



**SALVAGUARDA**



# **RESOLUÇÃO COMENTADA**

**A**

**C**

**B**

**D**

**E**



## Resolução comentada da lista de Julho - Química

Algumas questões necessitam de bom entendimento de funções orgânicas, por isso, deixamos um mapa mental com as principais para facilitar sua fixação: [Link do MM - Funções Orgânicas](#)

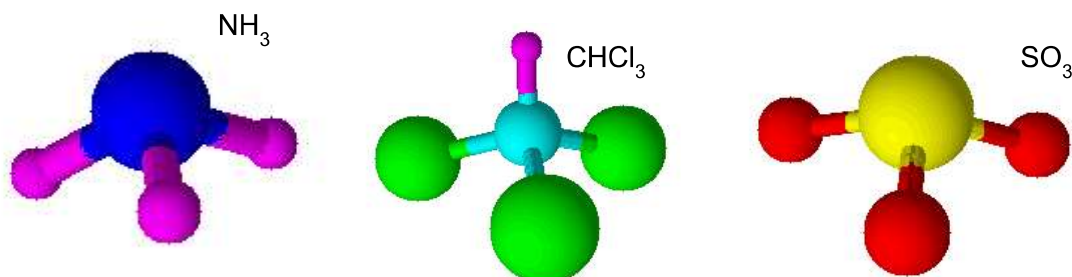
### Gabarito:

1 - B	2 - E	3 - B	4 - E	5 - B	6 - D	7 - C	8 - D	9 - B	10 - E	11 - B
12 - E	13 - B	14 - E	15 - B	16 - B	17 - C	18 - B	19 - B	20 - C	21 - E	22 - C

### Questão 1

Resposta correta: **B**

Entenda:



$\text{NH}_3$  (Amônia)

Geometria: O nitrogênio central está ligado a três átomos de hidrogênio e possui um par de elétrons solitários. Isso causa uma repulsão que empurra os átomos de hidrogênio para formar uma estrutura piramidal.

Polaridade: A molécula é polar devido à diferença de eletronegatividade entre o nitrogênio (mais eletronegativo) e os hidrogênios (menos eletronegativos). A distribuição assimétrica dos elétrons devido ao par de elétrons solitários contribui para um momento dipolar resultante.

$\text{CHCl}_3$  (Clorofórmio)

Geometria: O carbono central está ligado a um átomo de hidrogênio e três átomos de cloro, formando uma geometria tetraédrica.

Polaridade: A molécula é polar porque os átomos de cloro são mais eletronegativos que o átomo de hidrogênio, criando uma distribuição desigual de cargas elétricas e resultando em um momento dipolar.

$\text{SO}_3$  (Trióxido de enxofre)

Geometria: Trigonal plana. O enxofre central está ligado a três átomos de oxigênio, e todos os átomos estão em um mesmo plano.

Polaridade: A molécula é apolar porque, apesar de cada ligação S=O ser polar, a simetria trigonal plana da molécula faz com que os momentos dipolares individuais se cancelem mutuamente, resultando em um momento dipolar líquido de zero.

### Questão 2

Resposta correta: **E**

#### Entenda:

Para determinar quais moléculas são polares, é importante considerar a geometria molecular e a diferença de eletronegatividade entre os átomos. Vamos analisar cada uma:

I. Metano (CH<sub>4</sub>): A molécula é tetraédrica, e os átomos de hidrogênio são distribuídos simetricamente em torno do carbono. A diferença de eletronegatividade entre carbono e hidrogênio é pequena, tornando a molécula apolar.

II. Monoclorometano (CH<sub>3</sub>Cl): O cloro é mais eletronegativo que o carbono, o que cria um dipolo na molécula. A molécula tem uma estrutura assimétrica, tornando-se polar.

III. Diclorometano (CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>): O cloro é mais eletronegativo que o carbono, e a molécula tem uma estrutura angular. A diferença de eletronegatividade e a geometria levam a molécula a ser polar.

IV. Triclorometano (CHCl<sub>3</sub>): Semelhante ao diclorometano, o cloro é mais eletronegativo que o carbono, e a estrutura é angular, tornando a molécula polar.

V. Tetraclorometano (CCl<sub>4</sub>): A molécula é tetraédrica, mas todos os átomos de cloro são distribuídos de maneira simétrica em torno do carbono. A diferença de eletronegatividade entre carbono e cloro é significativa, mas a simetria da molécula a torna apolar.

### Questão 3

Resposta correta: **B**

#### Entenda:

A polaridade de uma molécula é determinada principalmente pela sua geometria molecular e pela diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos. Vamos analisar as duas moléculas mencionadas:

OF<sub>2</sub> (Dióxido de flúor): O oxigênio é mais eletronegativo que o flúor, e a molécula tem uma geometria angular devido aos pares de elétrons não compartilhados no oxigênio. Isso cria uma distribuição desigual de carga, tornando a molécula polar.

BeF<sub>2</sub> (Fluoreto de berílio): O berílio forma uma molécula linear com os átomos de flúor, e apesar da alta eletronegatividade do flúor, a geometria linear resulta em uma distribuição simétrica da carga, tornando a molécula apolar.

#### Questão 4

Resposta correta: **E**

#### Entenda:

Molécula A: Sua geometria é tetraédrica e possui quatro ligantes idênticos, o que a torna uma molécula apolar.

Molécula B: Trata-se de uma molécula linear com dois átomos idênticos ligados ao átomo central. A geometria linear e a simetria resultante fazem com que essa molécula seja apolar.

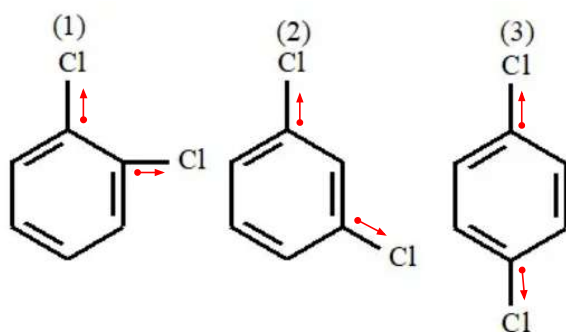
Molécula C: Apresenta uma geometria angular, com dois átomos idênticos ligados ao átomo central. Devido à geometria angular e à presença de pares de elétrons não compartilhados, a molécula é polar.

Molécula D: É diatômica, formada por dois átomos de elementos diferentes, o que resulta em uma molécula polar.

#### Questão 5

Resposta correta: **B**

#### Entenda:



Somente o composto 3 possui simetria na disposição dos grupos substituintes, tornando-o apolar. Os compostos 1 e 2 são polares porque as posições dos átomos de cloro não equilibram suas eletronegatividades. Veja os vetores na figura ao lado.

#### Questão 6

Resposta correta: **D**

#### Entenda:

Tipo de Ligação:

Covalente Polar: Cada ligação entre o carbono (C) e o oxigênio (O) no  $\text{CO}_2$  é uma ligação covalente dupla. Embora o oxigênio seja mais eletronegativo que o carbono, e cada ligação individual seja polar, a molécula é linear. Isso resulta em uma distribuição simétrica dos dipolos, cancelando-se mutuamente. Portanto, a molécula como um todo é apolar, mas as ligações individuais são covalentes polares.

Tipo de Forças Intermoleculares:

Forças de Van der Waals: Essas forças, também conhecidas como forças de dispersão, atuam entre todas as moléculas, incluindo as apolares. No caso do  $\text{CO}_2$ , que é uma molécula apolar globalmente, as forças intermoleculares são as forças de Van der Waals, que são relativamente fracas em comparação com outras interações.

### Questão 7

Resposta correta: **C**

#### Entenda:

A sequência correta para os termos relacionados às afirmações é:

(2) Interações íon-dipolo: Estas interações ocorrem entre íons (como  $K^+$  e  $Na^+$ ) e moléculas polares (como a água). Quando sais como KCl ou Na se dissolvem em água, os íons interagem com os dipolos da água, formando interações íon-dipolo.

(1) Ligações de hidrogênio: Este tipo de interação ocorre quando átomos de hidrogênio estão covalentemente ligados a átomos altamente eletronegativos, como flúor, oxigênio ou nitrogênio. Essas ligações são responsáveis pela interação forte entre moléculas, como a água ou o DNA. A frase "Podem ocorrer quando elementos com eletronegatividade elevada estão ligados covalentemente com o átomo de hidrogênio" descreve precisamente essa situação.

(4) Interações dipolo-dipolo: Estas interações ocorrem entre moléculas polares onde os dipolos permanentes de diferentes moléculas interagem. Por exemplo, em uma solução de acetona (propanona) dissolvida em etanoato de etila, as moléculas polares interagem por meio de seus dipolos, formando interações dipolo-dipolo.

(3) Forças de London: Também conhecidas como forças de dispersão, estas interações ocorrem entre moléculas não polares e são geralmente fracas. Elas são resultantes de dipolos temporários induzidos que ocorrem devido ao movimento dos elétrons em torno dos átomos. A frase "Ocorrem entre compostos não polares, sendo esta uma interação bastante fraca" descreve corretamente as forças de London.

### Questão 8

Resposta correta: **D**

#### Entenda:

I - A tensão superficial resulta das forças de coesão entre as moléculas de um líquido, que são mais intensas na superfície devido à ausência de moléculas adjacentes em todas as direções, fazendo com que a superfície se comporte como uma película elástica.

III - A sacarose se dissolve bem em água devido à formação de ligações de hidrogênio entre os grupos hidroxila da sacarose e as moléculas de água, permitindo uma mistura homogênea.

II - Esta afirmação está incorreta, pois a adição de um soluto não altera o tipo de interação intermolecular (ligações de hidrogênio) entre as moléculas de água, apenas reduz a pressão de vapor ao diminuir a quantidade de moléculas de água na superfície.

### Questão 9

Resposta correta: **B**

**Entenda:**

A atração das ligações de hidrogênio, tanto da água quanto do álcool, permitem a interação entre essas moléculas, o que resulta na grande solubilidade de álcool na água.

\*Os átomos que devem estar ligados ao Hidrogênio para formar uma ligação de Hidrogênio são: Nitrogênio, Flúor e Oxigênio.

### Questão 10

Resposta correta: **E**

**Entenda:**

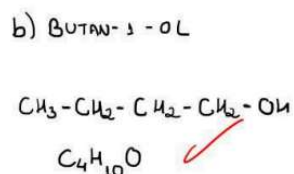
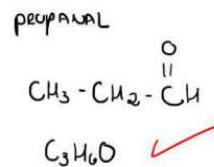
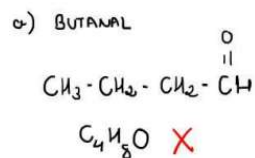
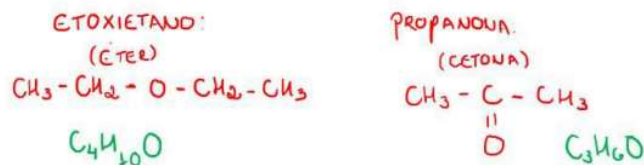
Por causa das ligações de hidrogênio presentes na glicerina e no polietilenoglicol, as moléculas da água são atraídas, já que elas também podem formar ligações de hidrogênio.

### Questão 11

Resposta correta: **B**

**Entenda:**

Isômeros funcionais: mesma fórmula molecular, com diferentes funções

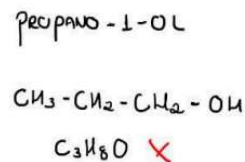


PROPANAL

JÁ FIZEMOS NO ITEM a ✓

c) BUTANAL

JÁ FIZEMOS NO ITEM a X



d) BUTAN-1-OL

JÁ FIZEMOS NO ITEM b ✓

PROPANO-1-OL

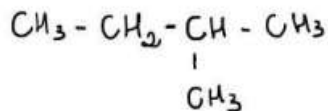
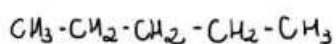
JÁ FIZEMOS NO ITEM c X

**Questão 12**

Resposta correta: E

Entenda:

I) n-PENTANO      METILBUTANO



4

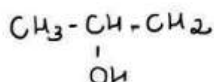
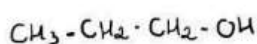
ISÔMEROS DE CADEIA

↳ MESMA FUNÇÃO

↳ MESMO NÚMERO DE ÁTOMOS

↳ CADEIAS DISTINTAS (FÓRMULA ESTRUTURAL DIFERENTES)

II) PROPANOL-1      E      PROPANOL-2



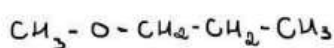
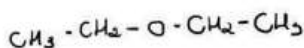
3

ISÔMEROS DE POSIÇÃO

↳ MESMA FUNÇÃO → GRUPO FUNCIONAL EM POSIÇÕES DIFERENTES

↳ MESMO NÚMERO DE ÁTOMOS

III) ETÓXI-ETANO      E      METÓXI-PROPANO



2

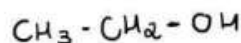
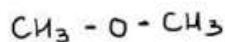
ISÔMEROS DE COMPENSAÇÃO

↳ HETEROÁTOMO EM POSIÇÕES DISTINTAS  
(OXIGÊNIO)

MESMA FUNÇÃO

MESMO NÚMERO DE  
ÁTOMOS

IV) METÓXI-METANO      E      ETANOL



1

ISÔMEROS FUNCIONAIS

↳ MESMO NÚMERO DE ÁTOMOS

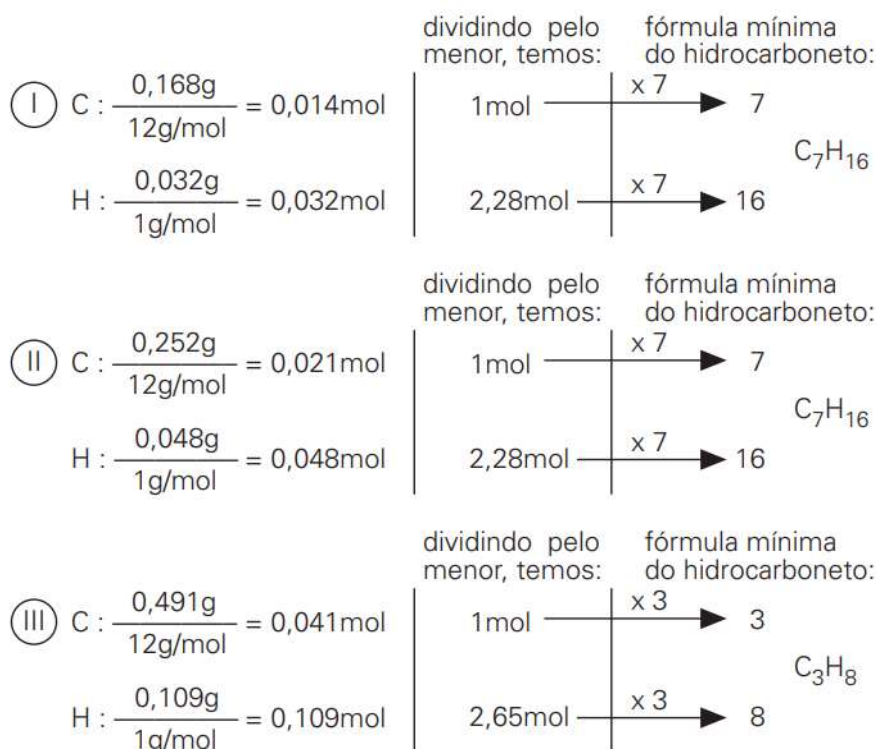
↳ FUNÇÕES DISTINTAS

### Questão 13

Resposta correta: **B**

**Entenda:**

Para resolver essa questão, o jeito mais rápido e confiável é determinar a fórmula mínima do hidrocarboneto de cada amostra. Se a fórmula mínima for igual, provavelmente os hidrocarbonetos serão isômeros; se a fórmula mínima for diferente, não serão isômeros.

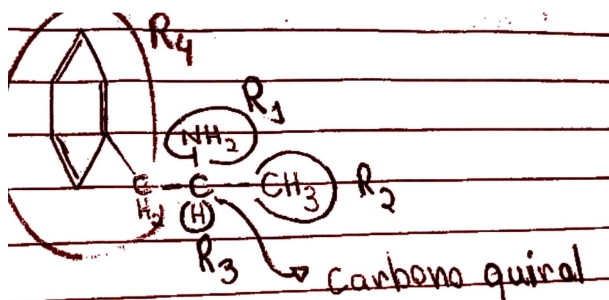


### Questão 14

Resposta correta: **E**

**Entenda:**

a) Incorreto, pois a isomeria geométrica ocorre apenas em alcenos e cicloalcanos, além disso, temos que deve existir ao menos um C = C em que os carbonos estão ligados a dois elementos diferentes, características estas que não há na fórmula estrutural da anfetamina.



b) Incorreto, visto que ao contarmos os átomos do composto, chegamos a um total de 23 átomos.

c) Incorreto, pois o grupo amida diz respeito ao Nitrogênio ligado a um C = O. Na fórmula estrutural do composto, temos que o grupo funcional que o nitrogênio desempenha é o de uma amina primária (quando o nitrogênio está ligado a dois hidrogênios e a um carbono).



O conceito de superponível pode ser entendido pelo exemplo a seguir:



d) Incorreto, o composto apresenta um carbono quiral (carbono que está ligado a quatro elementos diferentes).

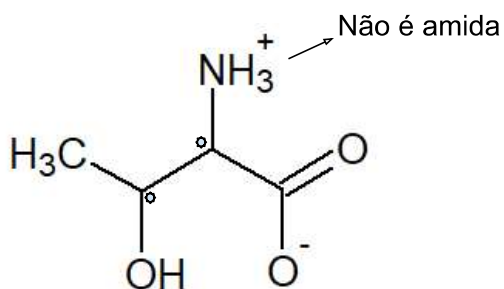
e) Correto, o composto possui isomeria óptica, visto que sua imagem especular não é sobreponível à sua fórmula estrutural, isto é, se colocarmos sua imagem sobre a fórmula do composto teremos que os átomos não irão ficar um sobre os outros.

### Questão 15

Resposta correta: **B**

**Entenda:**

Para visualizar melhor a molécula, é melhor desenhá-la com na estrutura de linhas.



Os carbonos identificados por “círculo” são carbonos quirais.

Lembre-se: Carbono quiral é um átomo de carbono ligado a quatro grupos diferentes, criando moléculas que têm formas não sobreponíveis, chamadas enantiômeros. Carbonos insaturados não podem ser quirais.

### Questão 16

Resposta correta: **B**

**Entenda:**

a) a queima da parafina: A queima da parafina é um processo de combustão, e é o exemplo de processo mais comum quando falamos sobre processos exotérmicos. Por isso, esta alternativa é FALSA.

b) a vaporização da água: para ocorrer a vaporização da água é necessário que ela mude de estado físico, ou seja, saia do estado líquido para o gasoso (vapor). E para isso nós temos que fornecer calor, por exemplo, para ferver a água no fogão nós fornecemos a chama, então ela absorve essa energia em forma de calor, e isso caracteriza um processo endotérmico. Portanto, essa alternativa é verdadeira.

c) combustão do álcool: Mais um exemplo de combustão, leu essa palavra já sabe o processo libera calor, portanto, processo exotérmico. Por isso, a alternativa é FALSA.

d) formação de um iceberg: Esse processo já é um pouco mais difícil de visualizar, mas vamos fazer uma analogia com ferver a água no fogão, se para ferver a água nós fornecemos energia, então para ir pro lado contrário que seria congelar a água, ela é quem forneceria o calor, que é o caso aqui, o processo libera calor, ou seja, é um processo exotérmico. Por isso, a alternativa é FALSA.

e) O valor de  $\Delta H$  depende do estado físico: Para responder essa nós podemos olhar as alternativas anteriores que destrinchamos, temos sim processos de mudança de estado físico, como por exemplo, a vaporização da água e a formação de icebergs, mas também temos processo que não dependem do estado, nesse caso temos a combustão, que é um processo irreversível, não um estado que vai e volta dependendo dos parâmetros, portanto, só aqui já vemos que a alternativa é FALSA. E além desses exemplos tem muitas outras circunstâncias que vão definir o valor de  $\Delta H$ .

### Questão 17

Resposta correta: **C**

#### Entenda:

I) o calor da reação depende apenas dos estados iniciais e finais do processo: Nós podemos checar se é verdadeiro ou falso apenas olhando a equação, os únicos componentes que temos quando vamos calcular a entalpia são fatores finais e iniciais, então sim, essa afirmação é VERDADEIRA.

II) as equações termoquímicas podem ser somadas como se fossem equações matemáticas: A soma de equações é uma prática comum nos estudos da termoquímica, é possível determinar valores de  $\Delta H$  de reações através desse método, então sim, essa afirmação é VERDADEIRA.

III) Podemos inverter uma equação termoquímica desde que se inverta o sinal de  $\Delta H$ : Novamente, uma prática muito comum no estudo da termoquímica, quando estamos somando as equações podemos definir o caminho da reação, invertendo podemos escolher entre exotérmico ou endotérmico, claro, alterando o sinal sempre, sendo assim, essa alternativa é VERDADEIRA.

IV) Se o estado final do processo for alcançado por vários caminhos, o valor de  $\Delta H$  dependerá dos estados intermediários: Essa afirmação vai contra a afirmação I, temos que lembrar sempre que falamos sobre determinação de  $\Delta H$  é que consideramos apenas os valores finais e iniciais, os estados intermediários são apenas para encontrarmos o caminho, não devem ser levados em conta, por isso, essa afirmação é FALSA.

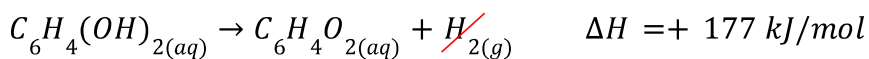
### Questão 18

Resposta correta: **B**

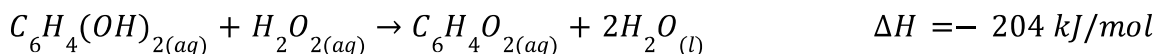
#### Entenda:

Pela Lei de Hess, o calor envolvido em uma reação pode ser expresso pela soma do  $\Delta H$  das etapas.

Assim, para resolver esta questão:



Somar as equações



### Questão 19

Resposta correta: **B**

**Entenda:**

Para determinar a energia liberada pela oxidação de 1,0 grama de glicose, primeiro é necessário calcular a quantidade de matéria dessa massa. Para isso, precisamos encontrar a massa molar da glicose, que é a massa de 1 mol da substância. Sabendo que a oxidação de 1 mol de glicose libera 2.800 quilojoules de energia, podemos então calcular a energia liberada por 1,0 grama de glicose após determinar sua quantidade de matéria.

\*A massa é aproximadamente 180g

Agora, conhecendo a massa molar da glicose, podemos determinar a quantidade de matéria (em mols) utilizando a fórmula:  $n = \text{massa}/\text{massa molar}$

Aplicando a fórmula:

$$1\text{g}/180\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 5,55 \times 10^{-3} \text{ mols de glicose}$$

Com essa quantidade de matéria, podemos determinar a energia liberada na oxidação de 1,0 g de glicose através de uma regra de três simples. Sabemos que 1,0 mol de glicose libera 2.800 kJ de energia. Portanto,  $5,55 \times 10^{-3} \text{ mol}$  liberará:  $E = 15,54 \text{ kJ} \approx 15,6 \text{ kJ}$

### Questão 20

Resposta correta: **C**

**Entenda:**

Sabe-se que são liberados -18,8 kJ/g na queima do bio-óleo, gerando dióxido de carbono gasoso e água líquida, portanto, para saber a variação de entalpia para a formação de dióxido de carbono gasoso e água no estado gasoso, basta realizar a diferença entre os dois valores de entalpia presentes no gráfico acima:  $-18,8 - (-2,4) = -16,4 \text{ kJ/g}$ . Note, no entanto, que este valor em kJ está para apenas 1g. Então, para 5g, como pede o enunciado, basta realizar uma regra de três:

$$\begin{array}{l} - 16,4\text{kJ} \longrightarrow 1\text{g} \\ x \longrightarrow 5\text{g} \end{array}$$

$$x = 82 \text{ kJ}$$

### Questão 21

Resposta correta: **E**

#### Entenda:

Para determinar a substância mais energética em 1 kg, devemos encontrar a quantidade de energia por grama. Isso é feito dividindo a energia em kJ/mol pela massa molar (g/mol) da substância. Veja:

$$C_2H_2 \left| \begin{array}{l} -1298 \text{ kJ/mol} \\ MM = 26 \text{ g/mol} \end{array} \right. \rightarrow E = \frac{-1298 \text{ kJ/mol}}{26 \text{ g/mol}} = 49,92 \text{ kJ/g}$$

Para descobrir em kJ/Kg, multiplicamos o resultado por 1000. Temos:  $E = 49.920 \text{ kJ/Kg}$   
Faremos isso para os outros quatro compostos, seguindo o mesmo padrão de cálculos, alterando apenas os valores com base na massa molar e entalpia de cada composto. Os valores finais serão:

51930 kJ/Kg para o Etano

29696 kJ/Kg para o Etanol

121000 kJ/Kg para o Hidrogênio

18000 kJ/Kg para o Metanol

Portanto, a substância mais eficiente para a obtenção de energia, na combustão de 1 kg de combustível é o Hidrogênio por liberar maior Energia.

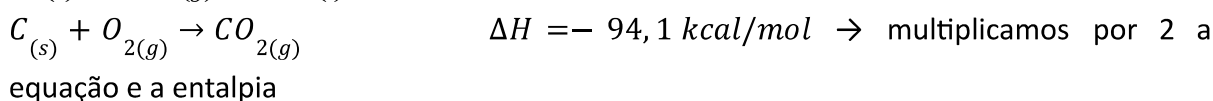
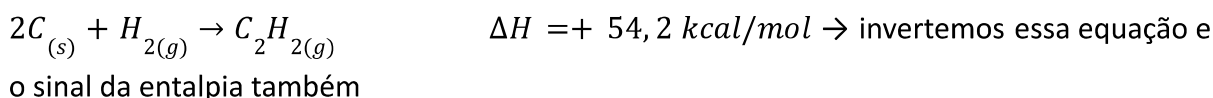
### Questão 22

Resposta correta: **C**

#### Entenda:

Para determinar a diferença da entalpia de combustão de uma reação, utiliza-se a Lei de Hess para obter a reação geral, somando e invertendo equações, se necessário.

\*Na combustão completa, os produtos são sempre CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O.



Somar as equações

