

Escola: INSTITUTO DE EDUCAÇÃO DINARTE RIBEIRO

Disciplina: Química

Professores: Rosimere Machado dos Santos e Laura Chaves

Supervisora: Cristiane Corrêa

Turma/série: 203

Tema: Combustíveis Fósseis e o Meio Ambiente

Número de aulas: 04 horas

Justificativa: O estudo da Termoquímica, Calorimetria e Entalpia permitirá articular conhecimento químico e o de outras áreas como a física, no enfrentamento de situações problemas que está presente no nosso dia a dia como, aquecer um alimento no fogão a gás ou o derretimento de uma pedra de gelo ou por que sai vapor do corpo quando saímos do banho.

Objetivo Geral: Conceituar termoquímica, calorimetria e entalpia.

Objetivos Específicos:

- Construir uma visão contextualizada (combustíveis fósseis e o meio ambiente) e relevante dos conceitos pertinentes a termoquímica, calorimetria e entalpia.
- Estimular o diálogo científico entre os discentes.
- Orientar os discentes à compreensão científica dos problemas ambientais oriundos da combustão de combustíveis fósseis.

Conteúdo e desenvolvimento:

Aula 01: Sondar conhecimentos prévios dos alunos e interagir a partir destes. Apresentar vídeo A História dos Combustíveis Fósseis e discutir benefícios e malefícios das tecnologias para a humanidade. Conceituar termoquímica e resolver exercícios de fixação e correção.

Aula 02: Experimento 01- Reação exotérmica e Experimento 02 – Reação endotérmica, questionamento oral sobre os experimentos. Conceituar calorimetria e resolver exercícios de fixação e correção.

Aula 03: Conceituar entalpia e resolver exercícios de fixação

Aula 04: Correção dos exercícios e tirar dúvidas, fazer leitura do texto Combustível Fóssil e Poluição, verem vídeo sobre Principais Fontes de Energia e realizarão debate sobre combustíveis e meio ambiente.

Desenvolvimento Metodológico: Sondar conhecimentos prévios dos alunos através de questionamento e interagir a partir destes. Apresentação de slides do funcionamento do motor a combustão. Questões de conhecimento. Texto para leitura e discussão com os alunos. Conceituar termoquímica. Experimentos como estratégia a aprendizagem e favorecimento do entendimento efetivo do conceito a ser estudado. Conceituar calorimetria e entalpia, exercícios para a fixação de conteúdos e texto para leitura e realização de debates sobre combustíveis e meio ambiente.

PLANO DE AULA

Aula 01

Problematização Inicial

- 1) Como vocês vieram hoje para a escola?
- 2) Qual o tipo de combustível o veículo que vocês vieram usar?
- 3) Há um crescente aumento da frota de veículos automotores e conseqüentemente também há aumento do consumo de combustível, quais os impactos ambientais causados pela queima dos mesmos?
- 4) A queima de combustíveis é uma reação química?

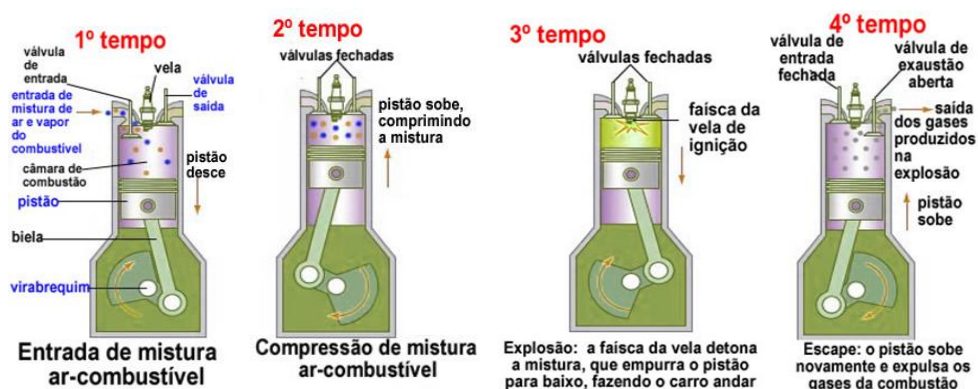
Será apresentado um vídeo sobre a História dos combustíveis fósseis.

- 1) Qual o tipo de combustível que produz menos poluição fósseis ou renováveis?

2)O funcionamento do motor dos automóveis é o mesmo princípio do mecanismo da máquina à vapor, sem essa tecnologia como estaria o desenvolvimento da humanidade?

3)Quais as vantagens de usar o combustível renovável?

Serão apresentados slides sobre o funcionamento do motor a combustão ou motor de quatro tempos.



Uma imagem de faísca produzida pela vela de ignição.

Questões de conhecimento

- 1) Todas as reações químicas liberam ou absorvem energia?
- 2) A reação de combustão da madeira, forma gás carbônico e água, está liberando ou absorvendo energia do ambiente?
- 3) Quando pegamos um cubo de gelo, sentimos frio, está liberando ou absorvendo a energia do ambiente?

Texto para leitura e discussão com os alunos

TERMOQUÍMICA

A energia liberada nas reações químicas está presente em várias atividades de nossa vida diária. Por exemplo, é o calor liberado na queima do gás butano que

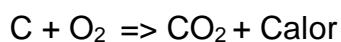
cozinha os nossos alimentos, é o calor liberado na combustão do álcool ou da gasolina que movimenta nossos veículos e através das reações químicas dos alimentos no nosso organismo que obtemos a energia necessária para a manutenção da vida.

A maioria das reações químicas que ocorrem produzem variações de energia, que frequentemente se manifestam na variação de calor (transferência de calor). A termoquímica ocupa-se do estudo quantitativo das variações térmicas que acompanham as reações químicas. Essas reações são de dois tipos:

Reações exotérmicas: as que produzem ou liberam calor para o ambiente.

Exemplos:

- a queima de carvão:



- combustão do etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$:

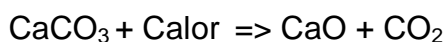


Na equação química o calor é representado junto aos produtos para significar que foi produzido, isto é liberado para o ambiente durante a reação.

Reações endotérmicas: as que absorvem ou retiram calor do ambiente.

Exemplos:

-a decomposição do carbonato de cálcio:

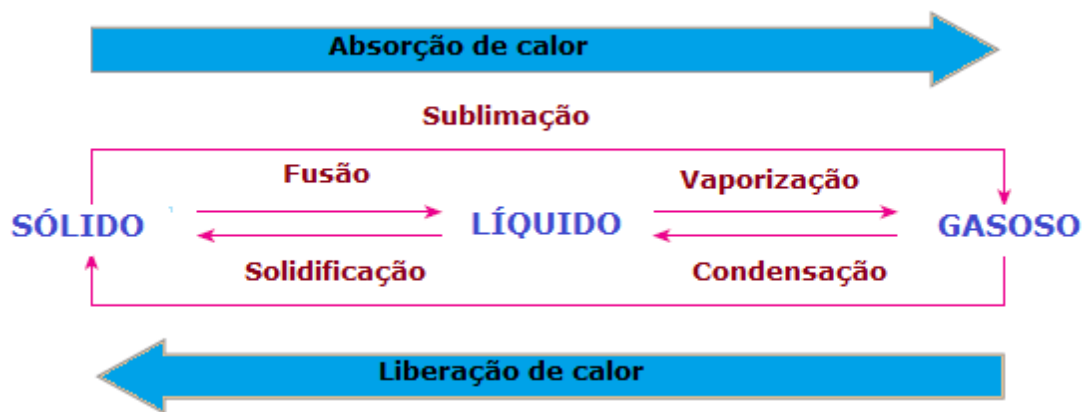


- fotossíntese:



Na equação química a energia absorvida é representada junto aos reagentes, significando que foi fornecida pelo ambiente aos reagentes.

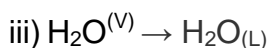
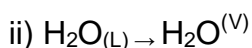
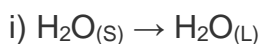
Nas mudanças de estado físico da matéria também a perda ou ganho de calor. Dessa forma para que uma substância passe de um estado para outro e suas moléculas sejam reordenadas, há sempre a necessidade de absorver ou liberar calor.



Assim sendo, podemos concluir que a fusão, a vaporização e a sublimação são processos endotérmicos, enquanto a solidificação e a condensação são processos exotérmicos. Nesses casos não há reação química, mas sim, transformações ou fenômenos físicos com absorção ou liberação de calor.

Exercícios

1) Considere as transformações



conclui-se que ocorre transformação endotérmica apenas em:

- | | |
|--------|-------------|
| a) i | |
| b) ii | d) i e ii |
| c) iii | e) ii e iii |

2) Experimentalmente se observa que, quando se dissolve etanol na água, há aumento de temperatura da mistura. Com base nesse fato, demonstre ou refute a seguinte informação: “ A dissolução de etanol em água é um processo endotérmico”

Aula 02

Experimento 01 Reação exotérmica

Materiais: 01 proveta de 250 ml e uma espátula

Reagentes: 100 ml de peróxido de hidrogênio 10 V; um 01 ml de detergente líquido e uma pequena porção, medida com a ponta de uma espátula, de iodeto de potássio e termômetro.

Procedimentos:

1º) Colocar numa proveta 100 ml de peróxido de hidrogênio, acrescentar 01 ml de detergente líquido, e, a seguir, acrescenta a pequena porção de KI.

2º) Observar atentamente o que ocorre, mostra aos alunos a quantos graus o termômetro está, colocar dentro do experimento, esperar em média 1min, retirar o termômetro e mostrar quantos graus a temperatura elevou.

Fazer algumas perguntas aos alunos:

1º) Ocorreu alguma reação química no experimento?

2º) O que aconteceu com o detergente?

3º) Observaste a absorção ou a liberação de energia?

4º) Que tipo de processo aconteceu no experimento? (endotérmico ou exotérmico)

Experimento 02 Reação Endotérmica

Materiais: 01 béquer, 01 bastão de vidro, 01 colher rasa;

Reagentes: 50 gramas de uréia, 50 ml de água.

Procedimentos:

1º) Colocar aproximadamente, 50 ml de água no béquer e adicionar 02 colheres de uréia.

2º) Agitar com o bastão de vidro até que a mistura se torne homogenia .

3º) Mostrar que o béquer esta suado.

4º) Colocar o béquer na palma da mão de cada aluno e verificar o que ocorreu.

Fazer algumas perguntas aos alunos:

1º) Ocorreu alguma reação química no experimento?

2º) Observaste a absorção ou liberação de energia?

3º) Que tipo de processo aconteceu no experimento? (endotérmico ou exotérmico)

Texto para leitura e discussão com os alunos

CALORIMETRIA

Calorimetria é o estudo e a medição das quantidades de calor liberadas ou absorvidas durante os fenômenos físicos e/ou químicos.

A energia transferida entre dois corpos (ou entre diferentes partes de um mesmo corpo) que tem temperaturas diferentes é denominado calor, ou seja há transferência de energia do corpo mais quente para o mais frio.

Unidades de quantidade de calor

É usual expressar quantidade de calor em calorias (cal):

Caloria é a quantidade de calor necessária para elevar de 14,5 °C para 15,5 °C a temperatura de 1g de água.

Como as várias formas de energia se equivalem (isto é uma se transforma em outra), podemos também expressar as “quantidades de calor” em outras unidades de energia (e de trabalho), como, por exemplo, erg, joule, etc.Lembremos que:

$$1 \text{ cal} = 4,18 \cdot 10^7 \text{ erg} = 4,18\text{j}$$

$$1 \text{ cal} = 4,18\text{j}$$

$$1000 \text{ cal} = 1\text{kcal}$$

$$1000 \text{ j} = \text{kJ}$$

Exemplo:

Converter 12540j em cal

$$1 \text{ cal} = 4,18\text{j}$$

$$4,18\text{j} \quad 1 \text{ cal}$$

$$12540\text{j} \quad x \quad x = \frac{12540\text{j} \cdot 1\text{cal}}{4,18\text{j}}$$

$$4,18\text{j}$$

$$X = 3000 \text{ cal ou } 3 \text{ kcal}$$

Resposta: 12540j = 3000 cal

EXERCÍCIOS

Adotando que 1 cal = 4,2 j, faça as seguintes transformações:

- a) 5 cal = k j
- b) 1 j = x cal
- c) 105 j = x cal

Aula 03

Texto para leitura e discussão com os alunos

Entalpia (H)

Entalpia é uma grandeza da termodinâmica que corresponde ao conteúdo de calor de um sistema a pressão constante.

A termoquímica se interessa pela variação desse conteúdo de calor, quando o sistema é sujeito a uma transformação química. Chamamos de variação de entalpia (ΔH), a quantidade de calor liberado ou absorvido pela reação, a pressão constante.

$$\Delta H = H_f - H_i \text{ onde}$$

ΔH = variação de entalpia

H_i = entalpia inicial

H_f = entalpia final

O ΔH em processos exotérmicos é negativa, pois a entalpia inicial é maior que a entalpia final, porque o processo libera calor.

$$\Delta H = H_f - H_i \quad \Delta H < 0 \text{ processo exotérmico}$$

$$H_f < H_i$$

Exemplo :

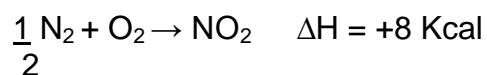


O ΔH em processos endotérmicos é positivo, pois a entalpia inicial é menor que a entalpia final porque o processo absorve calor.

$$\Delta H = H_f - H_i \quad \Delta H > 0 \text{ processo endotérmico}$$

$$H_f > H_i$$

Exemplo:

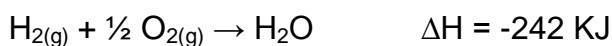
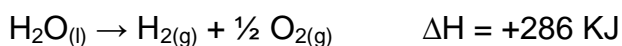


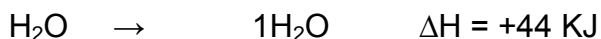
Lei De Hess

Assim, podemos entender a Lei De Hess: a variação da entalpia (ΔH) de um processo depende do estado inicial dos reagentes e do estado final dos produtos, não dependendo dos estados intermediários.

A Lei De Hess permite que trabalhamos com equações termoquímicas como se fossem equações matemáticas.

Exemplo:





Equação termoquímica

Uma **equação termoquímica**, também chamada de **fórmula termoquímica**, é uma forma de se representar uma reação química, semelhante a uma equação química comum, que informa a variação de entalpia resultante do processo, a pressão e a temperatura ambiente, podendo informar também os estados físicos dos reagentes e produtos e o número de mols dos elementos participantes. Quando não são informadas a pressão e a temperatura, considera-se as condições ambiente (também chamada de estado ou condição padrão de uma substância), onde pressão = 1 atm e temperatura = 25°C.

Exemplo:



O sinal da entalpia determina a quantidade de energia absorvida ou liberada pela reação. Uma entalpia positiva mostra uma reação_endotérmica, que absorve energia. Uma entalpia negativa mostra uma reação exotérmica, que liberta energia.

Visto que não se conhece até hoje uma maneira experimental de determinar o valor da entalpia de cada substância, normalmente trabalha-se com a variação da entalpia nas reações e nas mudanças de estado físico, que é dada pela diferença entre a entalpia dos produtos e a dos reagentes ($\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$).

No entanto, assim como existem vários tipos de reações e mudanças de estado físico, existem também vários tipos de entalpia. Baseado nisso, veja explicações sobre cada um deles a seguir:

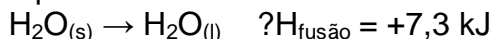
- **Entalpia de Mudança de Estado Físico:** como o próprio nome diz, ela designa a energia necessária para que 1 mol de substância, nas condições-padrão de temperatura e pressão, mude de estado físico. Dentro desse tipo de entalpia, temos:
- **Entalpia de Vaporização:** energia que precisa ser absorvida para vaporizar (passar do estado líquido para o estado de gasoso) 1 mol da substância.

Como se absorve energia na forma de calor, esse é um processo endotérmico e o valor da entalpia de vaporização será sempre positivo.

Exemplo:

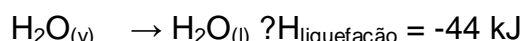


- **Entalpia de Fusão:** energia que precisa ser absorvida para que 1 mol da substância passe do estado sólido para o estado líquido. Nesse caso, também é um processo endotérmico e o valor da entalpia de vaporização será sempre positivo. Exemplo:



- **Entalpia de Liquefação:** energia que precisa ser liberada para que 1 mol da substância passe do estado gasoso para o estado líquido. Já nesse caso, o processo é exotérmico e o valor da entalpia de vaporização será sempre negativo.

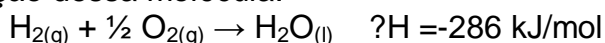
Exemplo:



- **Entalpia de Solidificação:** energia que precisa ser liberada para que 1 mol da substância passe do estado líquido para o sólido. O processo também é exotérmico e o valor da entalpia de vaporização será sempre negativo. Exemplo:



- **Entalpia de Formação:** calor liberado ou absorvido na formação de 1 mol de uma substância a partir de seus elementos constituintes, que são substâncias simples, no estado padrão, com a entalpia igual a zero. Por exemplo, para descobrir a entalpia da molécula de água é só usar o valor da entalpia da reação de formação dessa molécula:



$$?H = H_{\text{Produtos}} - H_{\text{Reagentes}}$$

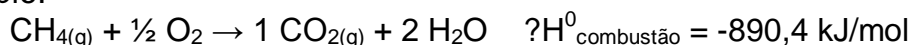
$$-286 \text{ kJ/mol} = H_{\text{H}_2\text{O}} - (H_{\text{H}_2} + H_{1/2} \text{O}_2)$$

$$-286 \text{ kJ/mol} = H_{\text{H}_2\text{O}} - 0$$

$$H_{\text{H}_2\text{O}} = 286 \text{ kJ/mol}$$

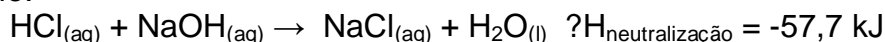
- **Entalpia de Combustão:** é a energia liberada na combustão completa de 1 mol de uma substância no estado padrão. Como são reações de combustão, sempre será liberada energia na forma de calor, sendo, portanto, uma reação exotérmica com a variação da entalpia negativa.

Exemplo:



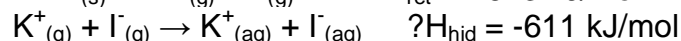
- **Entalpia de Neutralização:** é a energia liberada na forma de calor, na reação entre 1 mol de H⁺(aq) e 1 mol de OH⁻(aq), fornecidos respectivamente por um ácido e uma base fortes, para a formação de 1 mol de água.

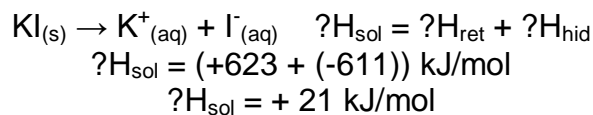
Exemplo:



- **Entalpia de Solução:** é a soma da entalpia reticular (absorve energia) e da entalpia de hidratação (libera energia). Ocorrem quando se dissolve um soluto na água, gerando uma solução. Se o valor da variação da entalpia de solução der negativo, significa que o processo é exotérmico. Já se o valor der positivo, a dissolução é endotérmica.

Exemplo:





Aula 04

Exercícios de revisão sobre os conteúdos estudados

1) Em uma cozinha, estão ocorrendo os seguintes processos:

- i) Gás queimando em uma das bocas do fogão;
- ii) Água fervendo em uma panela que se encontra sobre essa “boca” do fogão.

Com relação a esses processos o que se pode afirmar?

- a) i e ii são exotérmicos.
- b) i é exotérmico e ii é endotérmico.
- c) i é endotérmico e ii exotérmico
- d) i é isotérmico e ii exotérmico
- e) i é endotérmico e ii é isotérmico

2) De acordo com a lei de Hess, a quantidade de calor liberada ou absorvida em uma reação química depende de que?

3) Dizemos que reação de combustão é exotérmica por que:

- a) absorvem calor
- b) liberam calor
- c) perdem água

4) Nas pizzarias a cartazes dizendo “Forno a lenha”. A reação que ocorre neste forno para assar a pizza é:

- a) explosiva
- b) exotérmica
- c) endotérmica

5) Nos motores de explosão existentes hoje em dia utiliza-se uma mistura de gasolina e etanol. A substituição de parte da gasolina foi possível porque ambos os líquidos são:

a) reagem exotermicamente com o oxigênio.

b) fornecem produtos diferentes na combustão.

c) são combustíveis.

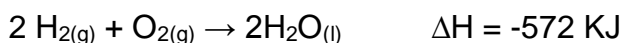
d) possuem densidades diferentes.

e) apresentam pontos de ebulição iguais.

6) A variação de energia térmica de uma reação, quando reagentes e produtos são comparados sob mesma pressão, recebe o nome de:

a) entalpia b) energia livre c) energia de ativação d) calor específico

7) Considere a equação a seguir:



É correto afirmar que a reação é:

a) exotérmica, liberando 286 KJ por mol de oxigênio consumido.

b) exotérmica, liberando 572 KJ para dois mols de água produzida.

c) endotérmica, consumindo 572 kJ para dois mols de água produzida.

d) endotérmica, liberando 572 KJ para dois mols de oxigênio consumido.

e) endotérmica consumindo 286 KJ por mol de água produzida.

Texto para leitura e discussão com os alunos

Combustíveis Fósseis e Poluição

Existem três grandes tipos de combustíveis fósseis como o carvão, petróleo e o gás natural. O nome fóssil surge pelo tempo que demora à sua formação, vários milhões de anos. Estes recursos que agora se utilizam foram formados à 65 milhões de anos.

A regeneração destes fósseis é mesmo o cerne do problema, pois uma vez esgotados só existirão novamente passado bastante tempo. A economia global está dependente destes recursos naturais, daí as variações do preço do petróleo, pois prevê-se que acabe em poucas décadas, o que influencia em grande parte a crise financeira que agora se vive.

O uso destes recursos teve naturalmente grandes impactos na evolução do Homem, tanto para o melhor, a nível social, tecnológico, económico e uma grave consequência para o meio ambiente. As grandes consequências surgem com o uso deste tipo de combustíveis, como a contaminação do ar pela sua combustão, sendo mesmo um problema para a saúde pública.

Os combustíveis fósseis têm valor muito alto em termos de eficiência energética. Assim a queima de um grama de combustível fóssil libera uma quantidade enorme de energia. Os combustíveis fósseis são mais fáceis de extrair e processar, por isso são mais baratos do que as formas não convencionais de energia.

Gases como o dióxido de carbono são considerados poluentes por agirem diretamente com o efeito de estufa, aumentando assim o aquecimento global, não deixando dissipar o calor gerado pelos raios solares. Este aumento de temperatura é sentido nos dias que correm, e provavelmente trará consequências de dimensões catastróficas se nada for feito em contrário.

Algumas das energias renováveis onde atualmente existe um maior desenvolvimento

- **Biomassa:** utiliza matéria de origem vegetal para produzir energia (bagaço de cana-de-açúcar, álcool, madeira, palha de arroz, óleos vegetais etc).
- **Energia solar:** utiliza os raios solares para gerar energia oferece vantagens como: não polui, é renovável e existe em abundância. A desvantagem é que ainda não é viável economicamente, os custos para a sua obtenção superam os benefícios.
- **Energia eólica:** é a energia gerada através da força do vento captado por aerogeradores. Suas vantagens são: é abundante na natureza intenso e regular e produz energias a preços relativamente competitivos.
- **Etanol:** é produzido principalmente a partir da cana-de-açúcar, do eucalipto e da beterraba. Como energia pode ser utilizado para fazer funcionar motores de veículos ou para produzir energia elétrica. Suas vantagens são: é uma fonte renovável e menos poluidora que a gasolina.
- **Biodiesel:** o biodiesel substitui total ou parcialmente o óleo diesel de petróleo em motores ciclo diesel. Vantagens: é renovável, não é poluente. Desvantagem: existe o esgotamento do solo.

Exemplos de Fontes de Energias Renováveis:

- Energia Hídrica;
- Energia Eólica;
- Energia Solar;
- Energia Geotérmica;
- Energia das Ondas e Marés;

- Energia da Biomassa.

Será formado dois grupos para fazer debate sobre benefícios e malefícios dos combustíveis fósseis e renováveis propondo alternativas para ajudar a proteger o meio ambiente.

Cada grupo deverá preparar os argumentos a favor de sua fonte de energia ou combustível e questionar (03 perguntas intercalada) o outro grupo, ao final cada grupo dará sugestões sobre alternativas para ajudar a proteger o meio ambiente.

AValiação

O procedimento avaliativo se dará pelo acompanhamento do processo de desenvolvimento individual e grupal ao longo do desenvolvimento das aulas. As colocações e os questionamentos feitos pelos alunos refletirão os níveis de compreensão destes para com os conteúdos abordados. Também serão avaliados pela reciprocidade nas aulas e pelo desempenho na resolução dos exercício propostos.