



Área do conhecimento: Ciências da Natureza e suas Tecnologias

Componente curricular: Química

Ano/Segmento de ensino: 2.ª Série do Ensino Médio

Prezado(a) Estudante,

Esta **Trilha de Aprendizagem** apresenta possíveis caminhos para o desenvolvimento de habilidades relacionadas ao componente curricular e tem o objetivo de auxiliá-lo(a) na sua rotina de estudos para que você alcance o desempenho esperado.

No decorrer da Trilha, você poderá compreender melhor os temas estudados e ampliar seus conhecimentos, por meio de diferentes estratégias que visam contribuir para o seu processo de aprendizagem.

Segue abaixo a relação de objetos de conhecimento e habilidades a serem desenvolvidas.

OBJETOS DE CONHECIMENTO	HABILIDADES
TERMOQUÍMICA	<ul style="list-style-type: none">- Classificar processos exotérmicos e endotérmicos, por meio da análise de dados experimentais.- Calcular a variação de entalpia (ΔH) de processos, a partir do conhecimento do ΔH de outros processos, aplicando a Lei de Hess e empregando valores tabelados de entalpias-padrão de combustão, de entalpias-padrão de formação, de energias médias de ligação para estimar o ΔH de uma reação.- Prever a entalpia envolvida em processos, a partir da análise de diagramas.

1. APROXIMAÇÃO

Videoaulas

Assista aos vídeos:

- **Exemplo de questão sobre equação global em termoquímica.**

Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=XFOX11iHDnk&t=6s>

Acesso em: 9 jul. 2020.

- **Exemplo de questão sobre lei de Hess.**

Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=vhz71S-R56E&t=9s>

Acesso em: 9 jul. 2020.

- **Mais um exemplo de questão sobre lei de Hess.**

Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=dDAliC8Ekhk&t=12s>

Acesso em: 9 jul. 2020.

2. PERCEÇÃO E PREPARAÇÃO

Você entendeu a ideia central?

A entalpia (H) é uma grandeza fundamental para a Química. A variação da entalpia (ΔH) corresponde à troca de energia térmica (calor) entre sistema e vizinhança durante uma transformação (física ou química) à pressão constante.

A Lei de Hess, utilizada juntamente com valores tabelados de entalpias-padrão de formação, permite calcular o ΔH das reações químicas. Também podemos avaliar a entalpia dos processos através das entalpias médias de ligação.

- Faça (ou pesquise) um mapa mental sobre os principais conceitos de Termoquímica.

3. AMPLIAÇÃO

Combustíveis e Energia¹

Para início de conversa...

Desde o surgimento da humanidade, o ser humano deparou-se com a necessidade de alterar a natureza de forma a que ela atendesse suas necessidades. Podemos afirmar que a mais importante ferramenta de transformação da matéria é a energia. O cozimento dos alimentos, a utilização de automóveis e caminhões no transporte de pessoas e materiais ou um simples churrasco de final de semana são situações que exemplificam a importância da energia nos dias atuais.

É um engano acharmos que a utilização da energia pelo homem é um fenômeno dos dias atuais. Podemos afirmar que o domínio do fogo, ocorrido há mais de 200.000 anos antes de Cristo, foi um dos primeiros conhecimentos ligados à química para obtenção de energia. Esta se deu inicialmente pela conservação de uma pequena chama, surgida a partir da queda de um raio ou, alguns milhares de anos mais tarde, produzindo-a através do atrito entre dois pedaços de madeira seca, como hoje alguns escoteiros o fazem.

No entanto, bem antes disso, as plantas já absorviam a luz solar para a realização da fotossíntese. Nesse processo, esses organismos produzem os carboidratos e outras moléculas orgânicas necessários ao seu crescimento. Estas moléculas, ao serem queimadas, provêm energia ao organismo; isso quer dizer que a energia solar captada é armazenada nas moléculas.

Ao se alimentar de um vegetal, portanto, você está captando essa energia química. E mais ainda: está a utilizando agora mesmo, pois realiza a tarefa de metabolizar os carboidratos contidos em sua refeição. Podemos afirmar, então, que nosso corpo depende da energia dos alimentos para executar suas funções vitais.

Algumas moléculas semelhantes às de sua alimentação também podem ser utilizadas para movimentar automóveis, como carros e ônibus. O famoso álcool é um combustível produzido a partir da cana-de-açúcar, por exemplo. Além dele, é utilizada a gasolina, um combustível que provém de combustíveis fósseis. O aumento da frota de veículos nas cidades e a consequente grande queima desses produtos têm causado muitos problemas ambientais, como a poluição nas grandes cidades, as queimadas, o aumento do efeito estufa e a chuva ácida.

A combustão acontece entre uma substância chamada de combustível, que reage com o gás oxigênio (O_2), denominado comburente. A variação de entalpia, envolvida nas reações de combustão, é conhecida como entalpia de combustão (ΔH_c) ou calor de combustão. Sabemos que processos

¹ Atividade adaptada de: CECIERJ. Disponível em: <https://canal.cecierj.edu.br/recurso/15898>. Acesso em: 9 jul. 2020.

químicos podem ser endotérmicos, quando absorvem energia térmica e exotérmicos, quando liberam energia térmica.

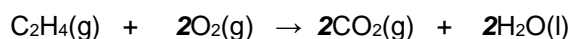
Os processos de absorção e liberação da energia térmica são acompanhados de variações de temperatura nas vizinhanças: um processo endotérmico, como a fusão do gelo, provoca um abaixamento da temperatura na vizinhança. No caso da queima do gás natural, um processo exotérmico, a temperatura das vizinhanças aumenta devido a liberação de energia térmica.

4. AMPLIAÇÃO (Continuação)

Podemos calcular a variação de entalpia de um processo químico (ΔH) utilizando a lei de Hess. Essa lei afirma que a energia térmica de um processo depende apenas da diferença entre a energia final e inicial do processo e pode ser expressa por:

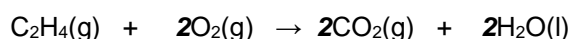
$$\Delta H = H_p - H_r$$

Considere, por exemplo, a combustão do etileno (C_2H_4)



Considerando a entalpia de formação do $O_2 = 0$ e sabendo os valores das entalpias de formação dos reagentes e produtos:

Substância	ΔH_f° (kcal/mol) a 25 °C
$C_2H_4(g)$	+12,5
$CO_2(g)$	-94,1
$H_2O(l)$	-68,3



Temos:

$$\underbrace{+12,5\text{Kcal/mol} \quad 0}_{H_r} \quad \underbrace{2x(-94,1\text{Kcal/mol}) \quad 2x(-68,3\text{Kcal/mol})}_{H_p}$$

$$H_r = +12,5\text{Kcal/mol}$$

$$H_p = 2x(-94,1\text{Kcal/mol}) + 2x(-68,3\text{Kcal/mol}) = -188,2 - 136,6$$

$$H_p = -324,8\text{Kcal/mol}$$

$$\Delta H = H_p - H_r$$

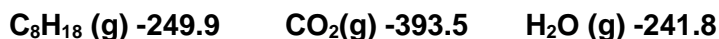
$$\Delta H = -324,8 - (+12,5) = -337,3\text{Kcal/mol}$$

01. Considere que a gasolina seja formada por octano, um composto de fórmula C_8H_{18} .

a) **ESCREVA** a equação química balanceada que representa a combustão completa desta substância.

b) **DETERMINE** o ΔH da reação de combustão da gasolina.

Dados: entalpias – padrão de formação ΔH_f° em **KJ mol⁻¹**

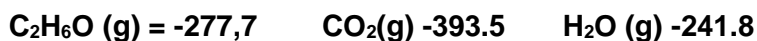


02. Considere agora a queima do álcool etílico $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

a) **ESCREVA** a equação química balanceada que representa a combustão completa desta substância.

b) **DETERMINE** o ΔH da reação de combustão do álcool.

Dados: entalpias – padrão de formação ΔH_f° em **KJ mol⁻¹**



03. Considerando os resultados obtidos nas questões **01** e **02**, **COMPARE** esses dois combustíveis com relação:

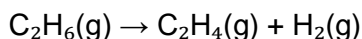
a) a energia total liberada;

b) ao potencial de poluição que eles podem provocar.

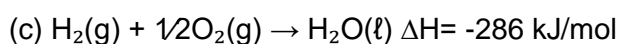
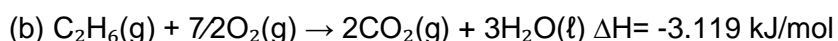
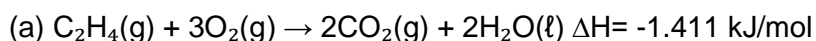
- **JUSTIFIQUE** as suas comparações.

Outra maneira de se realizar a estimativa de quanta energia está envolvida em uma reação é considerar qualquer transformação química como o resultado de uma sequência de reações químicas, acompanhadas ou não de mudanças de estado. O valor de ΔH para o processo global será a soma de todas as variações de entalpia que ocorrem ao longo do processo. **Essa** afirmação é outra forma de se representar a lei de Hess. Considere o exemplo a seguir:

Um dos plásticos muito utilizados atualmente é o polietileno. O etileno (C_2H_4), utilizado na sua produção, é obtido principalmente a partir da desidrogenação do etano (C_2H_6), como mostrado a seguir:

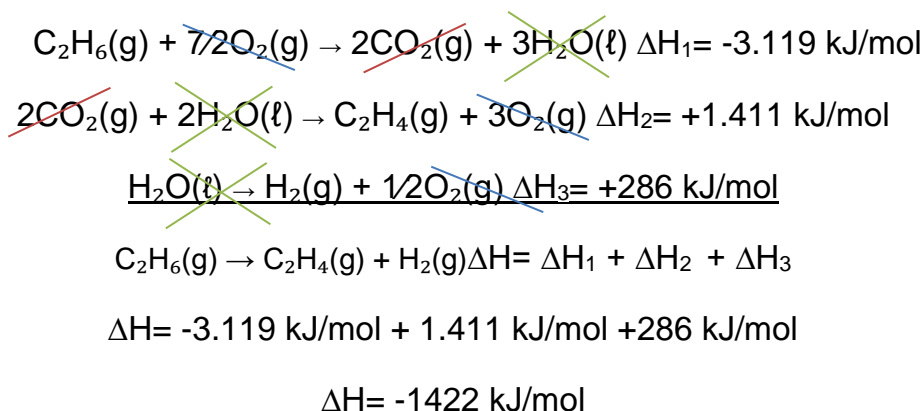


Vamos determinar o calor da reação acima a partir de três reações das quais conhecemos os valores de ΔH_c :



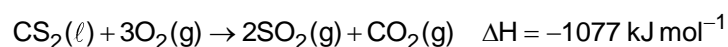
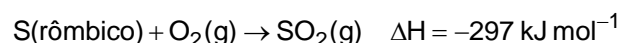
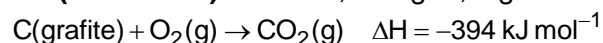
Para obter o calor envolvido na desidrogenação do etano, vamos utilizar as entalpias de combustão representadas nas equações (a), (b) e (c) como se cada uma delas fosse uma das etapas do processo:

- I) O etileno, $C_2H_4(g)$, é um dos produtos da reação de desidrogenação, certo? Na equação (a), ele aparece como reagente, assim, vamos inverter essa equação para que o eteno seja o produto, assim como na reação de desidrogenação. Se vamos invertê-la, o sinal do valor do ΔH também deverá ser invertido;
- II) O etano, $C_2H_6(g)$, é o reagente da reação de desidrogenação, vamos manter a equação (b) como foi escrita, onde ele também é o reagente;
- III) O hidrogênio, $H_2(g)$, é outro produto da reação de desidrogenação. Ele aparece na equação (c) como reagente. Dessa forma, vamos inverter essa equação para que o $H_2(g)$ também seja produto. Não vamos esquecer de inverter o sinal do ΔH ;
- IV) Podemos cancelar as substâncias presentes em quantidades iguais em ambos os lados das reações, de forma que eles não apareçam na equação global.



Agora, faça exercício a seguir.

04. (IFBA 2016) Observe, a seguir, algumas equações termoquímicas:

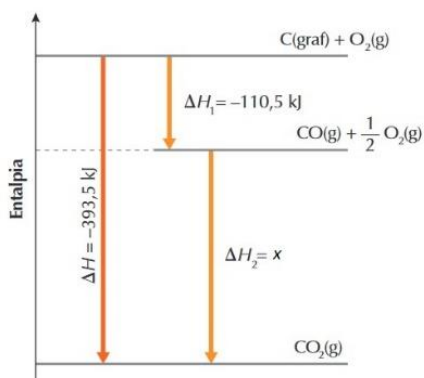


Com base nas informações anteriores, complete as lacunas, tornando a afirmação a seguir verdadeira.

A entalpia de formação do $CS_2(l)$, a partir de seus elementos formadores, tem $\Delta H =$ _____, sendo, portanto, uma reação _____.

- A) $+89 \text{ kJ mol}^{-1}$, endotérmica.
- B) $+389 \text{ kJ mol}^{-1}$, endotérmica.
- C) $+1768 \text{ kJ mol}^{-1}$, endotérmica.
- D) $-1768 \text{ kJ mol}^{-1}$, exotérmica.
- E) $-2065 \text{ kJ mol}^{-1}$, exotérmica.

Também é possível saber o valor da variação de entalpia de um processo através de um gráfico de entalpias. Considere o gráfico a seguir, em que temos a queima carbono gerando monóxido de carbono (ΔH_1) e dióxido de carbono (ΔH). Observe que o valor de ΔH pode ser obtido pela soma dos segmentos de reta ΔH_1 e ΔH_2 . Assim, para determinar a variação de entalpia, ΔH_2 , de transformação do CO(g) em $\text{CO}_2\text{(g)}$ podemos fazer:



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$-393,5 \text{ kJ} = -110,5 \text{ kJ} + \Delta H_2$$

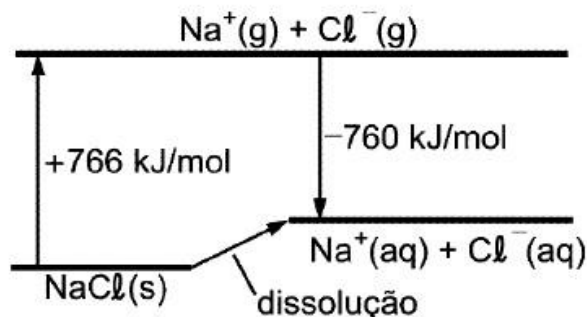
$$\Delta H_2 = -393,5 \text{ kJ} + 110,5 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_2 = -283 \text{ kJ}$$

A metodologia aplicada aqui é mais uma interpretação da lei de Hess.

Agora, vamos continuar praticando.

05. (FUVEST) A dissolução de um sal em água pode ocorrer com liberação de calor, absorção de calor ou sem efeito térmico. Conhecidos os calores envolvidos nas transformações, mostradas no diagrama que segue, é possível calcular o calor da dissolução de cloreto de sódio sólido em água, produzindo $\text{Na}^+(\text{aq})$ e $\text{Cl}^-(\text{aq})$.



Com os dados fornecidos, pode-se afirmar que a dissolução de 1 mol desse sal:

- A) é acentuadamente exotérmica, envolvendo cerca de 10^3 KJ.
- B) é acentuadamente endotérmica, envolvendo cerca de 10^3 KJ.
- C) ocorre sem troca de calor.
- D) é pouco exotérmica, envolvendo menos de 10 KJ.
- E) é pouco endotérmica, envolvendo menos de 10 KJ.

4. FEEDBACK

Você entendeu a ideia central desse objeto de conhecimento?

A lei de Hess diz que o valor de ΔH de uma transformação química é o resultado da soma das variações de entalpia de cada uma das etapas da reação. Outra maneira de se interpretar a lei de Hess é considerar que a entalpia de uma transformação química depende apenas da diferença entre a entalpia final e inicial do processo.

Volte ao mapa mental construído por você. Você mudaria, acrescentaria ou retiraria algo. Se necessário, assista novamente o vídeo sugerido no início desta Trilha de Aprendizagem e as aulas gravadas pelo seu professor.

5. USO

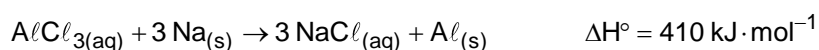
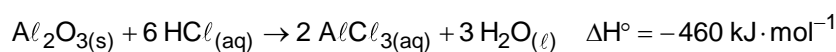
01. **(UPE-SSA 2 2016)** Um fenômeno raro no Nordeste chamou a atenção de moradores de Ouricuri, no Sertão do Estado. No final da tarde da última terça-feira de 2014, caiu granizo na localidade, por cerca de dez minutos. Quando o dia amanheceu, foi possível observar vapores, sendo formados do granizo depositado no chão.

Disponível em: <http://www.jornaldecaruaru.com.br/2014/12/> Acesso em: junho 2015.

Considerando as informações dessa notícia, o que ocorria com o granizo ao amanhecer?

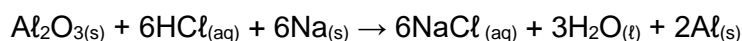
- A) Um processo exotérmico.
- B) Um processo endotérmico.
- C) Um processo isotérmico.
- C) Uma reação química de primeira ordem.
- E) Uma reação química de segunda ordem.

02. **(UERJ 2017 - MODIFICADA)** A sequência de equações termoquímicas abaixo representa o processo pioneiro de obtenção de alumínio metálico a partir do seu óxido (Al_2O_3).



Posteriormente, foi desenvolvido outro processo de obtenção, mais barato, baseado na eletrólise ígnea do Al_2O_3 .

a) **CALCULE** a energia térmica envolvida no processo pioneiro da produção do alumínio metálico (Al), que ocorre segundo a equação global a seguir. (*Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, o seu raciocínio.*)



b) **FAÇA** o diagrama de energia que representa o sistema do item “a” desta questão.



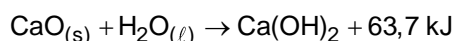
03. (IFSUL 2017) TEXTO PARA A QUESTÃO:

A calagem é uma etapa do preparo do solo para o cultivo agrícola em que materiais de caráter básico são adicionados ao solo para neutralizar a sua acidez, corrigindo o pH desse solo.

Os principais sais, adicionados ao solo na calagem, são o calcário e a cal virgem. O calcário é obtido pela moagem da rocha calcária, sendo composto por carbonato de cálcio (CaCO₃) e/ou de magnésio (MgCO₃). A cal virgem, por sua vez, é constituída de óxido de cálcio (CaO) e óxido de magnésio (MgO) sendo obtida pela queima completa (calcinação) do carbonato de cálcio (CaCO₃).

Fontes: Sítio <http://alunosonline.uol.com.br/quimica/calagem.html> e Sítio <https://pt.wikipedia.org/wiki/Calagem> . Acessados em 21/03/2017. Adaptados.

Ao apagar-se a cal, conforme reação abaixo,



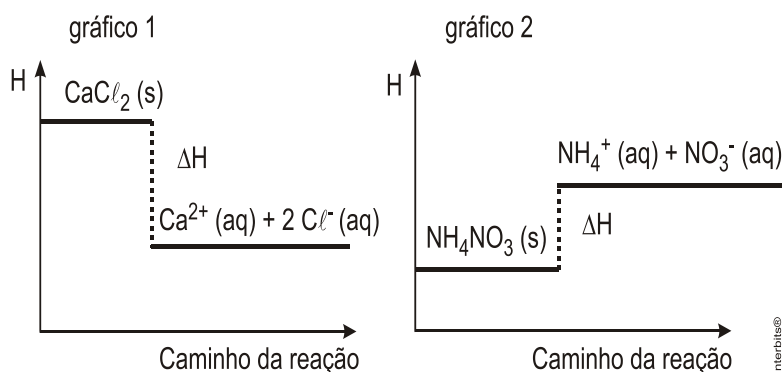
afirma-se que temos uma reação:

- A) endotérmica, que absorve 63,7KJ.
- B) exotérmica, que absorve 63,7KJ.
- C) exotérmica, que libera 63,7KJ.
- D) endotérmica, que libera 63,7KJ.

04. (UEL) As bolsas instantâneas, frias ou quentes, usadas nos atletas que sofrem distensões musculares, dividem-se em dois compartimentos: um contendo água líquida e outro contendo um sal, que absorve ou libera calor quando em contato com a água.

As reações químicas que ocorrem nas bolsas instantâneas são representadas nos gráficos a seguir.

Com base no enunciado e nos conhecimentos sobre calor de reação, é **CORRETO** afirmar:



- A) A bolsa quente é constituída de nitrato de amônio.
- B) A dissociação iônica do cloreto de cálcio libera calor.
- C) A dissociação iônica do nitrato de amônio é exotérmica.
- D) As dissoluções de sais em água são exotérmicas.

05. (MACKENZIE – MODIFICADA) Considerando a reação de combustão completa de 1 mol de gás butano (C_4H_{10}) no estado-padrão e as informações existentes da tabela abaixo:

Substância	Entalpias-padrão de formação ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
$C_4H_{10(g)}$	-125,7
$CO_{2(g)}$	-393,5
$H_2O_{(l)}$	-285,8

a) **ESCREVA** a equação química que representa a combustão completa do gás butano.

b) **CALCULE** o ΔH , em KJ/mol, da combustão completa do gás butano.

06. (FATEC 2015) Fazer a mala para uma viagem poderá ser tão simples como pegar algumas latas de *spray*, que contenham uma mistura de polímero coloidal, para fazer suas próprias roupas “*spray-on*”. Tanto faz se é uma camiseta ou um traje noturno, o tecido “*spray-on*” é uma novidade para produzir uma variedade de tecidos leves. A fórmula consiste em fibras curtas interligadas com polímeros e um solvente que produz o tecido em forma líquida. Esse tecido provoca uma sensação fria ao ser pulverizado no corpo, mas adquire a temperatura corporal em poucos segundos. O material é pulverizado diretamente sobre a pele nua de uma pessoa, onde seca quase instantaneamente.

A sensação térmica provocada pelo tecido “*spray-on*”, quando pulverizado sobre o corpo, ocorre porque o solvente

- A) absorve calor do corpo, em um processo endotérmico.
- B) absorve calor do corpo, em um processo exotérmico.
- C) condensa no corpo, em um processo endotérmico.
- D) libera calor para o corpo, em um processo exotérmico.
- E) libera calor para o corpo, em um processo endotérmico.

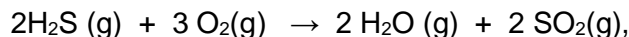


07. (UNITAÚNA-MG) Utilizando-se os valores das variações de entalpias-padrão de formação (ΔH_f°), pode-se calcular a variação de entalpia das reações químicas.

São dadas as seguintes entalpias-padrão de formação:

Substância	H ₂ S(g)	H ₂ O(g)	SO ₂ (g)
ΔH_f° (KJ/mol)	- 20	- 242	- 296

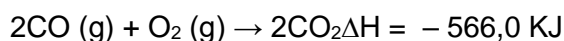
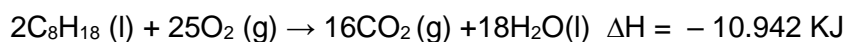
Considerando-se a reação:



CALCULE calor de combustão, em KJ, da queima de 3,4 g de H₂S. (Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio.)

08. (UEL – MODIFICADA) Se o suprimento de ar, na câmara de combustão de um motor de automóvel, for insuficiente para a queima do octano, C₈H₁₈, pode ocorrer a formação de monóxido de carbono, CO, uma substância altamente poluidora do ar atmosférico.

Dados:

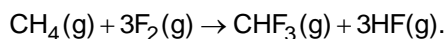


O valor da entalpia de combustão incompleta do octano, formando monóxido de carbono e água é igual à

- A) - 11508 KJ
- B) + 6414 KJ
- C) - 6414 KJ
- D) + 11508KJ

09. **(FGV)** O Teflon é um polímero sintético amplamente empregado. Ele é formado a partir de um monômero que se obtém por pirólise do trifluormetano.

O trifluormetano, CHF₃ é produzido pela fluoração do gás metano, de acordo com a reação:



Dados:

	$\Delta H_f^0 (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
CHF ₃ (g)	- 1 437
CH ₄ (g)	- 75
HF(g)	- 271

A entalpia-padrão da reação de fluoração do gás metano, em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, é igual a

- A) - 1 633.
- B) - 2 175.
- C) - 2 325.
- D) + 1 633.
- E) + 2 175.

(Deixe seus cálculos registrados, explicitando assim o seu raciocínio.)

6. FEEDBACK

Entre em contato com o(a) professor(a), por meio da ferramenta Microsoft Teams — Equipe Chat Professor, caso necessite de suporte para utilizar a Trilha de Aprendizagem ou esclarecer dúvidas na resolução dos questionários.

7. AVALIAÇÃO

As orientações para a Avaliação de Recuperação seguirão posteriormente.