

UNIDADE 1: Termoquímica I

Na natureza existem dois tipos de fenômenos, os físicos e os químicos. Sabemos que os fenômenos químicos envolvem a mudança na composição das substâncias envolvidas enquanto os fenômenos físicos não provocam mudança na composição. Analisando energeticamente os fenômenos podemos definir duas naturezas para os mesmos, ou eles ocorrem absorvendo energia ou ocorrem liberando energia.

A termoquímica é a parte da química que estuda a natureza energética dos fenômenos químicos. Assim, da mesma forma que foi criado o metro para desenvolver a velocidade, ou o quilo para desenvolver o peso, foi necessário criar uma função para desenvolver o estudo da termoquímica, e esta função é chamada de entalpia.

• Entalpia (H)

A entalpia é o conteúdo energético das substâncias, e é chamada de função de estado. Toda função de estado tem como característica principal a não preocupação com o meio da reação, apenas com os estados inicial e final. Logo, a entalpia se preocupará apenas com os estados energéticos inicial e final nas reações químicas. Não há maneira de determinar o conteúdo energético das substâncias, na prática o que se mede é a variação de entalpia (ΔH), através da utilização de calorímetros. A variação de entalpia para uma reação química pode ser calculada com a seguinte fórmula:

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Conforme dito anteriormente, há fenômenos que absorvem energia, nos quais o valor de ΔH é positivo ($\Delta H > 0$), chamados de endotérmicos, e fenômenos que liberam energia, nos quais o valor de ΔH é negativo ($\Delta H < 0$), chamados de exotérmicos.

• ΔH Em Reações Endotérmicas

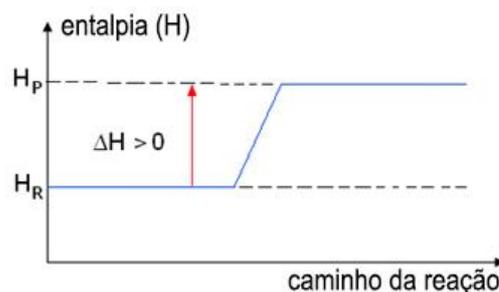
No nosso cotidiano temos diversas aplicações das reações endotérmicas, como por exemplo a bolsa de gelo instantâneo, que desenvolve uma reação entre os seus componentes produzindo uma sensação de frio, ou seja, absorve calor. Desenvolvendo com base na fórmula os fenômenos endotérmicos podemos deduzir uma relação entre a entalpia dos produtos e a entalpia dos reagentes, observe:

$$\Delta H > 0$$

$$H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} > 0$$

$$H_{\text{produtos}} > H_{\text{reagentes}}$$

Pode-se perceber através da relação desenvolvida acima que se a variação de entalpia for positiva a entalpia dos produtos será maior que a entalpia dos reagentes. Podemos também analisar graficamente o processo:



É possível observar que no gráfico há dois patamares. Seguindo pelo caminho da reação, o primeiro, no qual os reagentes encontram-se e o segundo, no qual os produtos encontram-se. Este padrão sempre será seguido. Outra forma de escrever seria reagentes + energia \rightarrow produtos.



• ΔH Em Reações Exotérmicas

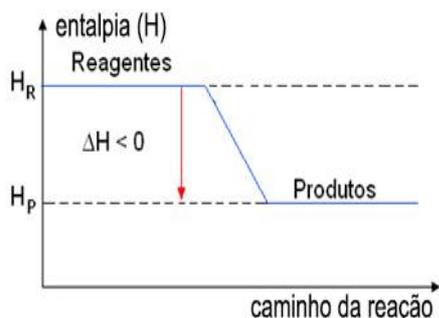
Ao nosso redor temos também uma vasta gama de aplicabilidade para as reações exotérmicas. Para o preparo de comida por exemplo precisamos de uma chama, que nada mais é que uma reação química exotérmica entre o gás de cozinha e o oxigênio do ar. Podemos também desenvolver com base na fórmula os fenômenos exotérmicos para deduzir uma relação entre a entalpia dos produtos e a entalpia dos reagentes, observe:

$$\Delta H < 0$$

$$H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} < 0$$

$$H_{\text{produtos}} < H_{\text{reagentes}}$$

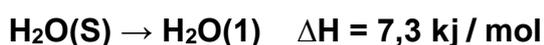
A relação desenvolvida acima demonstra que sempre que a variação de entalpia for negativa a entalpia dos produtos será menor que a entalpia dos reagentes. Podemos também analisar graficamente o processo:



Percebe-se a repetição do padrão, ou seja, o gráfico permite observar os dois patamares, o primeiro, dos reagentes e o segundo, dos produtos. Outra forma de escrever seria reagentes \rightarrow produtos + energia.

• ΔH Nas Mudanças De Estado Físico

Conforme mencionado inicialmente, há fenômenos físicos e químicos. O estudo da variação de entalpia para os fenômenos físicos consiste na análise da troca de calor nas mudanças de estado físico. Sabemos instintivamente que se colocarmos gelo na palma da mão esta ficará mais fria. Isto ocorre pois o gelo (H_2O no estado sólido) encontra-se mais gelado que a palma da mão, e esta portanto perde calor para o mesmo, dando a sensação de frio.



Percebe-se através da representação acima que o fenômeno é endotérmico, ou seja, absorve 7,3 kJ para cada mol (18 g) de água passados do estado sólido para o líquido. Da mesma forma que para 1 mol de água passarem do estado líquido para o estado sólido, o que seria o processo inverso, serão liberados 7,3 kJ:



A entalpia pode receber alguns nomes também. Como entalpia de solidificação (quando a substância passa do estado líquido para o estado sólido), ou entalpia de fusão (quando a substância passa do estado sólido para o líquido).

• Cálculos envolvendo ΔH

Há basicamente três maneiras de calcular a variação de entalpia. A primeira, através da entalpia de formação das substâncias, que é a energia envolvida na formação das substâncias a partir de substâncias simples. A segunda, através da energia de ligação, e a terceira, pela lei de Hess.

A estequiometria nos dá a base para o cálculo envolvendo energia. Note que conforme o exemplo acima representa, a energia está relacionada a uma quantidade de matéria, o mol. Se desejarmos derreter mais do que 1 mol de água no estado sólido, precisamos de mais do que 7,3 kJ. Se por acaso desejássemos derreter 720 g de água, poderíamos calcular a quantidade de calor necessária:

$$1 \text{ mol } H_2O \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 7,3 \text{ kJ}$$

$$18 \text{ g } H_2O \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 7,3 \text{ kJ}$$

$$720 \text{ g } H_2O \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x \text{ kJ}$$

$$x = \frac{720 \cdot 7,3}{18} = 292 \text{ kJ}$$

Vamos utilizar um outro exemplo, uma reação de neutralização ácido-base, que libera energia. Quanto mais ácido e base houver mais energia será liberada, pois a energia é proporcional ao número de mols. Da mesma forma que se a reação for invertida, o sinal para variação de entalpia também será.

• Entalpia-Padrão (H°)

A variação de entalpia para uma substância depende da temperatura, pressão,

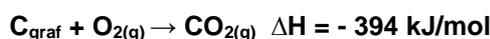


estado físico, do número de mol, e da variedade alotrópica das substâncias envolvidas. Para padronizar então foi criado um referencial, que é a entalpia-padrão. As entalpias então serão sempre avaliadas em relação a uma mesma condição (estado-padrão).

O estado-padrão de uma substância corresponde a forma mais estável da mesma a 1 atm e 25 °C. Por convenção estabeleceu-se também que toda substância simples (substância formada por apenas um tipo de átomo), como O₂, H₂, S_{rômb}, Fe(s), C_{grafite}, N₂ no estado-padrão e na sua forma alotrópica mais estável terá entalpia (H) igual a zero.

• Entalpia De Formação (H_f)

Define-se como entalpia de formação a energia envolvida na formação de 1 mol de determinada substância a partir de substâncias simples no estado-padrão. Também pode ser chamado de calor de formação ou entalpia-padrão de formação. Temos alguns exemplos:



Normalmente os valores de entalpia de formação são apresentados em uma tabela, como está:

Substância	ΔH_f^0 (kJ/mol)
CH ₄ (g)	-74,9
CO ₂ (g)	-394
H ₂ O (g)	-286
C ₂ H ₅ OH (l)	-278
C ₂ H ₆ (g)	-84,5
CaO (s)	-635,5
NaCl (s)	-413
SO ₃ (g)	-396

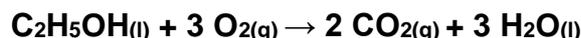
Tabela 1: Entalpia de formação para diversas substâncias

Utilizaremos alguns dados desta tabela para fazer dois exemplos envolvendo as relações entre a variação de entalpia e as entalpias de formação de reagentes e produtos.

• Cálculo do ΔH a Partir das Entalpias de Formação (H_f)

Vamos a um exemplo no qual calcularemos a variação de entalpia para uma reação (mais especificamente uma reação de

combustão) a partir das entalpias de formação das substâncias envolvidas:



Aplicando a fórmula temos que:

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = (2 \cdot (H_{f_{\text{CO}_2}}^0 + 3 \cdot H_{f_{\text{H}_2\text{O}}}^0)) - (H_{f_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}}^0)$$

$$\Delta H = (2 \cdot (- 394) + 3 \cdot (- 286)) - (-278)$$

$$\Delta H = - 1646 + 278 = - 1368 \text{ kJ / mol}$$

A partir deste resultado pode-se confirmar que a reação de combustão do etanol (C₂H₅OH) é exotérmica, ou seja, libera energia. Lembre-se que a entalpia-padrão de formação do oxigênio é zero pois substâncias simples no estado-padrão e na sua forma alotrópica mais estável tem entalpia igual a zero.

Agora vamos a um exemplo no qual calcularemos a entalpia de formação de uma substância a partir da entalpia de formação das outras substâncias envolvidas e da variação de entalpia da reação:



Aplicando a fórmula temos que:

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = (H_{f_{\text{CaO}}}^0 + H_{f_{\text{CO}_2}}^0) - (H_{f_{\text{CaCO}_3}}^0)$$

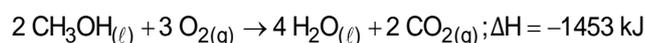
$$177,5 = (- 635,5 - 394) - (H_{f_{\text{CaCO}_3}}^0)$$

$$(H_{f_{\text{CaCO}_3}}^0) = - 177,5 - 1029,5 = - 1207 \text{ kJ / mol}$$



ATIVIDADES PROPOSTAS

01. O metanol é um álcool utilizado como combustível em alguns tipos de competição automotiva, por exemplo, na Fórmula Indy. A queima completa (ver reação termoquímica abaixo) de 1L de metanol (densidade 0,80 g mL⁻¹) produz energia na forma de calor (em kJ) e CO₂ (em gramas) nas seguintes quantidades respectivamente:



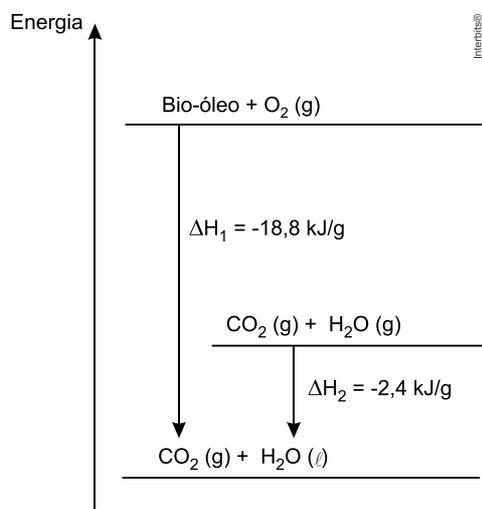


Considere: $M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \text{ g mol}^{-1}$

$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g mol}^{-1}$

- a) $18,2 \times 10^3$ e $1,1 \times 10^3$
- b) $21,3 \times 10^3$ e $0,8 \times 10^3$
- c) $21,3 \times 10^3$ e $1,1 \times 10^3$
- d) $18,2 \times 10^3$ e $0,8 \times 10^3$
- e) $36,4 \times 10^3$ e $1,8 \times 10^3$

02. O aproveitamento de resíduos florestais vem se tornando cada dia mais atrativo, pois eles são uma fonte renovável de energia. A figura representa a queima de um bio-óleo extraído do resíduo de madeira, sendo ΔH_1 a variação de entalpia devido à queima de 1g desse bio-óleo, resultando em gás carbônico e água líquida, e ΔH_2 , a variação de entalpia envolvida na conversão de 1g de água no estado gasoso para o estado líquido.



A variação de entalpia, em kJ, para a queima de 5 g desse bio-óleo resultando em CO_2 (gasoso) e H_2O (gasoso) é:

- a) -106.
- b) -94.
- c) -82.
- d) -21,2.
- e) -16,4.

03. O abastecimento de nossas necessidades energéticas futuras dependerá certamente do desenvolvimento de tecnologias para aproveitar a energia solar com maior eficiência. A energia solar é a maior fonte de energia mundial. Num dia ensolarado, por exemplo, aproximadamente 1 kJ de energia solar atinge cada metro quadrado da superfície terrestre por segundo. No entanto, o aproveitamento dessa energia é difícil porque ela é diluída (distribuída por uma área muito extensa) e oscila com o horário e as condições climáticas. O uso efetivo da energia solar depende de formas de estocar a energia coletada para uso posterior.

BROWN, T. *Química, a ciência central*. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

Atualmente, uma das formas de se utilizar a energia solar tem sido armazená-la por meio de processos químicos endotérmicos que mais tarde podem ser revertidos para liberar calor. Considerando a reação:



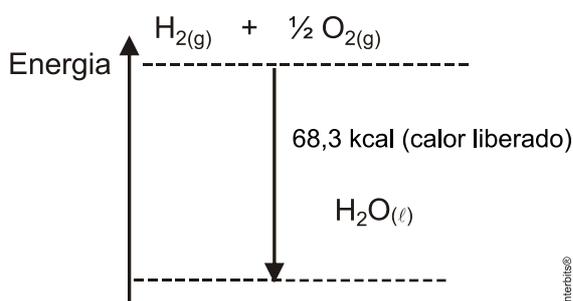
e analisando-a como potencial mecanismo para o aproveitamento posterior da energia solar, conclui-se que se trata de uma estratégia

- a) insatisfatória, pois a reação apresentada não permite que a energia presente no meio externo seja absorvida pelo sistema para ser utilizada posteriormente.
- b) insatisfatória, uma vez que há formação de gases poluentes e com potencial poder explosivo, tornando-a uma reação perigosa e de difícil controle.
- c) insatisfatória, uma vez que há formação de gás CO que não possui conteúdo energético passível de ser aproveitado posteriormente e é considerado um gás poluente.
- d) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com absorção de calor e promove a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.



e) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com liberação de calor havendo ainda a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.

04. Normalmente uma reação química libera ou absorve calor. Esse processo é representado no seguinte diagrama, considerando uma reação específica.



Com relação a esse processo, assinale a equação química correta.

- a) $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) - 68,3 \text{ kcal}$
- b) $\text{H}_2\text{O}(\ell) - 68,3 \text{ kcal} \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$
- c) $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) + 68,3 \text{ kcal}$
- d) $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) + 68,3 \text{ kcal}$

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:
Alquimia subterrânea transforma mina de carvão em mina de hidrogênio

Em uma área de mineração de carvão localizada no sul da Polônia, um grupo de cientistas está usando uma mina de carvão para avaliar experimentalmente um método alternativo para a produção de energia limpa e, assim, oferecer uma utilização para pequenos depósitos de carvão ou minas exauridas, que são tradicionalmente deixados de lado, representando passivos ambientais.

Na teoria e no laboratório, a injeção de oxigênio e de vapor no carvão resulta na produção de hidrogênio. No processo, oxigênio líquido é colocado em um reservatório especial, localizado nas galerias da mina de carvão, onde se transforma em

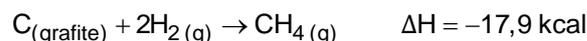
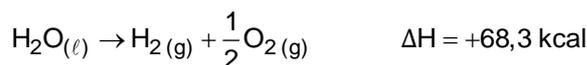
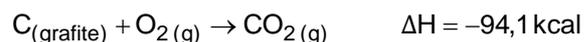
oxigênio gasoso, começando o processo denominado de gaseificação de carvão.

(www.inovacaotecnologica.com.br. Adaptado.)

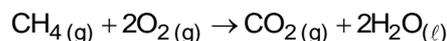
05. A passagem do oxigênio líquido para oxigênio gasoso é uma transformação física

- a) exotérmica, classificada como fusão.
- b) exotérmica, classificada como ebulição.
- c) endotérmica, classificada como liquefação.
- d) endotérmica, classificada como evaporação.
- e) espontânea, classificada como sublimação.

06. Um dos maiores problemas do homem, desde os tempos pré-históricos, é encontrar uma maneira de obter energia para aquecê-lo nos rigores do inverno, acionar e desenvolver seus artefatos, transportá-lo de um canto a outro e para a manutenção de sua vida e lazer. A reação de combustão é uma maneira simples de se obter energia na forma de calor. Sobre a obtenção de calor, considere as equações a seguir.



Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, o valor do calor de combustão (ΔH) do metano (CH_4) na equação a seguir.

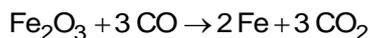


- a) $-212,8 \text{ kcal}$
- b) $-144,5 \text{ kcal}$
- c) $-43,7 \text{ kcal}$
- d) $+144,5 \text{ kcal}$
- e) $+212,8 \text{ kcal}$

07. A indústria siderúrgica utiliza-se da redução de minério de ferro para obter o ferro fundido, que é empregado na



obtenção de aço. A reação de obtenção do ferro fundido é representada pela reação:



A entalpia de reação (ΔH_r°) a 25°C é:

Dados: Entalpia de formação (ΔH_f°) a 25°C, kJ/mol.

ΔH_f° , kJ/mol.	Fe_2O_3	Fe	CO	CO_2
	-824,2	0	-110,5	-393,5

- 24,8 kJ/mol
- 24,8 kJ/mol
- 541,2 kJ/mol
- 541,2 kJ/mol
- 1328,2 kJ/mol

08. Geralmente usados por atletas, existem dispositivos de primeiros socorros que, através de reações endotérmicas ou exotérmicas, podem gerar compressas frias ou quentes. Esses dispositivos, constituídos por bolsas plásticas em que o sólido e a água estão separados, misturam-se e esfriam ou aquecem, quando golpeados. Exemplos de compostos usados nas referidas compressas são mostrados nas equações a seguir.

A	$\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$	$\Delta H = +26,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
B	$\text{CaC}_2(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{C}^-(\text{aq})$	$\Delta H = -82,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

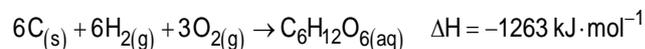
Em relação às equações, analise as afirmativas:

- A equação A irá produzir uma compressa fria, e a equação B, uma compressa quente.
- Na equação B, a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.
- Se, na equação A, forem usados 2 moles de nitrato de amônio, o valor de ΔH ficará inalterado.

Está(ão) correta(s)

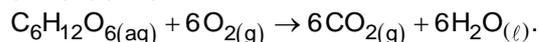
- apenas I.
- apenas III.
- apenas I e II.
- apenas II e III.
- I, II e III.

09. Considere as equações químicas abaixo.



As células usam glicose, um dos principais produtos da fotossíntese, como fonte de energia e como intermediário metabólico. Com base nas equações acima, qual é a energia envolvida ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) na queima metabólica de 1 mol de glicose?

Considere a equação química dessa queima como



- 3931.
- 2931.
- 1931.
- +1931.
- +2931.

010. A escolha de uma determinada substância para ser utilizada como combustível passa pela análise da poluição que ela causa ao ambiente e pela quantidade de energia liberada em sua combustão completa. O quadro apresenta a entalpia de combustão de algumas substâncias. As massas molares dos elementos H, C e O são, respectivamente, iguais a 1g/mol, 12g/mol e 16g/mol.

Substância	Fórmula	Entalpia de combustão (kJ/mol)
Acetileno	C_2H_2	-1298
Etano	C_2H_6	-1558
Etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	-1366
Hidrogênio	H_2	-242
Metanol	CH_3OH	-558



Levando-se em conta somente o aspecto energético, a substância mais eficiente para a obtenção de energia, na combustão de 1 kg de combustível, é o

- a) etano.
- b) etanol.
- c) metanol.
- d) acetileno.
- e) hidrogênio.



GABARITOS

QUESTÃO 01 Gabarito: [A]

QUESTÃO 02 Gabarito: [C]

QUESTÃO 03 Gabarito: [D]

QUESTÃO 04 Gabarito: [D]

QUESTÃO 05 Gabarito: [D]

QUESTÃO 06 Gabarito: [A]

QUESTÃO 07 Gabarito: [B]

QUESTÃO 08 Gabarito: [C]

QUESTÃO 09 Gabarito: [B]

QUESTÃO 10 Gabarito: [E]

Referencial Teórico:

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Coleção de Química: Parte 01, Parte 02 e Parte 03.** São Paulo: Editora Atica, 2014.

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Completamente Química, Ciências, Tecnologia & Sociedade.** São Paulo: Editora FTD S.A., 2001, 624 p.

TITO CANTO. **Química na abordagem do cotidiano, volume 1,** 5ª edição, ed moderna, São Paulo, 2009.

FELTRE, R. **Química Geral.** 7ª edição, ed moderna, São Paulo, 2008.

FELTRE, R. **Físico-Química.** 7ª edição, ed moderna, São Paulo, 2008.

FELTRE, R. **Química Orgânica.** 7ª edição, ed moderna, São Paulo, 2008.

USBERCO, João; Salvador, Edgard. **Química Geral.** 12ª.ed. São Paulo: Saraiva, 2006.

LEMBO, Antonio; Groto, Robson. **Química - Geral e Orgânica.** 2010.

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente.** 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965 p.

BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química: a ciência central.** 9 ed. Prentice-Hall, 2005.

ATKINS, Peter W.; JONES, Loretta. **Princípios de Química: questionando a vida moderna o meio ambiente.** 3 ed. Guanabara Koogan, 2006

MENDES, Aristênio. **Elementos de Química Inorgânica,** Fortaleza, 2005.

LEE, JD **Química Inorgânica: não tão Concisa.** Ed. Edgard Blucher Editó, 1ª.ed, 2003.

SOLOMONS, T.w. Graham. **Química Orgânica, 10ª edição, LTC,** 2012

LEHNINGER, AL; NELSON, DL e COX, MM. **Princípios de Bioquímica.** Ed. Artmed, 6ª.ed 2014.