém nas mesmas concentrações, é aquecida, o primeiro a ser precipitado é o menos solúvel.

A água do mar é uma solução que apresenta vários sais dissolvidos, porém em concentrações diferentes. Nesse caso, o primeiro sal a ser precipitado durante a evaporação da água do mar, citada no enunciado da questão, é aquele cuja concentração mais se aproxima do seu coeficiente de solubilidade: CaSO_4 .

Questão 02 – Letra D

Comentário: A massa de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ dissolvida em 20 mL de água é:

$$100 \text{ mL de água} \text{ — } 12,5 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$20 \text{ mL de água} \text{ — } x$$

$$x = 2,5 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Em 20 mL de água, solubilizam-se apenas 2,5 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Portanto, nos tubos B, C e D, haverá formação de solução saturada e presença de corpo de fundo.

Questão 03 – Letra B

Comentário: A partir da análise do gráfico, pode-se concluir que os sistemas que estão localizados na curva de solubilidade do nitrato de sódio representam soluções saturadas. Os sistemas que estão abaixo da curva de solubilidade formam soluções insaturadas, pois foi atingido o limite de solubilidade. Por fim, os sistemas localizados acima da curva de solubilidade representam soluções em que há precipitado, pois há quantidade de soluto superior à solubilidade na temperatura indicada.

Questão 04 – Letra A

Comentário: O coeficiente de solubilidade do dicromato de potássio é 12,0 gramas em 100 mL de água, ou seja, esse valor corresponde ao máximo de soluto que é possível dissolver nessa quantidade de solvente na temperatura de 20 °C. Com isso podemos calcular a quantidade de soluto que vai saturar 600 mL de água:

$$100 \text{ mL de H}_2\text{O} \text{ — } 12,0 \text{ gramas de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$600 \text{ mL de H}_2\text{O} \text{ — } x$$

$$x = 72,0 \text{ gramas de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Essa quantidade de água dissolve 72 gramas de dicromato de potássio. Assim, se adicionarmos 120 gramas de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ em 600 mL de H_2O , 72 gramas de soluto se dissolverão e o restante, 48 gramas, irão se depositar no fundo do recipiente resultando em um sistema heterogêneo denominado solução saturada com corpo de fundo.

Questão 05 – Letra D

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. De acordo com o gráfico, a 40 °C, a substância mais solúvel em água é o cloreto de potássio (KCl).
- B) Incorreta. A solubilidade do cloreto de sódio é afetada, discretamente, pelo aumento de temperatura.
- C) Incorreta. À temperatura ambiente (25 °C), o cloreto de sódio (NaCl) é mais solúvel em água que o cloreto de potássio (KCl).
- D) Correta. A 30 °C, o coeficiente de solubilidade do clorato de potássio (KClO_3) em água é 10 g/100 mL de H_2O . Assim,

$$100 \text{ mL de H}_2\text{O} \text{ — } 10 \text{ g de } \text{KClO}_3$$

$$200 \text{ mL de H}_2\text{O} \text{ — } x$$

$$x = 20 \text{ g de } \text{KClO}_3$$

Questão 06 – Letra B

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- I. Incorreta. À temperatura de 25 °C, a solubilidade do nitrato de potássio é 40 gramas em 100 gramas de H₂O, de acordo com a curva de solubilidade. Esse valor corresponde ao máximo de soluto que é possível dissolver nessa quantidade de solvente. Dessa forma, se adicionarmos 60 gramas de KNO₃ em 100 gramas de água, 40 gramas se dissolverão e 20 gramas se depositarão no fundo do recipiente, produzindo um sistema heterogêneo, ou seja, uma solução saturada com corpo de fundo.
- II. Incorreta. Pelo gráfico, podemos inferir que a solubilidade do KNO₃ em água é favorecida pelo aumento de temperatura. A 70 °C, a solubilidade deste sal é 140 gramas em 100 gramas de H₂O e, a 40 °C é, aproximadamente, 60 gramas em 100 gramas de H₂O. Assim, se resfriarmos uma solução saturada a 70 °C (140 gramas dissolvidos) até 40 °C, se precipitarão 80 gramas de nitrato de potássio, já que nessa última temperatura se dissolvem somente 60 gramas de sal.
- III. Incorreta. A solubilidade do nitrato de potássio a 10 °C é 20 gramas em 100 gramas de água. Assim, se aquecermos uma solução saturada de 10 °C até 40 °C, a massa do sal presente na solução serão os mesmos 20 gramas dissolvidos inicialmente. A solução de maior temperatura estará insaturada, já que a uma temperatura maior é possível dissolver mais sal.
- IV. Incorreta. Se dissolvermos 10 gramas de sal em 100 gramas a 25 °C, produziremos uma solução insaturada, pois nessa temperatura é possível dissolver até 40 gramas de KNO₃ em 100 gramas de H₂O.
- V. Correta. Ver comentário da afirmativa II.

Questão 07 – Letra A

Comentário: À medida que ocorre um aumento da temperatura da solução, a solubilidade de um gás diminui, pois ocorre um aumento do grau de agitação das partículas em solução, facilitando o escape do gás. Por isso, a concentração de O₂ nas águas superficiais de lagos e rios é maior nos períodos mais frios do dia, pois ocorre a diminuição da temperatura, aumentando assim a solubilidade de gases em líquidos.

Questão 08 – Letra A

Comentário: A partir da análise dos gráficos apresentados, verifica-se que o aumento da temperatura proporciona a redução da solubilidade do gás oxigênio no sangue. Já com o aumento da profundidade, que corresponde ao aumento da pressão, promove o aumento da solubilidade do gás oxigênio no sangue. Portanto, o transporte de oxigênio é favorecido a baixas temperaturas e alta profundidade, condição em que a solubilidade do gás oxigênio no sangue aumenta. Essa situação corresponde à situação experimental W.

Exercícios Propostos

Questão 01 – Letra A

Comentário: Analisando as curvas de solubilidade dos sais X, Y e Z, verifica-se que apenas a solubilidade do sal X diminui com o aumento da temperatura, o que caracteriza a sua dissolução como exotérmica. De acordo com a curva de solubilidade apresentada para o sal X, a 20 °C, 100 g de água conseguem dissolver 10 g do sal, obtendo-se uma solução de massa 110 g. Dessa forma, a massa de soluto necessária para preparar 1,1 kg de uma solução aquosa saturada desse sal na referida temperatura pode ser calculada da seguinte forma:

$$\begin{array}{r} 10 \text{ g de soluto} \text{ ——— } 110 \text{ g de solução} \\ x \text{ ——— } 1 \text{ 100 g de solução} \\ x = 100 \text{ g de soluto} \end{array}$$

Questão 02 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. De acordo com a análise do diagrama, os compostos iônicos NaNO₃, KNO₃ e NaCl são solúveis na temperatura de 0 °C.
- B) Incorreta. O NaCl tem sua solubilidade aumentada com a elevação da temperatura, porém varia em menor proporção quando comparada com os dois outros sais.
- C) Correta. A solubilidade é a máxima quantidade de soluto que pode ser dissolvida em determinada quantidade de solvente, em certa temperatura e pressão. As solubilidades de alguns sais podem ser iguais em certas temperaturas, como é o caso do KNO₃ e NaCl numa temperatura de 25 °C, e do NaNO₃ e KNO₃ em temperaturas próximas a 72 °C.
- D) Incorreta. A solubilidade de um sal depende de toda a composição do composto, catiônica e aniônica, que se comporta diferentemente diante de variações de temperatura.
- E) Incorreta. A solubilidade do NaCl é maior que a do KNO₃ em temperaturas inferiores a 25 °C.

Questão 03 – Letra D

Comentário: Para a resolução dessa questão, basta calcular a solubilidade do sal em cada faixa de temperatura e subtrair a solubilidade do sal encontrada a 50 °C pela solubilidade a 20 °C. O volume de 0,5 m³ de água equivale a um volume de 500 L e, pelo valor da densidade, 500 L de água correspondem à massa de 5 . 10⁵ g.

A 50 °C, temos:

$$\begin{array}{r} 100 \text{ g água} \text{ ——— } 104 \text{ g sal} \\ 5 \cdot 10^5 \text{ g água} \text{ ——— } x \\ x = 5,2 \cdot 10^5 \text{ g sal} \end{array}$$

A 20 °C, temos:

$$\begin{array}{r} 100 \text{ g água} \text{ ——— } 84 \text{ g sal} \\ 5 \cdot 10^5 \text{ g água} \text{ ——— } x \\ x = 4,2 \cdot 10^5 \text{ g sal} \end{array}$$

A massa de nitrato de sódio cristalizada após o resfriamento é:
 $5,2 \cdot 10^5 \text{ g} - 4,2 \cdot 10^5 \text{ g} = 1 \cdot 10^5 \text{ g} = 100 \text{ kg de NaNO}_2$

Questão 04 – Letra B

Comentário: Para a resolução dessa questão, basta calcular a quantidade do sal solubilizada a 60 °C e diminuir pela quantidade solubilizada a 25 °C, ambas em 500 g de água.

A 60 °C, temos:

$$\begin{aligned} 100 \text{ g água} &\text{ — } 18 \text{ g sal} \\ 500 \text{ g água} &\text{ — } x \\ x &= 90 \text{ g sal} \end{aligned}$$

A 25 °C, temos:

$$\begin{aligned} 100 \text{ g água} &\text{ — } 9,2 \text{ g sal} \\ 500 \text{ g água} &\text{ — } x \\ x &= 46 \text{ g sal} \end{aligned}$$

A massa de iodeto de potássio adicionada foi de 80 g, que é inferior à quantidade máxima de sal que pode ser solubilizada à temperatura de 60 °C. Após o resfriamento, foi cristalizada uma massa de:

$$80 \text{ g} - 46 \text{ g} = 34 \text{ g de KIO}_3$$

Questão 05 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, é necessário calcular a quantidade de sal que se dissolve a 20 °C em 1 500 g de água, utilizando o valor de solubilidade fornecido.

$$\begin{aligned} 100 \text{ g água} &\text{ — } 36 \text{ g sal} \\ 1\,500 \text{ g água} &\text{ — } x \\ x &= 540 \text{ g sal} \end{aligned}$$

Como a quantidade de sal que se dissolveu (545 g) foi superior à quantidade de sal que é solúvel (540 g) nas condições especificadas, a solução é classificada como supersaturada.

Questão 06 – Letra A

Comentário: Para a resolução dessa questão, é necessário calcular a quantidade de água necessária para solubilizar 18 g de sal a 60 °C:

$$\begin{aligned} 100 \text{ g água} &\text{ — } 45 \text{ g sal} \\ x &\text{ — } 18 \text{ g sal} \\ x &= 40 \text{ g água} \end{aligned}$$

Como a quantidade de água (200 g) é superior à quantidade de água necessária para solubilizar 18 g de sal (40 g), a massa mínima de água que deve ser evaporada para iniciar a precipitação do sal é: $200 \text{ g} - 40 \text{ g} = 160 \text{ g}$.

Questão 07 – Letra A

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- I. Endotérmico. Quando o sulfato de potássio se dissolve em água, ocorre a dissociação desse sal, pois as ligações iônicas são rompidas para promover a separação dos íons. A quebra de uma ligação é um processo endotérmico, pois é necessária a absorção de energia para que as ligações que unem os átomos sejam rompidas.
- II. Endotérmico. Assim como em uma ligação química, para romper parte das interações intermoleculares da água, é necessária a absorção de certa quantidade de energia.

III. Exotérmico. A formação de uma ligação química ou a interação são processos exotérmicos.

Questão 08 – Letra E

Comentário: Considerando que a solubilidade da substância X é de 53 gramas em 100 mL de água, podemos classificar as quatro soluções formadas:

Solução 1 – Se em 100 mL de água é possível dissolver até 53 gramas de X, em 50 mL de água pode-se dissolver até 26,5 gramas de X. Como a quantidade dissolvida está no limite da solubilidade, a solução formada é saturada.

Solução 2 – Quando dissolvemos 28 gramas de soluto em 100 mL de água produzimos uma solução insaturada, pois a quantidade de soluto adicionada está abaixo da solubilidade.

Solução 3 – Para 150 mL de água, calculemos a solubilidade:

$$\begin{aligned} 100 \text{ mL de água} &\text{ — } 53 \text{ gramas de X} \\ 150 \text{ mL de água} &\text{ — } z \\ z &= 79,5 \text{ gramas de X} \end{aligned}$$

Como a quantidade dissolvida (57,3 gramas) é inferior ao limite de solubilidade, a solução produzida é insaturada.

Solução 4 – Como em 100 mL de água, é possível dissolver até 53 gramas de X, quando são adicionados 55 gramas, dissolvem os 53 gramas e o restante (2 gramas) precipita-se, formando uma solução saturada com corpo de fundo.

Questão 09 – Letra D

Comentário: Para a resolução dessa questão, basta calcular a quantidade do sal solubilizada a 40 °C e diminuir pela quantidade solubilizada a 20 °C, ambas em 500 g de água.

A 40 °C, temos:

$$\begin{aligned} 100 \text{ g água} &\text{ — } 40,0 \text{ g sal} \\ 500 \text{ g água} &\text{ — } x \\ x &= 200 \text{ g sal} \end{aligned}$$

A 20 °C, temos:

$$\begin{aligned} 100 \text{ g água} &\text{ — } 34,0 \text{ g sal} \\ 500 \text{ g água} &\text{ — } x \\ x &= 170 \text{ g sal} \end{aligned}$$

A massa de cloreto de potássio precipitada após o resfriamento é:

$$200 \text{ g} - 170 \text{ g} = 30 \text{ g sal}$$

Questão 10 – Letra B

Comentário: Para determinar a temperatura mínima necessária para solubilizar a massa de 1 kg de açúcar, deve-se determinar em qual temperatura essa quantidade de soluto é solúvel em 500 mL de água.

Na temperatura de 0 °C:

$$\begin{aligned} 100 \text{ mL} &\text{ — } 180 \text{ g açúcar} \\ 500 \text{ mL água} &\text{ — } x \\ x &= 900 \text{ g açúcar} \end{aligned}$$

Na temperatura de 20 °C:

$$\begin{aligned} 100 \text{ mL} &\text{ — } 204 \text{ g açúcar} \\ 500 \text{ mL água} &\text{ — } x \\ x &= 1\,020 \text{ g açúcar} \end{aligned}$$

Como a temperatura de 20 °C é menor que as demais e a quantidade de soluto é totalmente solúvel em 500 mL de água, não é necessário fazer o cálculo para as demais temperaturas.

Questão 11 – Letra B

Comentário: A solução 1 é classificada como não saturada porque não houve formação de precipitado após a adição do sal, indicando que o sal adicionado foi solubilizado na solução. A solução 2 é denominada saturada, porque a adição de 0,5 g de sal levou à formação de 0,5 g de precipitado, indicando que todo o sal adicionado não solubilizou na solução. Por fim, a solução 3 é classificada como supersaturada, pois a massa de 0,5 g de sal adicionada foi somada à massa extra de 0,3 g de soluto que estava dissolvida acima do limite de solubilidade, formando precipitado de massa 0,8 g.

Seção Enem

Questão 01 – Letra A

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 25

Comentário: A precipitação fracionada consiste em evaporar a água do mar. À medida que a solução perde volume, devido à perda de água, os sais dissolvidos ficam mais concentrados. Ao atingir uma concentração superior ao seu coeficiente de solubilidade, o sal precipita. Como os sais apresentam solubilidades diferentes em água, eles irão precipitar em momentos diferentes. A precipitação segue uma ordem oposta à ordem de solubilidade de cada sal, ou seja, o sal que precipita primeiro é o menos solúvel. A partir dos dados da tabela, determina-se a ordem de precipitação dos sais da água do mar: carbonato de cálcio (menos solúvel), sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio (apresentam a mesma solubilidade), cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio (mais solúvel).

Observação: A resposta correta propõe que os sais cloreto de sódio e sulfato de magnésio precipitam ao mesmo tempo, pois apresentam o mesmo coeficiente de solubilidade. Isso é verdade se considerarmos que os sais dissolvidos na água do mar estão na mesma concentração. Caso esses dois sais estivessem em concentrações diferentes, o primeiro a precipitar seria aquele que apresentasse uma maior concentração original.

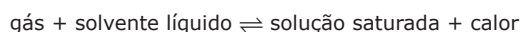
Questão 02 – Letra B

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 25

Comentário: A dissolução dos gases em água é exotérmica, ou seja, a solubilidade dos gases diminui com o aumento da temperatura. Para explicar essa influência da temperatura na solubilidade dos gases em água, considera-se o seguinte equilíbrio:



De acordo com o princípio de Le Châtelier, o sistema em equilíbrio se deslocará no sentido de minimizar qualquer perturbação. Nesse caso, com o aumento da temperatura, a energia cinética média das partículas que compõem o sistema aumenta. Uma forma de minimizar essa perturbação é consumir parte da energia cinética adicionada ao sistema.

Isso ocorre com o favorecimento do sentido endotérmico da reação, ou seja, o equilíbrio se deslocará no sentido da reação inversa, diminuindo a solubilidade do gás no solvente.

A solubilidade de um gás em um líquido é diretamente proporcional à pressão do gás. À medida que a pressão do gás aumenta, a solubilidade também aumenta. Esse comportamento é descrito pela Lei de Henry:

$$S_g = k_g \cdot p_g$$

Na qual S_g é a solubilidade do gás, p_g é a pressão parcial do gás e k_g é a constante da Lei de Henry.

Com isso, o gás se solubiliza mais facilmente em água à temperaturas baixas e pressões elevadas.

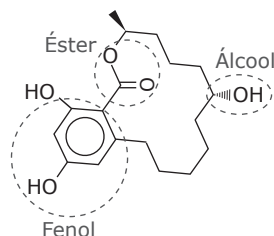
MÓDULO – C 09

Ésteres

Exercícios de Aprendizagem

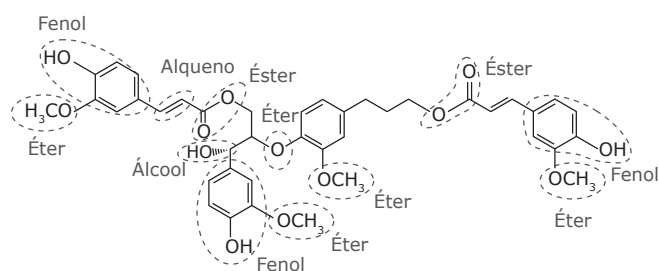
Questão 01 – Letra E

Comentário: Na estrutura do zeranol identificam-se as funções fenol, éster e álcool, conforme destacado a seguir:



Questão 02 – Letra E

Comentário: A estrutura da Carolignana A apresenta as seguintes funções:



Questão 03 – Letra B

Comentário: Para nomear compostos pertencentes à função éster, identifica-se a cadeia derivada do ácido carboxílico (que contém o grupo —COO—) e o radical que substituiu o hidrogênio da carboxila. Cadeia derivada do ácido carboxílico com a terminação ato: etanoato.

Radical com cinco carbonos: pentila.

Nome do composto: etanoato de pentila.

Cadeia derivada do ácido carboxílico com terminação ato: butanoato.

Radical com dois carbonos: etila.

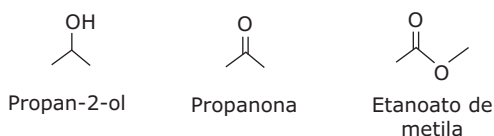
Nome do composto: butanoato de etila.

Questão 04 – Letra E

Comentário: Na amostra analisada, o éster produzido em maior porcentagem foi o $C_8H_{16}O_2$. Os ésteres foram produzidos a partir da reação entre os ácidos carboxílicos presentes na manteiga e o etanol (CH_3CH_2OH) em uma reação de esterificação. Na reação de esterificação, ocorre uma desidratação intermolecular entre uma molécula de um ácido carboxílico e uma molécula de álcool, catalisada por ácidos inorgânicos fortes e concentrados. Assim, como o etanol possui dois átomos de carbono em sua estrutura e o éster produzido em maior porcentagem possui oito átomos de carbono, infere-se que o ácido carboxílico envolvido na reação possui seis átomos de carbono em sua composição, portanto, ácido hexanoico.

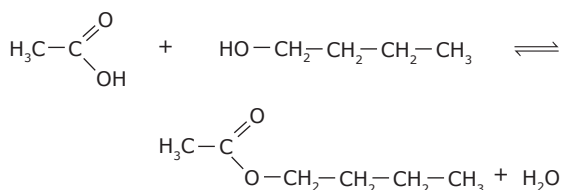
Questão 05 – Letra B

Comentário: As substâncias a seguir pertencem, respectivamente, às funções orgânicas álcool, cetona e éster. Seus nomes são:



Questão 06 – Letra D

Comentário: A obtenção de ésteres ocorre por meio da reação de esterificação, em que uma molécula de álcool reage com uma molécula de ácido carboxílico originando o grupo carboxilato ($-COO^-$), característico de ésteres. O etanoato de butila é obtido através da reação entre o ácido etanoico com o butanol, conforme representado pela equação a seguir:

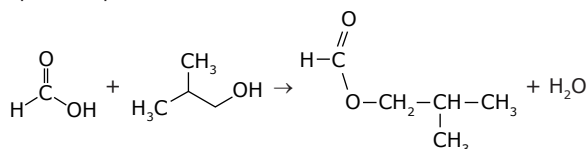


Questão 07 – Letra B

Comentário: O ácido correspondente à estrutura I é o ácido butanoico, pois a cadeia é formada por quatro átomos de carbono. O éster correspondente à estrutura II é o butanoato de etila, uma vez que a cadeia derivada do ácido carboxílico recebe a terminação -ato (butanoato) e o radical com dois átomos de carbono recebe a terminação -ila.

Questão 08 – Letra C

Comentário: A reação química entre um ácido carboxílico e um álcool é uma reação de esterificação, na qual há a formação de um éster e água. A reação entre o ácido metanoico e o 2-metil propanol-1 pode ser assim descrita:

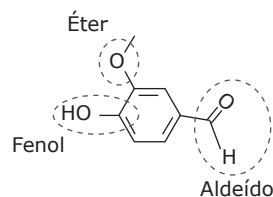
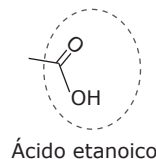


Em que o éster formado é o metanoato de isobutila, que confere sabor de framboesa ao sorvete.

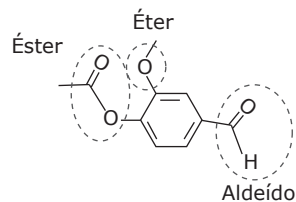
Exercícios Propostos

Questão 01 – Letra A

Comentário: Para a resolução dessa questão, identificaremos os grupos funcionais dos reagentes da reação, ácido etanoico e vanilina, e da substância orgânica produzida a partir desses dois reagentes:



Vanilina



Produto formado

A hidroxila do fenol e a carboxila do ácido etanoico reagem levando à formação do produto, que apresenta o novo grupamento pertencente à função química éster.

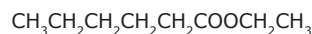
Questão 02 – Letra D

Comentário: A partir da representação e da legenda, iremos representar a fórmula de cada composto e identificar a respectiva função:

- A) $CH_3CH_2CH_2CH_2CHO$ – aldeído
- B) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2OCH_3$ – éter
- C) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2OOCCH_3$ – éster
- D) $CH_3CH_2CH_2COCH_2CH_2CH_3$ – cetona
- E) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2COOH$ – ácido carboxílico

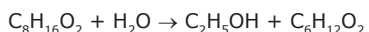
Questão 03 – Letra A

Comentário: A partir do nome do composto, podemos representá-lo estruturalmente. A nomenclatura hexanoato de etila indica que o éster é derivado do ácido hexanoico ($CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2COOH$), sendo que o hidrogênio da carboxila foi substituído por um radical carbônico que, nesse caso, é o etila ($-CH_2CH_3$). Assim, a fórmula do composto será:



Questão 04 – Letra C

Comentário: A reação de esterificação é reversível, sendo que a reação inversa é chamada de hidrólise de éster. Na amostra analisada, o éster em maior quantidade tem fórmula molecular $C_8H_{16}O_2$ e é formado por uma reação de esterificação entre o etanol (C_2H_5OH) e um ácido. Para determinar a fórmula molecular do ácido, basta escrever a reação de hidrólise entre o éster e água, com a formação dos produtos etanol e o referido ácido, conforme apresentado a seguir:

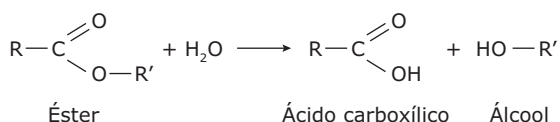


Portanto, o ácido de fórmula $C_6H_{12}O_2$ é o ácido hexanoico.

Questão 05 – Letra B

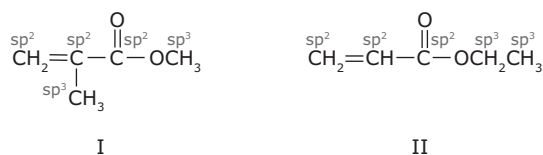
Comentário: Os compostos I e II são isômeros, pois possuem a mesma fórmula molecular e diferentes fórmulas estruturais.

Ambos apresentam a função éster e, portanto, sofrem hidrólise, gerando ácido carboxílico e álcool.



Os ácidos carboxílicos que originam os ésteres são diferentes nos dois casos, já que os ésteres possuem grupos R diferentes.

Os ésteres apresentam o mesmo número de átomos de carbono com hibridização sp^2 .



Questão 06 – Letra D

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Correta. A saponificação consiste na reação de ésteres com bases fortes, como o NaOH e o KOH, produzindo o sal do éster (sabão) e o glicerol.
- B) Correta. A reação de esterificação ocorre pela condensação de um álcool e um ácido carboxílico com eliminação de uma molécula de água. Essa molécula produzida será responsável pela hidrólise do éster na reação inversa. Assim, as duas reações existem em equilíbrio.

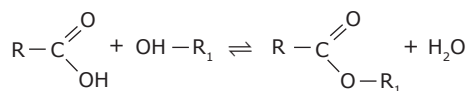


- C) Correta. A hidrólise ácida do acetato de isoamila produz o ácido etanoico (ácido acético) e o 2-metilbutanol.
- D) Incorreta. A hidrólise ácida do 2-metilbutanoato de etila produz etanol e ácido 2-metilbutanoico.

Questão 07 – Letra B

Comentário: Um importante meio de sintetizar ésteres é através da reação de esterificação de Fischer, em que ocorre a desidratação intermolecular entre uma molécula de álcool e uma molécula de ácido carboxílico.

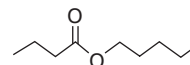
Assim, os grupos funcionais que reagem para a formação do grupo carboxilato ($R_1\text{-COO-R}_1$) são os grupos carboxila ($R\text{-COOH}$) e álcool ($R_1\text{-OH}$).



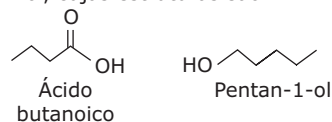
Questão 08

Comentário:

- A) O butanoato de pentila é obtido através de uma reação de esterificação entre um ácido carboxílico e um álcool. Pertence, portanto, à função éster.
- B) A fórmula estrutural do butanoato de pentila é:



- C) O butanoato de pentila é obtido a partir do ácido butanoico e do pentan-1-ol, cujas estruturas são:



Questão 09

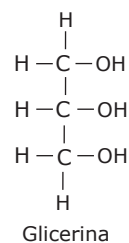
Comentário:

1. Os ésteres triglicérides, ao reagirem com etanol, originam ésteres etílicos (biodiesel) e glicerina (propano-1,2,3-triol). Observando a estrutura do triglicéride, concluímos que, para reagir completamente com 1 mol desse composto, são necessários 3 mol de etanol, já que a hidroxila deste reagirá somente com uma carboxila do triglicéride.

Assim, considerando que $M(C_2H_6O) = 46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, podemos calcular a massa de etanol necessária para reagir com 1 mol de triglicéride:

$$\begin{array}{l} 3 \text{ mol de } C_2H_6O \text{ — } x \\ 1 \text{ mol de } C_2H_6O \text{ — } 46 \text{ gramas} \\ x = 138 \text{ gramas} \end{array}$$

2. Como foi citado no item 1, a glicerina, (propano-1,2,3-triol), é um dos produtos da reação de produção de biodiesel. Sua estrutura química está representada a seguir:



3. Ambos os ésteres citados possuem cadeias carbônicas insaturadas. No entanto, o éster de ácido oleico possui uma dupla ligação enquanto o éster de ácido linoleico possui duas.

Seção Enem

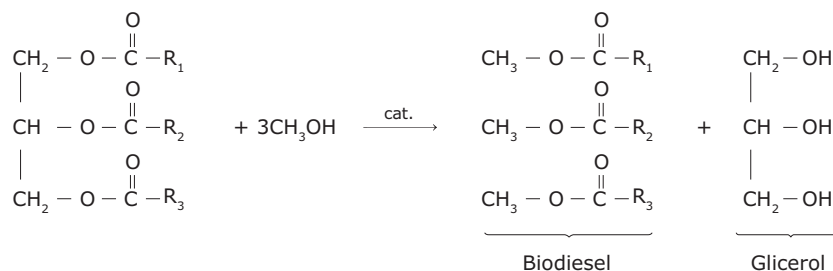
Questão 01 – Letra B

Eixo cognitivo: III

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: Na reação de obtenção do biodiesel (transesterificação), tem-se a mistura de ésteres, conforme representação a seguir:



Assim, a função presente no biodiesel é éster.

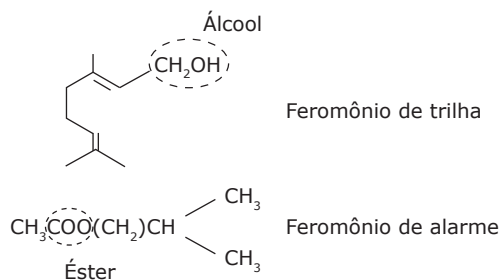
Questão 02 – Letra A

Eixo cognitivo: I

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: As funções orgânicas presentes nas estruturas do feromônio de trilha (Composto A) e de alarme (Composto B) estão indicadas a seguir.



Dessa forma, as funções orgânicas são álcool e éster.

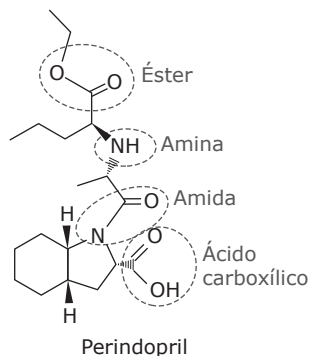
MÓDULO – C 10

Aminas, Amidas e outras Funções Orgânicas

Exercícios de Aprendizagem

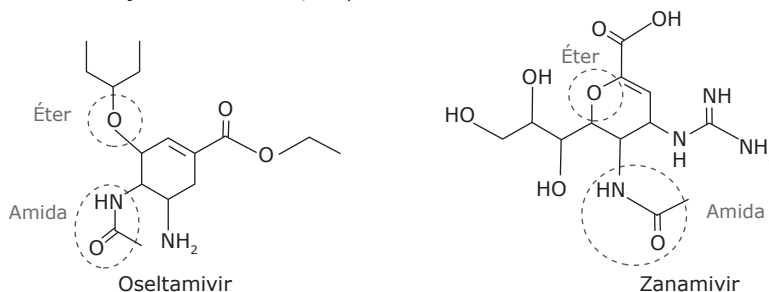
Questão 01 – Letra E

Comentário: A molécula de perindopril possui as seguintes funções orgânicas: éster, amina, amida e ácido carboxílico. As identificações dos grupos funcionais pertencentes a essas funções encontram-se na estrutura a seguir:



Questão 02 – Letra A

Comentário: Comparando as duas estruturas citadas, verificamos que ambas possuem o grupo funcional carbamida ($-\text{CON}-$) e oxí ($-\text{O}-$) característicos das funções amida e éter, respectivamente.



Questão 03 – Letra A

Comentário: As funções orgânicas presentes na capsaicina são:

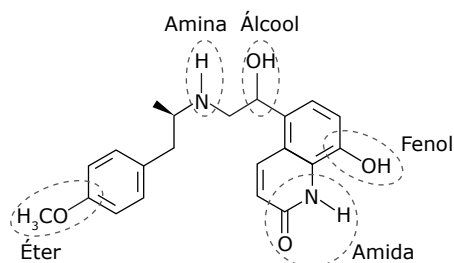
Fenol: grupamento $-\text{OH}$ ligado a anel aromático.

Éter: átomo de oxigênio entre dois átomos de carbono.

Amida: grupamento $\text{C}=\text{O}$ ligado a nitrogênio.

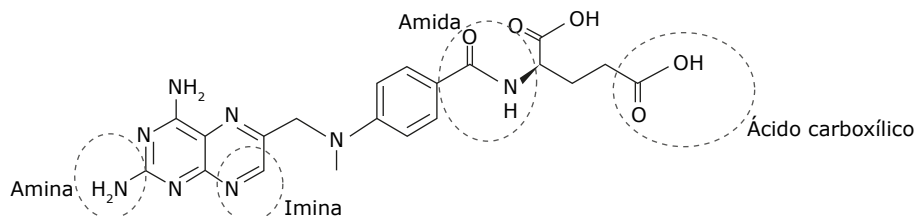
Questão 04 – Letra B

Comentário: Ao analisarmos as funções presentes no composto, encontramos amina, amida e fenol, além de álcool e éter, conforme indicação da imagem a seguir:



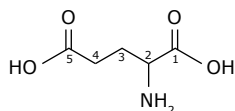
Questão 05 – Letra D

Comentário: Na estrutura, estão presentes as funções orgânicas amina, amida e ácido carboxílico, além da imina, destacadas a seguir:



Questão 06 – Letra A

Comentário: O composto apresenta dois grupamentos carboxila, ou seja, trata-se de um ácido dicarboxílico, e um grupamento amino. Numerando-se a cadeia de forma que o grupamento amino tenha a menor numeração possível, temos:



Portanto, o nome do composto será: ácido 2-aminopentanodioico

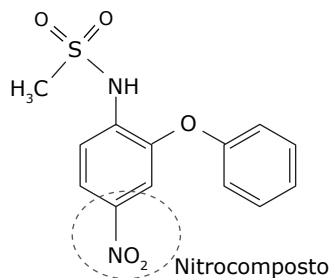
Questão 07 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

A) Incorreta. O álcool é uma função orgânica em que há uma hidroxila ligada a carbono saturado. Na estrutura correspondente à nimesulida, não há essa hidroxila e, portanto, o fármaco não é um álcool.

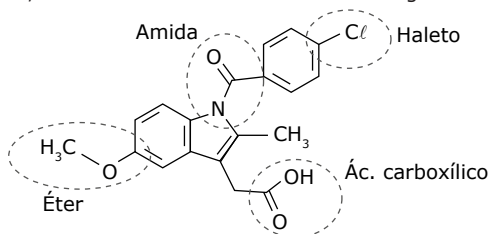
B) Incorreta. Na estrutura da nimesulida, observa-se a presença de anel aromático. Portanto, é um composto aromático.

- C) Incorreta. Os ácidos carboxílicos são caracterizados por apresentarem o grupo funcional carboxila ($-\text{COOH}$), que está ausente na estrutura da nimesulida.
- D) Incorreta. Na molécula em questão, verifica-se apenas a ocorrência de ligações covalentes, nas quais há o compartilhamento de elétrons entre os átomos.
- E) Correta. Os nitrocompostos possuem o grupamento nitro ($-\text{NO}_2$) ligado a átomo de carbono, tal qual apresentado pela nimesulida:



Questão 08 – Letra B

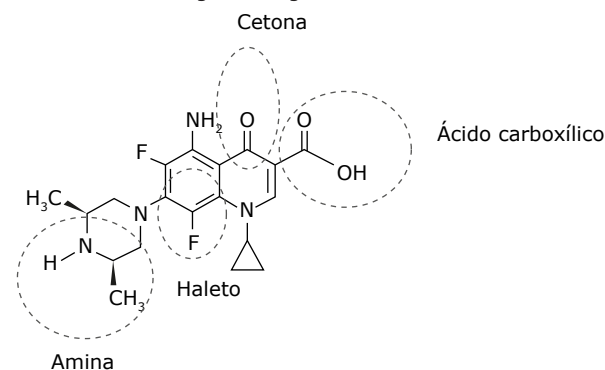
Comentário: Ao analisarmos a estrutura do composto, observamos as seguintes funções: éter, ácido carboxílico, haleto e amida, conforme indicado na estrutura a seguir:



Exercícios Propostos

Questão 01 – Letra E

Comentário: As funções orgânicas presentes na esparfloxacina são ácido carboxílico, amina, haleto orgânico e cetona, destacados na imagem a seguir:

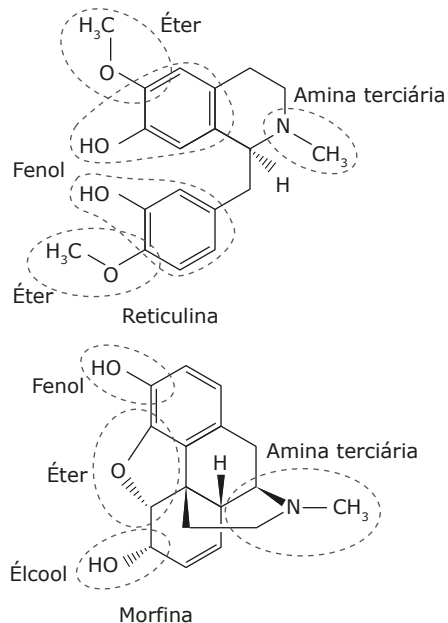


A alternativa E é a que contém corretamente duas dessas funções.

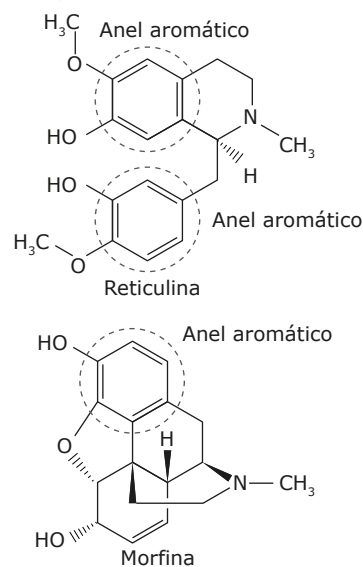
Questão 02 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmações.

- I. Correta. Ambos os compostos apresentam as funções orgânicas éter, devido à presença de oxigênio ligado entre dois carbonos, representado genericamente por $\text{R}-\text{O}-\text{R}'$, e fenol, que corresponde ao grupamento hidroxila ligado ao anel aromático.
- II. Correta. Ambos os compostos apresentam amina terciária, na qual o nitrogênio está ligado a três átomos de carbono.



- III. Incorreta. A reticulina apresenta dois anéis aromáticos e a morfina apresenta apenas um, conforme indicado nas estruturas a seguir:

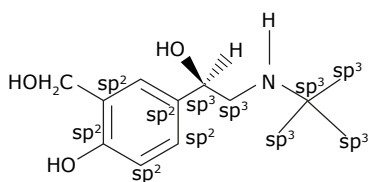


Logo, a alternativa correta é a C.

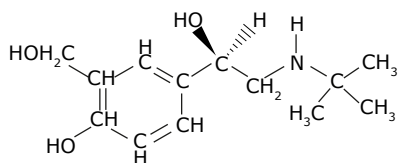
Questão 03 – Soma = 13

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

01. Correta. A estrutura apresenta seis carbonos sp^2 e sete carbonos sp^3 , indicados no esquema a seguir:

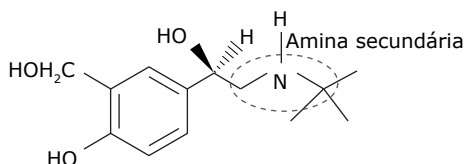


02. Incorreta. Sua fórmula molecular é $C_{13}H_{21}O_3$.

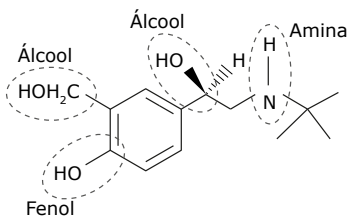


Fórmula molecular: $C_{13}H_{21}O_3$

04. Correta. O composto apresenta uma amina secundária em sua estrutura, indicada na imagem a seguir:



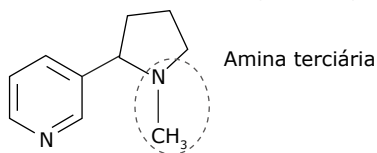
08. Correta. Na molécula, existem grupos funcionais característicos das funções álcool, amina e fenol, indicados na estrutura representada a seguir:



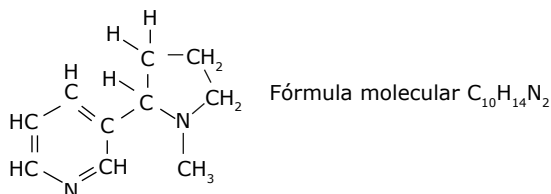
Questão 04 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- I. Correta. O composto apresenta dois heterociclos em sua estrutura, pois, nos dois ciclos presentes, há um átomo diferente de carbono ligado entre dois átomos de carbono.
- II. Correta. O composto apresenta uma amina terciária em sua estrutura, destacada na imagem a seguir:



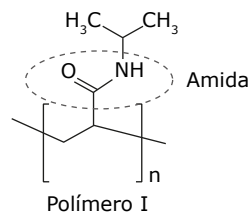
III. Correta. Todos os átomos presentes na molécula da nicotina estão evidenciados na estrutura a seguir:



Logo, a alternativa correta é a E.

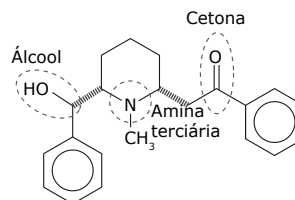
Questão 05 – Letra B

Comentário: O composto apresenta nitrogênio ligado diretamente à carbonila, sendo, portanto, uma amida.



Questão 06 – Letra A

Comentário: Conforme destacado na imagem a seguir, o composto apresenta as funções orgânicas álcool, cetona e amina, sendo esta uma amina terciária, pois está ligada a três átomos de carbono.



Questão 07 – Letra A

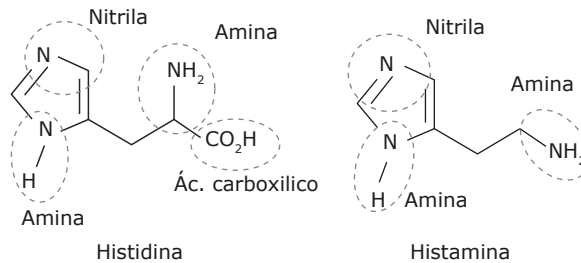
Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Correta. A ureia é uma substância orgânica pertencente ao grupo das amidas (N ligado à carbonila) e apresenta caráter básico, pois, de acordo com a teoria de Bronsted-Lowry, é capaz de receber prótons H^+ em meio aquoso.
- B) Incorreta. O metoxiterciobutano é um éter, pois apresenta em sua estrutura um átomo de oxigênio entre átomos de carbono.
- C) Incorreta. A fórmula química do acetaminofeno é $C_8H_9O_2N$.
- D) Incorreta. O carbono sp é caracterizado pela existência de ligação tripla ou por carbono que realiza duas ligações duplas. Nenhuma das estruturas apresenta esses requisitos.

Questão 08 – Letra D

Comentário: Analisando-se as estruturas dos compostos, observamos as seguintes funções orgânicas:

- Histidina: ácido carboxílico, amina e nitrila.
- Histamina: amina e nitrila.

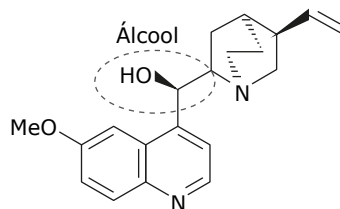


Portanto, nas estruturas de histidina e histamina, estão presentes as funções orgânicas ácido carboxílico e amina.

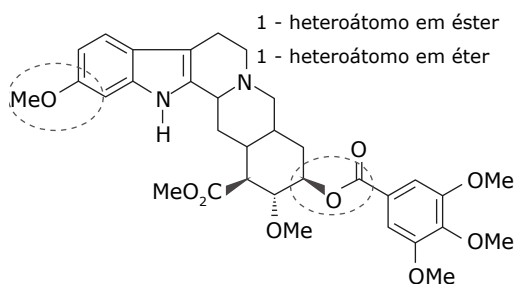
Questão 09 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Correta. As três estruturas possuem, pelo menos, um anel aromático.
- B) Correta. A estrutura 1 apresenta hidroxila ligada a um grupo aquila, caracterizando a função álcool. O carbono ao qual a hidroxila está ligada é secundário.

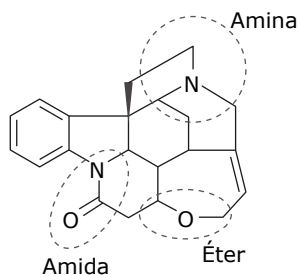


- C) Correta. Na estrutura 3, há oxigênio entre carbonos, caracterizando as funções éter e éster. Em ambas as funções, o oxigênio é um heteroátomo.

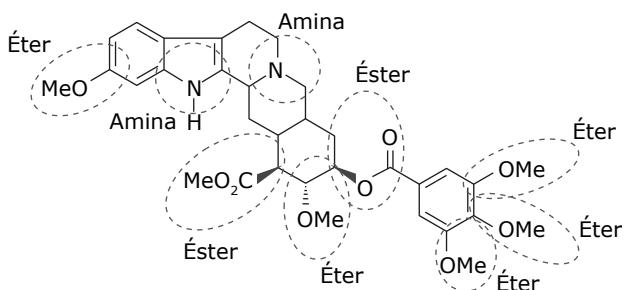


3) Reserpina

- D) Correta. Na estrutura 2, estão presentes as funções amida, amina e éter, sendo, portanto, uma função mista.

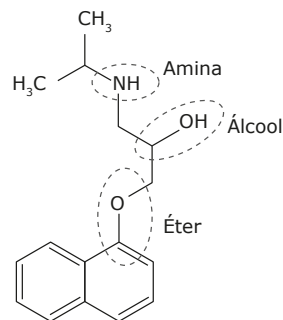


- E) Incorreta. A estrutura 3 não apresenta sal orgânico. As funções orgânicas presentes nessa estrutura estão destacadas a seguir:

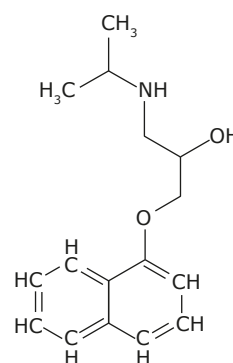


Questão 10 – Letra A

Comentário: Analisando-se do propanolol, observamos que estão presentes as seguintes funções orgânicas: éter, álcool e amina.



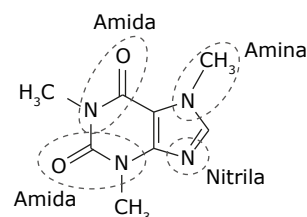
Sua fórmula molecular é $C_{16}H_{21}NO_2$.



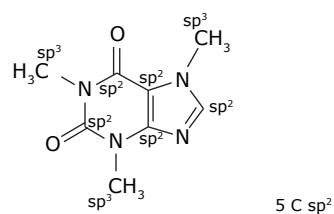
Questão 11 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

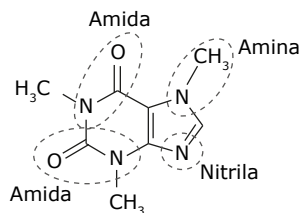
- A) Falsa. Há átomos de nitrogênio que caracterizam a função amida, mas há, também, a função amina e a função nitrila na estrutura da cafeína.



- B) Falsa. Na cadeia carbônica da cafeína, não há anel benzênico, mas sim dois heterociclos.
- C) Verdadeira. A estrutura apresenta cinco átomos de carbono sp^2 , destacados na estrutura representada a seguir.

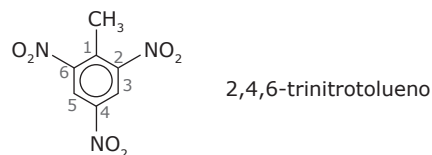
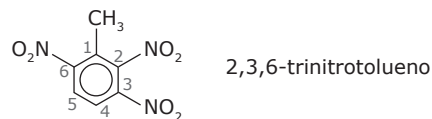
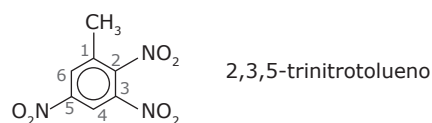
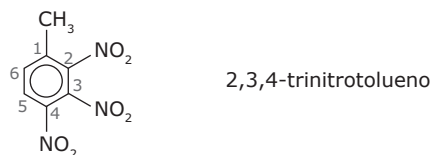


D) Falsa. Estão presentes, além da função amina, as funções amida e nitrila, destacadas na estrutura representada a seguir.



Questão 12

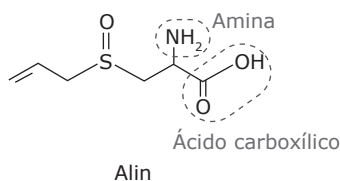
Comentário: Existem quatro estruturas possíveis para a fórmula $\text{CH}_3\text{-C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3$:



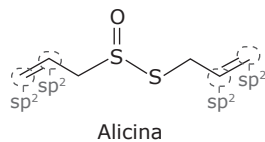
Questão 13 – Letra D

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

A) Correta. A molécula do alin possui as funções amina e ácido carboxílico:

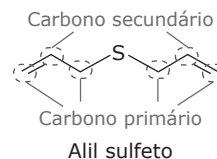


B) Correta. Existem 4 (quatro) átomos de carbono sp^2 na molécula de alicina:

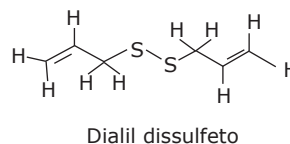


C) Correta. As quatro moléculas mostradas na questão possuem em comum a função alceno, visto que todas apresentam ligações duplas entre carbonos.

D) Incorreta. O alil sulfeto não apresenta átomos de carbonos terciários.



E) Correta. A fórmula molecular do dialil dissulfeto é $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{S}_2$.



Questão 14 – Letra B

Comentário:

1. 1-butino

Observação: De acordo com as regras de nomenclatura mais atuais da IUPAC: but-1-ino

2. $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ Etanoato de metila

3. CH_3CONH_2 Etanamida

4. Cloreto de isobutila

5. 4-cloro-3-metil-2-penteno

Observação: De acordo com as regras de nomenclatura mais atuais da IUPAC: 4-cloro-3-metilpent-2-eno

6. $\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-C(=O)Cl}$ Cloreto de propanoíla

Questão 15 – Letra D

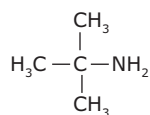
Comentário:

Ciclo-hexanol

$\text{H}_3\text{C-C(=O)Cl}$ Cloreto de etanoíla

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$ Propilamina

$\text{H}_2\text{N-C(=O)-C(=O)-NH}_2$ Etanodiamida



Terc-butilamina

Questão 16 – Letra D

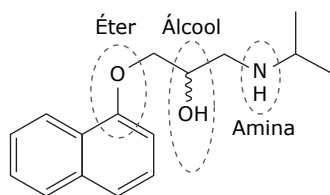
Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- I. Correta. Na estrutura apresentada, apenas um átomo de carbono terciário possui hibridização sp^2 . Carbono terciário é aquele que está ligado a outros três átomos de carbono e hibridização sp^2 é aquela que ocorre em átomos de carbono que estabelecem uma ligação dupla e duas simples.
- II. Incorreta. A fórmula molecular do cloridrato de sibutramina é $\text{C}_{17}\text{H}_{26}\text{NCl}$.
- III. Correta. Um átomo de carbono com hibridização sp^2 apresenta três ligações tipo σ e uma ligação tipo π . Como a estrutura aromática possui três ligações π existem seis elétrons π ressonantes, pois cada ligação é formada pelo compartilhamento de dois elétrons.
- IV. Incorreta. Apresenta os grupos funcionais haleto orgânico e amina.

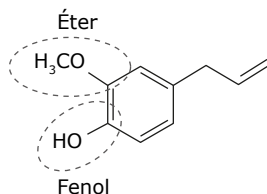
Questão 17 – Letra B

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

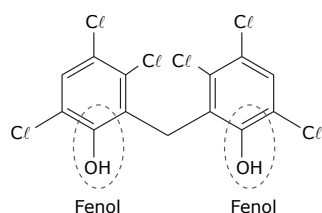
- A) Incorreta. O propanolol apresenta as funções éter, álcool e amina.



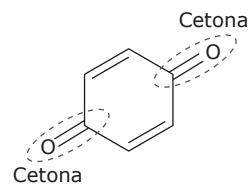
- B) Correta. O eugenol apresenta as funções éter e fenol.



- C) Incorreta. O composto apresenta hidroxila ligada diretamente ao anel aromático, apresentando, portanto, a função fenol.

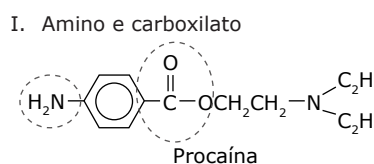


- D) Incorreta. O composto apresenta a função cetona.

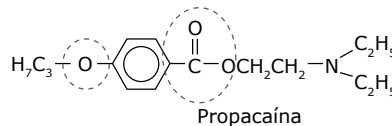
**Questão 18**

Comentário:

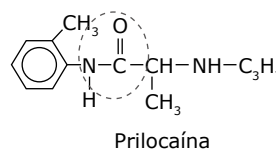
- A) A classificação das aminas na cadeia alifática de cada estrutura é:
 - I. Amina terciária: N ligado a três átomos de carbono.
 - II. Amina terciária: N ligado a três átomos de carbono.
 - III. Amina secundária: N ligado a dois átomos de carbono.
- B) Os grupos funcionais ligados ao anel benzênico de cada estrutura são:



- II. Óxi e carboxilato

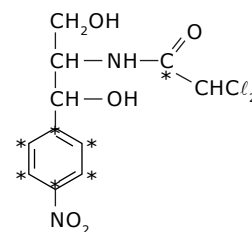


- III. Carboxiamida

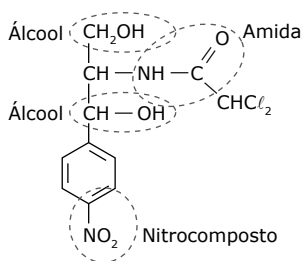
**Questão 19 – Letra C**

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

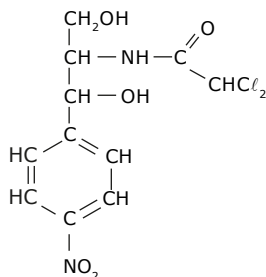
- I. Incorreta. A estrutura apresenta 7 carbonos sp^2 e 4 carbonos sp^3 . Na estrutura representada a seguir, os carbonos marcados com * possuem hibridação sp^2 e os demais são sp^3 .



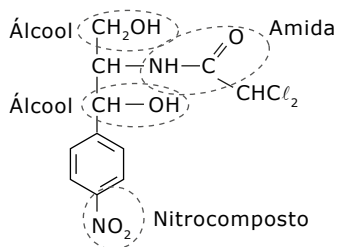
- II. Correta. Conforme destacada na estrutura a seguir, na molécula de cloranfenicol, há a função amida em sua estrutura.



III. Correta. Na estrutura a seguir, todos os átomos componentes na estrutura do cloranfenicol estão evidenciados. Portanto, a sua fórmula molecular é $C_{11}H_{12}O_5N_2Cl_2$.



IV. Incorreta. O composto representado não é um hidrocarboneto, pois apresenta outros elementos além de carbono e hidrogênio em sua estrutura. Na estrutura do cloranfenicol, estão presentes, entre outras, as funções orgânicas álcool, nitrocomposto e amida.



V. Incorreta. A função nitrogenada presente na estrutura é nitrocomposto.

Logo, a alternativa correta é a C.

Questão 20 – Letra D

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- A) Falsa. Os álcoois são compostos que apresentam grupamentos hidroxila (oxidrila) ligados a átomos de carbonos saturados, ou seja, com hibridização sp^3 .
- B) Falsa. No éter, o átomo de oxigênio pode fazer parte de uma cadeia fechada (éter cíclico) e também de uma cadeia aberta.
- C) Falsa. Os tióis e os sulfetos são análogos sulfurados de álcoois e éteres, respectivamente.
- D) Verdadeira. Os ésteres são compostos derivados dos ácidos carboxílicos, obtidos pela substituição do hidrogênio da carboxila por um grupo alquila ou arila.

Seção Enem

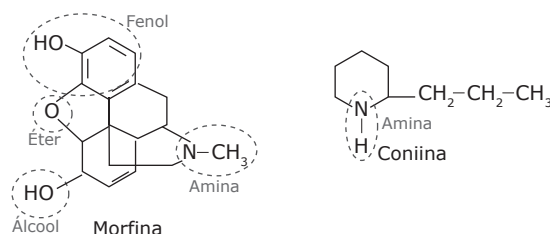
Questão 01 – Letra E

Eixo cognitivo: III

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: As funções orgânicas presentes nos fitoquímicos estão identificadas a seguir:



Logo, o grupo funcional comum nos dois compostos é Amina.

Questão 02 – Letra C

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 25

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- A) Incorreta. A quitosana passa por processo de biodegradação, alterando seu peso molecular e sua pureza.
- B) Incorreta. Grupos aminas são bases de Brønsted-Lowry, sendo altamente reativos.
- C) Correta. A presença de grupos álcool e amina favorecem as reações de biodegradação, tornando o uso da quitosana vantajoso ambientalmente em relação aos polímeros provenientes de materiais petroquímicos.
- D) Incorreta. As hidroxilas na quitosana estão ligadas a carbonos secundários.
- E) Incorreta. A quitosana é um polímero de alto peso molecular.

Questão 03 – Letra E

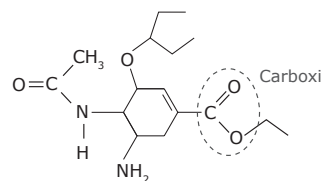
Eixo cognitivo: I

Competência de área: 7

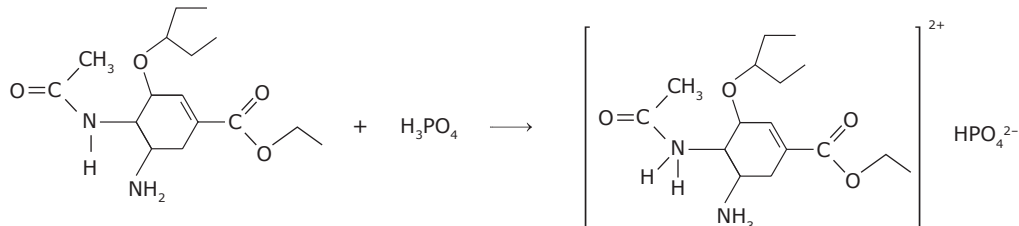
Habilidade: 24

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- A) Incorreta. A estrutura possui grupo carboxi característico de ésteres e pode representar o carboxilato de osetalmivir, subproduto do Tamiflu.



- B) Incorreta. A estrutura possui um grupamento NH_2 característico da função amina. Nesse grupamento, o átomo de nitrogênio apresenta um par de elétrons não compartilhado. A presença desse par de elétrons não compartilhado dá à substância um caráter básico, tornando-a reativa frente a ácidos como o H_3PO_4 .
- C) Incorreta. A estrutura possui o grupo precursor do carboxilato, conforme destacado na estrutura apresentada no comentário da alternativa A.
- D) Incorreta. A reação de neutralização da estrutura apresentada está representada a seguir:



- E) Correta. O remédio pode ser excretado pela urina, pois sua dissolução em água é termodinamicamente favorável, devido ao estabelecimento de interações intermoleculares do tipo ligação de hidrogênio entre as moléculas de água e os grupos polares da molécula do medicamento. Essas interações ocorrem entre os hidrogênios das moléculas de água e o oxigênio das carbonilas e, ainda, com o nitrogênio da amina e da amida.

Questão 04 – Letra B

Eixo cognitivo: I

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: O grupo funcional éter é caracterizado pela presença de um átomo de oxigênio ligado a dois átomos de carbono da cadeia carbônica. Sua fórmula genérica é $\text{R} - \text{O} - \text{R}'$. Quando o átomo de oxigênio do éter é substituído pelo átomo de enxofre, a nova função é denominada tioéter e sua fórmula genérica pode ser representada por $\text{R}-\text{S}-\text{R}'$. Com isso, entre as estruturas apresentadas anteriormente, a que apresenta a função tioéter e, portanto, é a responsável pelos odores do alho e da cebola é a estrutura III.



As estruturas IV e V apresentam átomos de enxofre ligados entre si e não ligados a dois átomos de carbono, não sendo classificados como tioéteres.

MÓDULO – C 11

Isomeria Plana

Exercícios de Aprendizagem

Questão 01 – Letra B

Comentário: A função mais provável desse composto pertence à função éster ao considerarmos que os ésteres e os ácidos carboxílicos apresentam dois átomos de oxigênio em sua estrutura.

Questão 02 – Letra D

Comentário: O hexanal apresenta fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$. As fórmulas moleculares dos compostos descritos são:

- A) $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$
 B) $\text{C}_7\text{H}_{13}\text{O}$
 C) $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}$
 D) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$

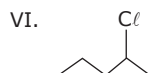
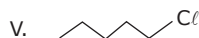
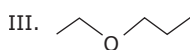
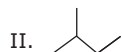
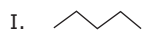
Entre os compostos, o que possui fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$ é o apresentado na alternativa D.

Questão 03 – Letra C

Comentário: A diferença existente entre as estruturas das duas bifenilas tricloraadas está na posição que os ligantes Cl ocupam em cada anel aromático. Portanto, esses compostos são classificados como isômeros de posição.

Questão 04 – Letra B

Comentário: Dadas as seguintes estruturas:



Isômeros de cadeia: I e II

Isômeros de função: III e IV

Isômeros de posição: V e VI

Questão 05 – Letra B

Comentário: O composto 1,4-dimetoxibenzeno (para-dimetoxibenzeno) apresenta fórmula molecular $C_8H_{10}O_2$, correspondendo ao benzeno dissubstituído. Os outros isômeros de posição serão: 1,2-dimetoxibenzeno (orto-dimetoxibenzeno) e 1,3-dimetoxibenzeno (meta-dimetoxibenzeno).

Questão 06 – Letra C

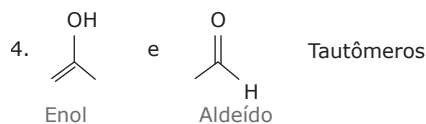
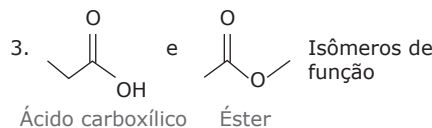
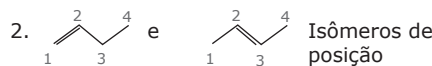
Comentário: A diferença entre os dois compostos está na posição do grupamento —OH. No citrato, a hidroxila está ligada ao segundo carbono da cadeia, enquanto, no isocitrato, ela está ligada ao carbono da extremidade da cadeia. Portanto, esses compostos são isômeros de posição.

Questão 07 – Letra C

Comentário: Isomeria é o fenômeno caracterizado pela ocorrência de duas ou mais substâncias diferentes, que apresentam a mesma fórmula molecular, mas diferentes fórmulas estruturais.

Os isômeros de função são aqueles que pertencem a funções orgânicas diferentes. Quando os isômeros pertencem à mesma função, mas apresentam diferentes tipos de cadeia, são chamados isômeros de cadeia. Já os isômeros de posição pertencem à mesma função e têm o mesmo tipo de cadeia, mas diferem na posição de um grupo funcional, de uma ramificação ou de uma insaturação. Tautomeria é um caso particular de isomeria de função, no qual os isômeros coexistem em equilíbrio dinâmico.

A seguir, temos os pares de isômeros citados:



Questão 08 – Letra A

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada alternativa.

1. Tautomeria é um caso de isomeria de constitucional em que os isômeros coexistem em equilíbrio. Ocorre principalmente entre aldeído e enol e entre cetona e enol.
2. Isomeria de posição é aquela em que a diferença está na posição em que um determinado grupo ou insaturação ocupa.
3. Metameria se trata da posição de um heteroátomo na cadeia carbônica.
4. Isomeria funcional é aquela em que a principal diferença está no fato de os isômeros pertencerem a grupos funcionais diferentes.

A ordem correta das afirmativas é: 1 – 3 – 4 – 2.

Exercícios Propostos

Questão 01 – Letra D

Comentário: Isomeria é a propriedade que alguns compostos apresentam por possuírem a mesma fórmula molecular, porém fórmulas estruturais diferentes. Assim, para verificar quais dos compostos apresentados são isômeros, é preciso fazer a contagem dos átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio presentes em cada estrutura a fim de determinar as suas fórmulas moleculares.

Linalol: $C_{10}H_{18}O$

Eugenol: $C_{10}H_{12}O_2$

Citronelal: $C_{10}H_{18}O$

Anetol: $C_{10}H_{12}O$

Dessa forma, constata-se que os compostos linalol e citronelal são isômeros.

Questão 02 – Letra C

Comentário: Isômeros são compostos diferentes que apresentam a mesma fórmula molecular. Para a resolução dessa questão, analisaremos a fórmula molecular de cada composto:

- I. C_5H_{10}
- II. C_6H_{14}
- III. C_5H_{12}
- IV. C_6H_{12}
- V. C_5H_{10}

Entre os compostos, os que apresentam a mesma fórmula molecular são I e V.

Questão 03 – Letra B

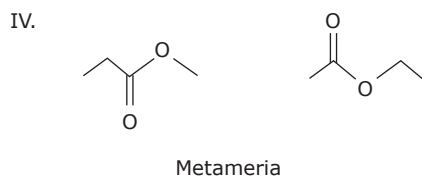
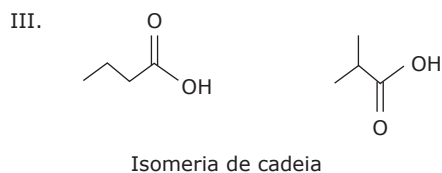
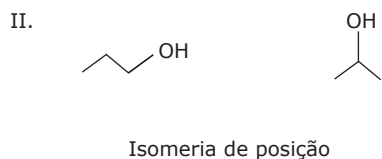
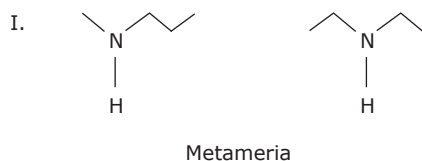
Comentário: As imagens apresentam duas formas de representar o mesmo composto. Uma forma de se perceber isso é observar que os grupos substituintes do benzeno são os mesmos, assim como suas posições no anel aromático.

Questão 04 – Letra A

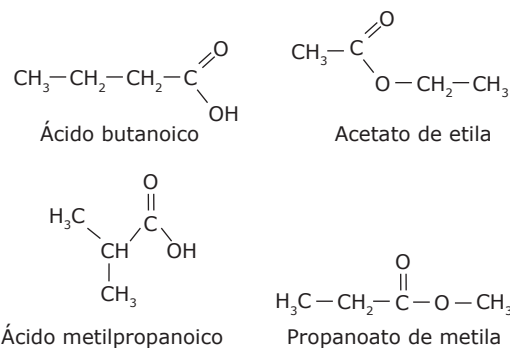
Comentário: A fórmula molecular do composto é $C_5H_{10}O_2$. Entre os compostos listados, o único que apresenta essa mesma fórmula molecular é o propanoato de etila ($CH_3CH_2COOCH_2CH_3$) e, portanto, corresponde ao isômero do ácido pentanoico.

Questão 05 – Letra B

Comentário: A metameria é um caso de isomeria em que os isômeros diferem quanto à posição de um heteroátomo. A seguir, temos os pares de compostos citados.

**Questão 06 – Letra E**

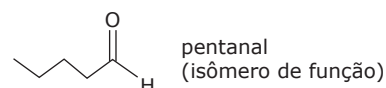
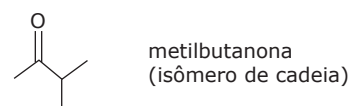
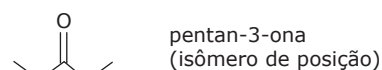
Comentário: Substâncias diferentes que apresentam a mesma fórmula molecular e fórmulas estruturais diferentes são denominadas isômeros. Todas as substâncias apresentadas na alternativa E têm a mesma fórmula molecular do ácido butanoico, $C_4H_8O_2$, como é possível verificar a partir das fórmulas estruturais a seguir:

**Questão 07 – Letra A**

Comentário: A substância pentan-2-ona, de fórmula molecular $C_5H_{10}O$, possui a seguinte estrutura:



Com a mesma fórmula molecular, existem outras substâncias, cujas fórmulas estruturais são representadas a seguir:

**Questão 08 – Letra B**

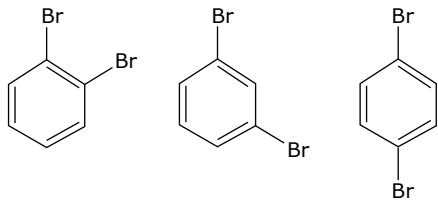
Comentário: O butanol e o éter dietílico, par x, constituem um par de isômeros funcionais, pois possuem a mesma fórmula molecular. Porém, apresentam grupos funcionais distintos, caracterizando funções diferentes. No par y, os isômeros diferem-se exclusivamente pela posição dos substituintes Cl no anel aromático, e são, portanto, isômeros de posição.

Questão 09 – Soma = 20

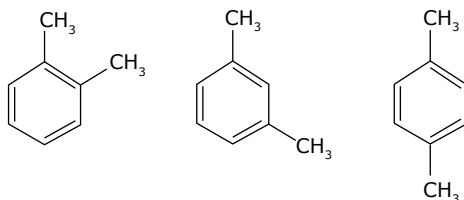
Comentário: Compostos aromáticos sofrem reações em diferentes posições da molécula. A posição orto é aquela em que os grupos estão ligados a carbonos vizinhos no anel aromático. Na posição meta, os carbonos que contêm os grupos estão separados por um átomo de carbono no anel aromático.

Já na posição para, os grupos estão ligados a carbonos de lados opostos no anel, conforme a ilustração a seguir, em que R é um substituinte. Analisando a estrutura de cada composto, os que apresentam isomeria de posição orto, meta ou para são os de número 04 e 16:

04.

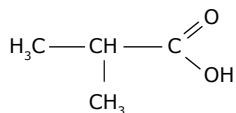


16.

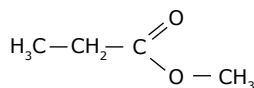


Questão 10 – Letra C

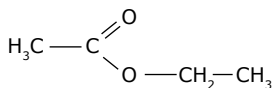
Comentário: Os cinco isômeros do ácido butanoico, considerando ésteres e ácidos carboxílicos, estão descritos a seguir:



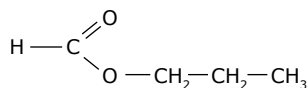
Ácido 2-metilpropanoico



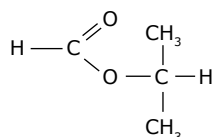
Propanoato de metila



Etanoato de etila



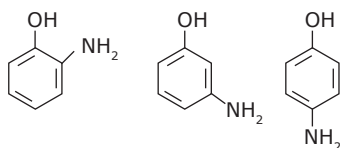
Metanoato de propila



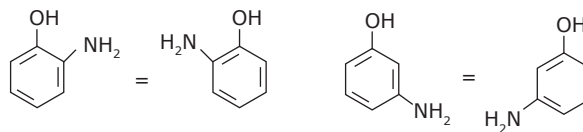
Metanoato de isopropila

Questão 11 – Letra D

Comentário: Substituindo-se um átomo de hidrogênio da molécula de fenol por grupamentos NH_2 , é possível que sejam formados três aminofenóis distintos, em que os grupamentos OH e NH_2 estão localizados nas posições 1,2, 1,3 e 1,4 do anel aromático, cujas estruturas são:



Os seguintes pares de estruturas correspondem aos mesmos compostos, pois os grupamentos estão nas mesmas posições 1,2 e 1,3, respectivamente.



Seção Enem

Questão 01 – Letra A

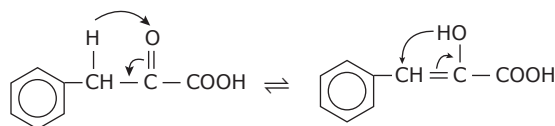
Eixo cognitivo: I

Competência de área: 7

Habilidade: 24

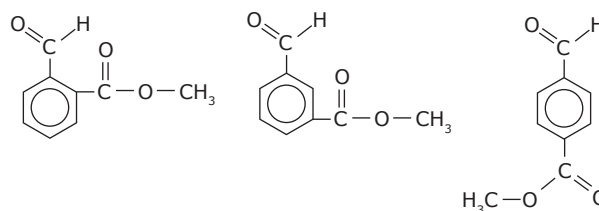
Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

A) Correta. Para o ácido fenilpirúvico, o único equilíbrio dinâmico possível é o equilíbrio ceto-enólico, conforme a reação a seguir:

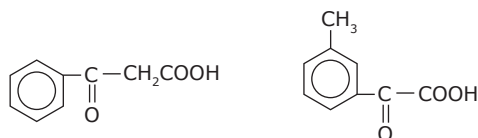


Portanto, esse composto admite apenas um tautômero.

B) Incorreta. O composto admite mais de 2 isômeros da função éster. Os compostos a seguir são ésteres isômeros do ácido fenilpirúvico.



C) Incorreta. O composto pode apresentar mais de 1 isômero de posição. Alguns desses isômeros estão representados a seguir:



(mudança de posição da carbonila)

(mudança de posição em relação à substituição no anel aromático)

D) Incorreta. Conforme os comentários das alternativas anteriores, o composto pode ter vários isômeros planos tais como tautômeros, isômeros de função, isômeros de posição, entre outros.

E) Incorreta. Isômeros metaméricos são isômeros de mesma função química que diferem entre si no que diz respeito à posição do heteroátomo na cadeia principal. O ácido fenilpirúvico apresenta uma cadeia carbônica homogênea e, portanto, não possui isômeros metaméricos.

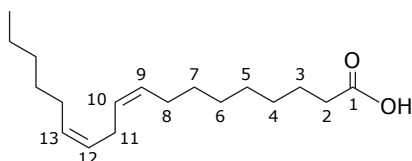
MÓDULO – C 12

Isomeria Espacial

Exercícios de Aprendizagem

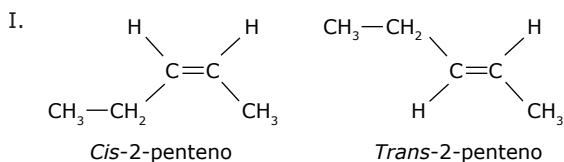
Questão 01 – Letra A

Comentário: Há grupos ligantes de menor massa (hidrogênios) ligados aos carbonos 9 e 10 em um mesmo lado do plano determinado pela dupla-ligação entre esses carbonos. Logo, essa conformação espacial é *cis*. Há hidrogênios ligados ao carbono 12 e ao 13 também em um mesmo lado do plano determinado pela dupla-ligação entre esses carbonos. Logo, essa conformação espacial também é *cis*.

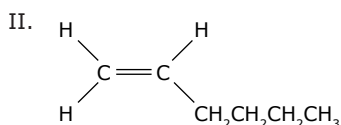


Questão 02 – Letra D

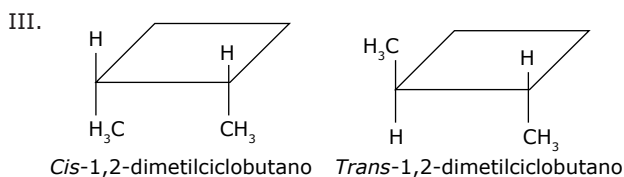
Comentário: A existência de ligação dupla C=C ou de ciclos pode originar isômeros, dependendo dos substituintes presentes. A diferença entre os isômeros *cis-trans* está na disposição dos grupos ligados aos carbonos da dupla-ligação. Além disso, é necessário que os ligantes sejam diferentes entre si. Para a resolução dessa questão, analisaremos cada um dos compostos.



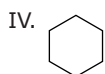
Há possibilidade de isomeria *cis-trans*, pois os dois ligantes de cada carbono da dupla-ligação são diferentes entre si.



Não há possibilidade de isomeria *cis-trans*, pois os dois ligantes de cada carbono da dupla-ligação não são diferentes entre si.



Há possibilidade de isomeria *cis-trans*, pois os dois ligantes de cada carbono do ciclo são diferentes entre si.



Não há possibilidade de isomeria *cis-trans*.

Questão 03 – Letra A

Comentário: Isômeros são substâncias diferentes que possuem a mesma fórmula molecular e, portanto, a mesma massa molecular. Os isômeros *cis-trans* diferem entre si pela disposição espacial dos átomos que os constituem, já que a conectividade é a mesma. O isômero *trans* é mais estável que o *cis* devido à maior distância entre os grupos ligantes de alta densidade eletrônica, o que minimiza a repulsão entre eles.

Questão 04 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- Correta. Como o composto I é a imagem especular do composto II, eles formam um par de enantiômeros.
- Correta. Os compostos III e IV não possuem carbono assimétrico; logo, são opticamente inativos.
- Incorreta. Isômeros constitucionais são isômeros planos, e os compostos I e II são isômeros espaciais.
- Correta. Os compostos I e III são isômeros constitucionais de posição.
- Correta. Os compostos III e V não são isômeros, pois não apresentam a mesma fórmula molecular.

Questão 05 – Letra D

Comentário: Os compostos (-) talidomida e (+) talidomida são enantiômeros ou estereoisômeros, ou seja, apresentam atividade óptica em função da quiralidade da molécula. O sinal à frente do nome diferencia esses isômeros quanto ao sentido de desvio da luz plano polarizada.

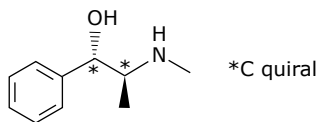
Questão 06 – Letra C

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- Correta. Metameria se trata da posição de um heteroátomo na cadeia carbônica. Os compostos apresentados possuem o grupo carbonila de ésteres em posições diferentes, sendo classificados como metâmeros.
- Correta. Isômeros ópticos são compostos em que um é imagem especular do outro, como pode ser observado no par de isômeros descritos.
- Incorreta. O par de compostos apresentados não representa isômeros, pois apresenta diferentes fórmulas moleculares.
- Correta. Tautomeria é um caso de isomeria constitucional em que os isômeros coexistem em equilíbrio e ocorre principalmente entre aldeído e enol e entre cetona e enol. O par de isômeros corresponde a um aldeído e um enol.
- Correta. A existência de ligação dupla C=C pode originar isômeros, dependendo dos ligantes presentes. A diferença entre os isômeros *cis-trans* está na disposição dos grupos ligados aos carbonos da dupla-ligação, que necessariamente devem ser ligantes diferentes entre si. O par de isômeros corresponde ao *cis*-dicloroeteno e ao *trans*-dicloroeteno.

Questão 07 – Letra D

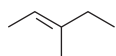
Comentário: O composto pseudoefedrina apresenta dois átomos de carbono quiral e, portanto, $2^2 = 4$ isômeros opticamente ativos.



Questão 08 – Letra D

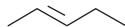
Comentário: Compostos que apresentam estereoisomeria se diferem apenas pela configuração espacial de suas moléculas. A isomeria óptica é um caso de estereoisomeria que ocorre em compostos formados por moléculas assimétricas, que possuem pelo menos um átomo de carbono ligado a quatro grupos diferentes entre si. A isomeria geométrica, ou isomeria cis-trans, é um outro caso de estereoisomeria que ocorre em compostos cíclicos ou em compostos com dupla-ligação entre carbonos em que os ligantes de um dos carbonos da dupla-ligação são diferentes entre si (estes podem ser iguais aos ligantes do outro carbono) e também em compostos cíclicos que apresentam pelo menos dois carbonos com ligantes diferentes. Para resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas:

A) Incorreta.



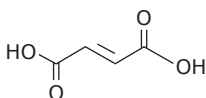
Apresenta isomeria geométrica (cis-trans).

B) Incorreta.



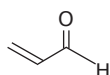
Apresenta isomeria geométrica (cis-trans).

C) Incorreta.



Apresenta isomeria geométrica (cis-trans).

D) Correta.



Não apresenta isomeria geométrica ou óptica.

E) Incorreta.



Apresenta isomeria geométrica (cis-trans).

Exercícios Propostos

Questão 01 – Letra C

Comentário: A isomeria geométrica só ocorre em compostos com dupla-ligação entre carbonos e em compostos cíclicos. Nos compostos com dupla-ligação é necessário que os ligantes a um dos carbonos dessa dupla-ligação sejam diferentes entre si (estes podem ser iguais aos ligantes do outro carbono). Já para os compostos cíclicos, o ciclo deverá possuir dois carbonos com ligantes diferentes entre si, havendo a possibilidade de esses serem iguais aos ligantes do outro carbono. Entre os compostos apresentados, somente as estruturas 2, 3 e 4 apresentam essas características.

Questão 02 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- Incorreta. Os compostos 1 e 2 não são isômeros, pois apresentam fórmulas moleculares diferentes (composto 1: $C_9H_{12}O$ e composto 2: $C_{10}H_{14}O_2$).
 - Incorreta. Os compostos 2 e 3 não são isômeros, pois apresentam fórmulas moleculares diferentes (composto 2: $C_{10}H_{14}O_2$ e composto 3: $C_{11}H_{16}O_3$).
 - Correta. O composto 3 não possui carbono quiral.
 - Incorreta. O composto 1 não admite possibilidade de isomeria cis-trans.
 - Correta. Os compostos 2 e 3 não são isômeros, pois apresentam fórmulas moleculares diferentes (composto 2: $C_{10}H_{14}O_2$ e composto 3: $C_{11}H_{16}O_3$).
- Logo, a alternativa correta é a E.

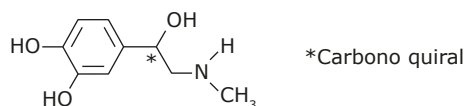
Questão 03 – Letra B

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- Falsa. As moléculas I e II não apresentam a mesma fórmula molecular e, portanto, não são isômeros.
- Verdadeira. As moléculas II e III são isômeras de posição, variando a posição dos átomos de bromo na cadeia principal. A molécula I pode apresentar isomeria geométrica cis-trans, pois há ligantes diferentes em dois carbonos do ciclo.
- Falsa. As moléculas I e III não são isômeros, pois apresentam fórmulas moleculares diferentes. A molécula IV pode apresentar isomeria geométrica, pois apresenta ligantes diferentes nos carbonos da ligação dupla.
- Falsa. As moléculas I e IV apresentam fórmula molecular $C_3H_4Br_2$ e, portanto, são isômeros.

Questão 04 – Letra C

Comentário: Para apresentar isomeria óptica, o composto deve possuir centro quiral (carbono assimétrico). Dentre os compostos apresentados, o único que possui essa característica é o que está representado na alternativa C, em que o carbono quiral está destacado com um asterisco na representação a seguir.



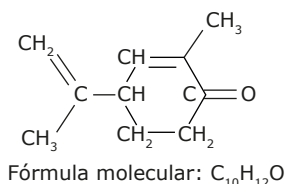
Questão 05 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

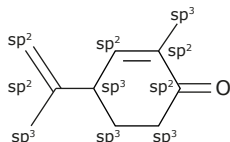
- Incorreta. As ligações duplas não estão todas conjugadas entre si, uma vez que não há alternância entre ligação simples e dupla na molécula.
- Incorreta. Há uma única ligação dupla com isomeria geométrica, que está destacada na estrutura a seguir. A outra ligação dupla presente entre carbonos não configura isomeria geométrica porque os ligantes a um dos carbonos são iguais.



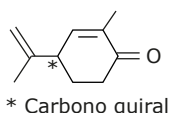
- C) Incorreta. A fórmula molecular do composto é $C_{10}H_{12}O$, como verifica-se na estrutura a seguir em que foram evidenciados todos os átomos constituintes da molécula.



- D) Incorreta. Há cinco carbonos com hibridização sp^2 , destacados na estrutura representada a seguir:



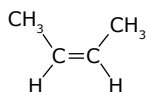
- E) Correta. O composto apresenta um carbono assimétrico (quiral), destacado na imagem a seguir:



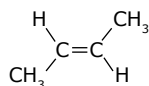
Questão 06

Comentário: O alceno de menor massa molecular e que apresenta isomeria geométrica é o buteno $CH_3-CH=CH-CH_3$.

- A) As estruturas dos isômeros cis e trans são:



Cis-2-buteno



Trans-2-buteno

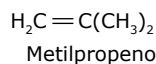
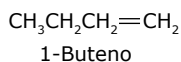
- B) As estruturas dos isômeros constitucionais são:



Ciclobutano

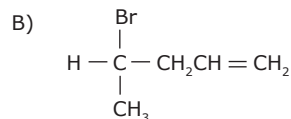
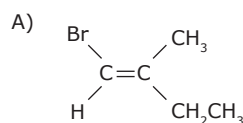


Metilciclopropano



Questão 07

Comentário: A isomeria cis-trans ocorre em compostos cíclicos que apresentam pelo menos dois carbonos com ligantes diferentes ou em compostos com dupla-ligação entre carbonos em que os ligantes de um dos carbonos da dupla-ligação são diferentes entre si (estes podem ser iguais aos ligantes do outro carbono). A atividade óptica é observável em compostos que possuam moléculas assimétricas, ou seja, que apresentam pelo menos um átomo de carbono ligado a quatro grupos diferentes entre si. Dessa forma, temos:



Questão 08 – Letra B

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- I. Incorreta. A molécula é polar devido à presença de átomos de O e Cl, que são mais eletronegativos que os demais átomos e por isso polarizam a molécula.
- II. Incorreta. O carbono 1 possui uma carbonila que caracteriza aldeído, pois o grupo carbonila está localizado na extremidade da cadeia carbônica.
- III. Correta. O carbono 2 possui quatro grupos ligantes diferentes, o que caracteriza um carbono quiral.
- IV. Incorreta. O carbono 1 apresenta hibridização sp^2 , pois apresenta dupla-ligação. Os carbonos 2 e 3 possuem hibridização sp^3 por realizarem apenas ligações simples.
- V. Correta. A molécula não possui isômero geométrico porque não apresenta dupla-ligação entre carbonos em sua estrutura.
- VI. Correta. Devido ao fato de ser uma molécula polar, as interações intermoleculares realizadas são do tipo dipolo-dipolo.

Questão 09 – Letra B

Comentário: A numeração dos átomos de carbono se inicia no carbono do grupo carboxila. De acordo com a ilustração da estrutura da molécula, os átomos de carbono de ligações duplas possuem configuração geométrica cis, pois os átomos de H e eles ligados estão dispostos para o mesmo lado de uma linha imaginária que passa pela dupla-ligação. Nesse composto, há 18 átomos de carbono e ligação dupla nos carbonos 9, 12 e 15. Por fim, a nomenclatura de ácidos carboxílicos termina com sufixo oico. Juntando todas essas informações, o nome do composto é ácido *cis,cis,cis*-9,12,15-octadecatrienoico.

Questão 10 – Letra A

Comentário: Analisando-se a configuração de cada composto, observa-se que:

- Os hidrogênios (ligantes de menor massa) ligados aos carbonos da dupla-ligação em (I) ficam em um mesmo lado do plano determinado por essa ligação. Logo, a geometria apresentada é cis.
- Os hidrogênios (ligantes de menor massa) ligados aos carbonos da dupla-ligação em (II) ficam em lados opostos do plano determinado por essa ligação. Logo, a geometria apresentada é trans.
- A função circulada em (III) apresenta H ligado diretamente à carbonila, o que caracteriza a função aldeído.

Questão 11 – Letra E

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das alternativas.

- Incorreta. O conjunto (II) é formado por um álcool e um éter, sendo ambos isômeros de função (fórmula molecular C_7H_8O).
- Incorreta. O conjunto (I) é formado por um mesmo composto, pertencente à função haleto.
- Incorreta. O conjunto (II) é formado por um álcool aromático e um éter aromático, sendo ambos isômeros de função.
- Incorreta. O conjunto (III) é formado por dois ácidos carboxílicos, sendo ambos isômeros ópticos (fórmula molecular $C_3H_6O_3$).
- Correta. O conjunto (II) é formado por um álcool aromático e um éter aromático, sendo ambos isômeros de função (fórmula molecular C_7H_8O).

Questão 12 – F V F V F V V

Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada um dos itens.

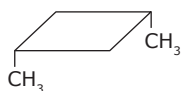
- Falso. A estrutura do 2-metil-1,3-butadieno é



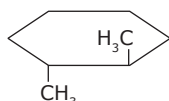
Esse composto não possui isômeros geométricos, pois, em cada ligação dupla, somente um dos carbonos apresenta dois grupos ligantes diferentes.

- Verdadeiro. Nos compostos cíclicos, não existe a possibilidade de um movimento de rotação livre dos átomos de carbono que compõem o ciclo. Assim, a condição para a ocorrência de isomeria, nesses compostos, é que pelo menos dois carbonos do ciclo apresentem grupos ligantes diferentes.
- Falso. Os compostos a seguir não são isômeros, pois não possuem a mesma fórmula molecular.

1,2-dicloroeteno	1,2-dicloroetano
$ClHC=CHCl$	ClH_2C-CH_2Cl
$C_2H_2Cl_2$	$C_2H_4Cl_2$
- Verdadeiro. Um alceno deve possuir, no mínimo, quatro átomos de carbono para apresentar isomeria geométrica.
- Falso. Os isômeros geométricos possuem propriedades físicas diferentes, sendo o isômero trans o mais estável.
- Verdadeiro. Os compostos a seguir são cíclicos e apresentam isomeria cis-trans, sendo o primeiro um isômero cis e o segundo um isômero trans.



cis



trans

- Verdadeiro. *vide* resolução do item anterior.

Questão 13 – Soma = 30

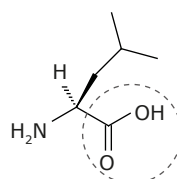
Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- Incorreta. O propanol e o propanal não são isômeros, pois o propanol possui fórmula molecular C_3H_8O e o propanal possui fórmula molecular C_3H_6O .
- Correta. O butan-1-ol e o éter dietílico possuem a mesma fórmula molecular $C_4H_{10}O$ e funções diferentes, sendo o primeiro um álcool e o segundo, um éter. A propanona e o propanal também possuem a mesma fórmula molecular C_3H_6O , sendo a propanona uma cetona e o propanal, um aldeído. O ciclopropano e o alceno são isômeros de fórmula molecular C_3H_6 , sendo um cicloalcano e um alceno, respectivamente. Os álcoois isopropanol e n-propanol não são isômeros funcionais porque possuem a mesma função orgânica. Os éteres éter dietílico e o metoxipropano também não constituem isômeros funcionais porque pertencem à mesma função orgânica.
- Correta. Apenas o 1,2-dicloroeteno pode apresentar isômeros geométricos porque possui carbono que realiza dupla-ligação e ligantes diferentes em cada um desses carbonos.
- Correta. Butan-1-ol e éter dietílico são isômeros funcionais de fórmula molecular $C_4H_{10}O$. O mesmo pode ser observado para os compostos butan-1-ol e metoxipropano. Os compostos éter dietílico e metoxipropano são metâmeros de fórmula $C_4H_{10}O$, pois a posição do átomo de O é diferente em cada um desses compostos.
- Correta. Nenhum dos compostos apresenta carbono quiral, com quatro grupos ligantes diferentes e, por isso, não constitui isômeros ópticos.

Questão 14 – Soma = 18

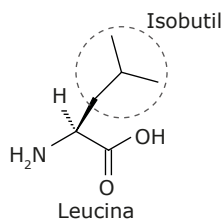
Comentário: Para a resolução dessa questão, analisaremos cada uma das afirmativas.

- Falsa. Os aminoácidos apresentam a função ácido carboxílico e, portanto, apresentam o grupo funcional carboxila.

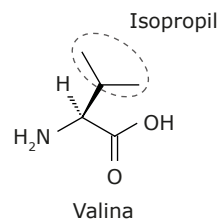


Carboxila

- Verdadeira. A leucina apresenta o grupo isobutil e a valina, o grupo isopropil, destacados nas estruturas a seguir.

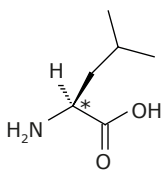


Leucina

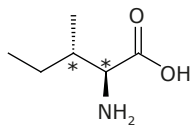


Valina

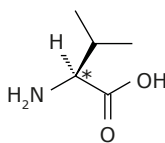
04. Falsa. Cada um dos aminoácidos apresenta um centro quiral, à exceção da isoleucina, que apresenta dois centros quirais.



Leucina



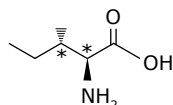
Isoleucina



Valina

*Centros quirais

08. Falsa. A isoleucina apresenta dois centros quirais e, portanto, $2^2 = 4$ isômeros ópticos.



Isoleucina

*Centros quirais

16. Verdadeira. A leucina e a isoleucina são isômeros constitucionais de posição, apresentando a mesma fórmula molecular ($C_6H_{13}NO_2$).

Questão 15 – Letra B

Comentário: A quantidade de estereoisômeros de uma molécula é igual a 2^n , em que n representa a quantidade de carbonos assimétricos na molécula, que são os carbonos que apresentam quatro ligantes diferentes. O aspartame apresenta em sua estrutura dois carbonos assimétricos, portanto, o número de estereoisômeros é igual a $2 \cdot 2 = 4$. De acordo com o enunciado da questão, a mistura é composta por iguais quantidades dos estereoisômeros. Logo, o percentual do aspartame é:

$$\begin{aligned} 4 \text{ estereoisômeros} & \text{ ————— } 100\% \\ 1 \text{ estereoisômero} & \text{ ————— } x \\ x & = 25\% \end{aligned}$$

Questão 16 – Letra E

Comentário: Antípodas ópticos, como o ácido d-tartárico e o ácido l-tartárico, apresentam as constantes físicas densidade, temperatura de fusão e de ebulição e solubilidade iguais. A propriedade física que distingue os enantiômeros é o desvio do plano da luz polarizada. Eles apresentam poder rotatório de valor absoluto igual, porém com sinais opostos. Possuem também atividades biológicas distintas, já que a orientação espacial de uma molécula é importante na interação com o seu receptor biológico. Por isso, todas as afirmações estão corretas.

Seção Enem

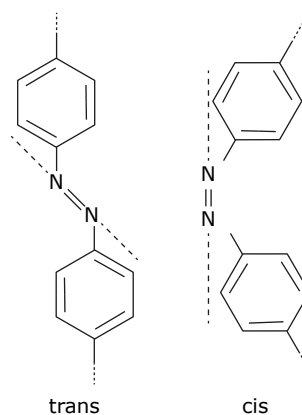
Questão 01 – Letra B

Eixo cognitivo: III

Competência de área: 5

Habilidade: 17

Comentário: Conforme ilustrado na figura, verifica-se que a conformação espacial das ligações N=N é alterada pela incidência de luz. Inicialmente, a cadeia do polímero possui configuração trans na ligação N=N. Após a incidência de luz, a configuração na ligação N=N é cis. Percebe-se que na isomerização, a forma cis é mais compacta do que a trans.



trans

cis

Questão 02 – Letra E

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 25

Comentário: A substância bombicol apresenta estereoisomeria geométrica (cis / trans) devido à presença de grupos ligantes diferentes dos átomos de carbono que estabelecem ligações covalentes duplas. Entre as alternativas, a substância utilizada no controle do inseto *Scrobipalpuloidea absoluta* também obedece às condições necessárias para apresentar estereoisomeria geométrica.

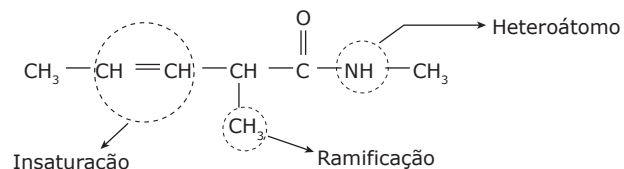
Questão 03 – Letra B

Eixo cognitivo: I

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: Uma molécula quiral, ou seja, que possui carbono assimétrico, cuja cadeia carbônica é insaturada, heterogênea e ramificada está representada na letra B:



Questão 04 – Letra D

Eixo cognitivo: II

Competência de área: 7

Habilidade: 24

Comentário: Os enantiômeros são moléculas que correspondem a imagens no espelho uma da outra e não são sobreponíveis, nem por rotação, nem por translação. A mistura de enantiômeros numa solução é denominada mistura racêmica.

Em organismos vivos, os enantiômeros produzem atividade biológica distinta. O caso citado no texto é conhecido como os "filhos da talidomida", em que esta substância possui enantiômeros com propriedades distintas: um que controla os enjoos e outro teratogênico (enantiômeros).

Portanto, a má-formação congênita ocorre porque esses enantiômeros interagem de maneira distinta com o organismo.



Rua Diorita, 43 - Prado

Belo Horizonte - MG

Tel.: (31) 3029-4949

www.bernoulli.com.br/sistema