



**UNIVERSIDADE FEDERAL DO ABC
ESPECIALIZAÇÃO EM ENSINO DE QUÍMICA**

LAFATHE FONTES

PRIMEIRA LEI DA TERMODINAMICA E SUAS APLICAÇÕES

Trabalho de Conclusão de Curso

SANTO ANDRÉ - SP

2021

LAFAIETHE FONTES

PRIMEIRA LEI DA TERMODINAMICA E SUAS APLICAÇÕES

Trabalho de Conclusão de Curso
apresentado como requisito parcial à
conclusão do Curso de Especialização em
Ensino de Química da UFABC.

Orientador: Prof. Dr. Camilo Andrea
Angelucci

SANTO ANDRÉ - SP

2021

Dedicatória

Dedico este trabalho a minha filha Sofia Ayodele que apesar da distância nesse momento de pandemia me ensina a ser um ser humano, uma pessoa melhor. Dedico também aos meus alunos, que a cada ano de exercício no magistério tem me ensinado a ser um professor melhor, não aprendemos a ser professor com teorias, formulas ou nos bancos acadêmicos, aprendemos a ser professor com nossos alunos.

AGRADECIMENTOS

Com muita gratidão primeiramente agradeço ao professor e meu orientador Dr. Camilo Andrea Angelucci, que desde o principio abraçou esse projeto de TCC e que me auxiliou promovendo ideias autenticas durante todo o processo de desenvolvimento deste trabalho.

Generosos e eternos agradecimentos meus familiares, minha mãe Telma, meus irmãos Mauro, Mônica, e Patrícia, e também a minha cunhada Cristiane e minhas maravilhosas sobrinhas Julia e Ana Clara, minha sobrinha Priscila que apesar da distância sei que ela tem um grande carinho, consideração e respeito pela minha pessoa e pelo tio que eu sempre foi e represento para ela.

Sublimes agradecimentos pela solidariedade e sem sentimentos cristãos da grande amiga e companheira de profissão, também professora de Química, hoje advogada à Dr.(a) Mona Lisa, um exemplo de força e superação e acima de tudo por me ajudar fazendo criticas construtivas e considerações a respeito ao meu trabalho de TCC e pelas conversas durante o período de pandemia.

Honrosos agradecimento ao meu grande amigo Dr. Lourival Scarabello, por sua solidariedade e acima de tudo, uma pessoa que sempre se prontifica e esta disposto em ajudar o próximo.

Agradecimentos à também minha professora de Biologia e hoje uma grande a amiga de profissão, Valmira Besera pois no período de pandemia, foi a pessoa em teve a iniciativa de avisar para meus familiares que eu estava doente com dengue, pois eu mesmo não estive coragem de avisá-los e até mesmo porque eu quis preservá-los.

Não posso deixar aqui de agradecer a três grande amigos e também meus professores de uma época muito importante em minha vida e que foram de fundamental importância em minha vida, são os professores Carlos Roberto da Silva, professor de Matemática, Altair Eugênio Honorato professor de Química, Everaldo Marques professor de Física.

Agradecimento também a minha grande amiga Rosangela esposa do grande amigo Carlos que aqui já fui citado, ela também assim como eu saber que pobre para estudar tem que fazer das tripas coração, só de lembrar dos perrengues, que nessa vida passamos.

Agradeço também ao professor Leandro e sua esposa Cintia pela solidariedade e

companheirismo, que tiveram comigo quando no auge do desenvolvimento desse meu trabalho de TCC e também da pandemia, quando fiquei doente com dengue, além de me ajudarem financeiramente com dinheiro, me levarão comida.

Agradecimentos ao Sr Luis, e sua esposa dona Severina, um casal de imigrantes nordestinos que a vida me concedeu à oportunidade de conhecer, no período em que morei na cidade de Cubatão e que também no auge da pandemia quando fiquei doente com dengue, se dispuseram com cuidados e preocupações para comigo, sem mesmo saber se o que eu tinha era dengue ou se eu estava contaminado com o vírus da SARSCoV.

Agradecimentos ao meu grande e eterno amigo e mestre José Alves Trindade minha maior referência de honestidade e princípios em todos os sentidos, desde quando fui seu aluno na 6º série do ensino fundamental na escola General José Artigas, escola essa onde construímos um história de amizade, solidariedade e também uma grande luta pela educação pública, pois se eu consegui chegar onde hoje eu estou cursando uma pós-graduação eu devo muito à esse companheiro, assim como outros companheiros já citados acima Mona Lisa, Lourival, Carlos, Altair, Everaldo e Valmira, pois as pessoas que nos cercam formam o trampolim de nossas vidas.

Agradecimentos a minha amiga Ana Paula, esposa do companheiro José Alves e também à filha deles Vitória Lopes, pela generosidade e solidariedade de sempre e acima de tudo pela confiança que sempre tiveram em mim, e por todas as cantorias e moda de violas que fizemos e que a vida ainda vai nos conceder e espero fazer, quando acabar esse momento tenebroso de pandemia.

Fica aqui meus ternos agradecimentos à quem acima mencionei.

Lafaiethe Fontes

“A aranha realiza operações que lembram o tecelão, e as caixas suspensas que as abelhas constroem, envergonham o trabalho de muitos arquitetos. Mas até mesmo o pior dos arquitetos difere, de início, da mais hábil das abelhas, pelo fato de que, antes de fazer uma caixa de madeira, ele já a construiu mentalmente. No final do processo do trabalho, ele obtém um resultado que já existia em sua mente antes de ele começar a construção. O arquiteto não só modifica a forma que lhe foi dada pela Natureza, dentro das restrições impostas por ela, como também realiza um plano que lhe é próprio, definindo os meios e o caráter da atividade aos quais ele deve subordinar sua vontade.”

Karl Marx, O Capital

“É precisamente a alteração da natureza pelos homens, e não a Natureza enquanto tal, que constitui a base mais essencial e imediata do pensamento humano”

Friedrich Engels, Dialética da Natureza

RESUMO

O presente trabalho visa o incremento e abordagem da primeira lei da termodinâmica, respaldado pela Base Nacional Comum Curricular, com o objetivo visionário de realacionar as questões de calor e energia presentes no cotidianos com foco no ensino fundamental e aprofundamento no ensino médio.

O trabalho tem como maior finalidade fazer o estudo de alguns processos onde ocorre a liberação de energia, e sua relação com calor e trabalho, assim como definir cada tipos de processo exotérmico ou endotermico a partir dos estudos e cáluclos envolvidos em cada reação com base na primeira lei da termodimica.

Para tanto foi de fundamental importância também nesse trabalho fazer a aboradem e estudo das escalas termometricas, sabendo que a energia liberada em cada processo ou reação pode ser mensurada por meio de um calorimetro e um instrumento de medida que canhecemos o termometro, assim como sua respectivas unidade de representação, Klevin e Fahrenheit.

Palavras - chave: Termodinâmica, Entalpia, exotérmica, endotérmicas, temperatura, calorimetro

ABSTRACT

The present work aims to increase and approach the first law of thermodynamics, supported by the National Common Curricular Base, with the visionary objective of highlighting the issues of heat and energy present in everyday life with a focus on elementary education and deepening in high school.

The main purpose of this work is to study some processes in which energy is released, and its relationship with heat and work, as well as to define each type of exothermic or endothermic process based on the studies and calculations involved in each reaction based on first law of thermodynamics.

For that, it was of fundamental importance also in this work to do the study and study of the thermometric scales, knowing that the energy released in each process or reaction can be measured by means of a calorimeter and a measuring instrument that we know the thermometer, as well as its respective representation unit, Klevin and Fahrenheit.

Keywords: Thermodynamics, Enthalpy, exothermic, endothermic, temperature, calorimeter, energy

Sumário

1 Introdução.....	10
1.1 Abordagem histórica.....	10
1.2 Termodinâmica e conceitos básicos.....	11
2. Considerações em relação ao ensino de ciências da natureza como base na Nacional Comum Curricular (BNCC) na perspectiva de ensino fundamental e médio.....	14
3. Termologia e à construção do termômetro.....	16
3.1 Fundamentos gerais para estabelecer uma escala termométrica	17
3.2 Apresentação das escalas termométricas.....	18
3.3 Termômetros.....	19
3.4 Escalas Termométrica.....	20
4. Calorimetria e as diferentes forma de calor	21
4.1 O que é calor.....	21
4.2 O que é um calorímetro e sua função	24
5. Termoquímica.....	25
5.1 Tipos e processos de liberação de energia química	25
5.2 Energia e Trabalho	26
5.3 Variação de Energia e Entalpia	27
5.4 Tipos de Entalpia.....	28
5.4.1 Entalpia de Reação	28
5.4.2 Entalpia de Formação.....	29
5.4.3 Entalpia de Combustão.....	30
6. Objetivo.....	31
7. Metodologia e Aplicação do Minicurso.....	32
7.1 Primeiro Dia de Curso.....	34
7.2 Segundo dia de Curso	35
7.3 Terceiro dia de Curso	36
7.4 Quarto dia de Curso	39
7.5 Quinto dia de Curso.....	44
7.6 Resultados e Discussões	47
8. Conclusão.....	49
9. Referências Bibliográficas.....	50

1 Introdução

1.1 Abordagem histórica

Ao longo da história o homem procurou modificar a natureza ao seu redor, a fim de alcançar o seu bem estar, prazer, conforto e comodidade, fazendo mudanças ao seu redor na natureza foi acumulando conhecimento ao longo do tempo, com as mudanças que as necessidades que exigiam.

Esses conhecimentos permitiram as mudanças no meio ambiente se organizam por meio de métodos que deram origem às ciências.

A temperatura sempre trouxe ao homem um estado de conforto, ou desconforto por exemplo, em dias frios aquecer-se ao redor uma fogueira acesa, e até mesmo o cozimento dos alimentos que eram consumidos. Nesse sentido o homem através de varias experiências no seu habitat acumulou conhecimentos para conceituar temperatura.

Ao longo da história o homem se utilizou de algumas ferramentas como a roda, a roldana o plano inclinado, moinhos de água, para substituir o seu esforço físico e braçal, na execução de varias tarefas quem eram realizadas manualmente.

Outro avanço no desenvolvimento do trabalho foi a invenção da maquina a vapor, que possibilitou ao homem a conversão da energia química armazenada nos combustíveis em calor e sua transformação em trabalho mecânico.

A termodinâmica, a área de conhecimento da ciência estudada em físico-química, se consolidou com a invenção da maquina a vapor possibilitando o entendimento das transformações e trocas de energia incluindo suas vizinhanças e mudanças de estados físicos dentro de sistemas termodinâmicos.

Os fenômenos mensuráveis no estudo da termodinâmica, considerando temperatura e trabalho, são mudanças de estado físico, variação de energia dependendo do combustível usado, das maquinas empregadas e da liberação de energia das reações químicas, em um determinado período de tempo.

1.2 Termodinâmica e conceitos básicos

Os conceitos básicos para a compreensão dos fenômenos termodinâmicos são: o estado físico, e químico da matéria, sendo a matéria tudo aquilo que ocupa lugar no espaço.

O estado físico é compreendido como sendo a matéria no estado, sólido, líquido, gasoso ou gel, sendo sua determinação atrelada às variáveis de temperatura, pressão, e volume em um determinado período de tempo.

Compreendemos como estado químico, o movimento cinético de partículas que compõem a matéria com as variáveis de temperatura pressão atmosférica e volume dentro de variação tempo.

Tanto no estado físico como estado químico devemos levar em consideração os arranjos de agregação das partículas existente na matéria, que dependerá da quantidade de energia liberada/absorvida para quebrar ou rearranjar os átomos envolvidos na reação química

O processo de obtenção de energia dos seres vivos via processo metabólico e as transformações nos ciclos biogeoquímicos estão diretamente ligados à troca energética, variação temperatura e também são classificados como transformações termodinâmicas.

Com objetivo de compreender conceitos físicos e termodinâmicos de calor, e trabalho, assim como a quantidade da troca de calor e trabalho realizado por um sistema físico, foi desenvolvido dentro do contexto científico o que o hoje denomina-se as leis da termodinâmica, e esses conceitos são regidos, definidos e estabelecidos pelas três leis da termodinâmica e traz os seguintes enunciados:

Nos estudos de termodinâmica a sua primeira lei vem abordar o princípio da conservação de energia, onde diz que em sistema termodinâmico, o calor absorvido é equivale ao trabalho realizado por esse sistema, uma vez que a energia não se perde ela se transforma, dessa forma a energia total de um sistema se mantém constante.

Sendo um sistema ao receber energia na forma de calor esse sistema pode

realiza um trabalho, nos estudos de termodinâmica calor será representado pela letra (Q). e o aumento da variação de energia em termodinâmica será representado pela letra(ΔU) dessa forma.

Dessa forma foi estabelecido a equação da primeira lei da termodinâmica

$$\Delta U = Q - W$$

Onde

ΔU – variação de energia interna (cal ou J)

Q – calor (cal ou J)

W = pressão x ΔT

Para o uso correto dessa equação precisamos nos atentar para convenção dos sinais:

W > 0 positivo(+): O sistema se expande e perde energia para a vizinhança.

W < 0 negativo(-): O sistema se contrai e recebe energia da vizinhança.

Q > 0: a energia por calor passa da vizinhança para o sistema.

Q < 0: a energia por calor passa do sistema para a vizinhança.

ΔU – será positivo, se a temperatura do sistema aumentar.

ΔU – será negativo, se a temperatura do sistema diminuir.

Na segunda lei da termodinâmica estabelecidas por Sadi Carnot (1796-1832), em seus estudos relacionados com máquina à vapor, vem abordar as condições e as limitações colocada por um sistema para realizar trabalho.

A segunda lei aborda principalmente à transferência espontânea da troca de calor entre um sistema, sendo que o fluxo de calor se efetua sempre do sistema de maior temperatura para o de menor temperatura, no entanto nesse processo existem

percas, e dessa forma nem todo trabalho é convertido em calor, a segunda lei pode ser expressa pela seguinte equação matemática:

$$\eta = (Q_A - Q_B) / Q_A \quad (\text{Eq.1})$$

Onde:

η : rendimento

Q_A = Quantidade calor fornecido via aquecimento

Q_B = Quantidade calor não utilizado para realizar trabalho.

A terceira lei da termodinâmica, vem abordar um conceito denominado entropia, e vem analisar o comportamento da matéria próximo de zero, nesse sentido a segunda lei tem um forte tendência à determinar um referencial para a determinação da entropia.

A entropia determina a desordem de um sistema, levando em conta o arranjo e o rearranjo das moléculas em seu formato organizatório e de movimentação, quanto maior for o movimento cinético, do sistema ou de uma reação química, maior será sua entropia.

Nos próximos capítulos apresentaremos como os alunos de ensino fundamental e médio aplicam os conceitos de energia e trabalho diferentemente do conceito abordado cientificamente.

2. Definindo os conceitos de energia e trabalho.

Frequentemente ouvimos frases, do tipo: *“eu tenho um blusa que esquenta”* ou *“fecha a porta que é para o frio não entrar”*. essas expressões não utilizam uma linguagem científica, dentro do estudo da termodinâmica.

Esta constatação traz serias consequências quando se faz o aprofundamento de conteúdos em níveis mais avançados em termoquímica, com por exemplo, calor de formação, mudança de variação de estado físico químico, lei de Hess dentre outros conceitos.

Esses conceitos em termodinâmica seriam aplicados com uma linguagem científica correta no cotidiano, se esses conhecimentos tivessem sido aprendidos corretamente, um desses locais de aprendizagem é escola.

3. Considerações em relação ao ensino de ciências da natureza com a Base Nacional Comum Curricular (BNCC) na perspectiva de ensino fundamental e médio.

Visando agregar e contribuir com uma formação contextualizada e preparar o aluno para o enfrentamento da sociedade, agregando a ele senso crítico, dando a ele a capacidade de encaminhar iniciativas, realizar argumentos, apresentar e propor alternativas fazendo o uso das ciências e tecnologias, é de extrema necessidade o desenvolvimento de práticas educacionais cada vez mais interativas correlacionadas como as demais áreas do conhecimento, seja no âmbito científico, sociocultural, na política, econômica, na filosofia, é nesse contexto atual da nova conjuntura em que vivemos é que se apresenta uma mudança significativa que diz respeito às estruturas de como fazer essas relações e contextualizações. (BNCC. 2015)

Nessas inter relações e circunstâncias que acompanham essas modificações segue a proposta da BNCC no que diz respeito ao o ensino de Ciências da Natureza e suas tecnologias, e interagindo com Biologia, Física e Química indica desenvolver e sistematizar as formas de ensino e aprendizagem. (BNCC. 2015)

Para o ensino fundamental até o 9º ano a BNCC propõem uma série de organização e sistematização afim de instrumentalizar o aluno para que ele consiga interpretar fenômenos naturais juntamente com processos tecnológicos, possibilitando ao aluno uma visão e apropriação de conceitos e teorias nos mais diversos campos das Ciências. (BNCC. 2015)

Isso de um certo modo significa propiciar ao aluno o protagonismo do processo de ensino e aprendizagem e o professor o mediador desse processo. (BNCC. 2015)

No Ensino Fundamental, os estudantes têm a oportunidade de enfrentar questões que demandam a aplicação dos conhecimentos sobre Matéria e Energia em uma perspectiva fenomenológica, com o objetivo de introduzir a prática da investigação

científica e ressaltar a importância dessa temática na análise do mundo contemporâneo.

[...] No Ensino Médio, espera-se uma diversificação de situações-problema, incluindo aquelas que permitam aos jovens a aplicação de modelos com maior nível de abstração e de propostas de intervenção em contextos mais amplos e complexos [...] (BNCC. 2015)

Uma perspectiva ainda maior para além do ensino fundamental que compreende até o 9º ano, visando a BNCC, indica e propõem para o ensino médio um aprofundamento conceitual no que diz respeito ao conjunto de especificidade para o contexto e temas como Matéria e Energia, Vida e Evolução, Terra e Universo, conteúdos e temas que são primordiais para o pleno desenvolvimento das competências e aquisição do conhecimento. (BNCC. 2015)

O principal objetivo de consolidar esses conceitos no ensino fundamental é justamente para que no ensino médio seja possível relacionar, aprofundar e ampliar esses conceitos dentro de uma perspectiva mais complexa em cada área específica do conhecimento. (BNCC. 2015)

Além dessa ampliação que foi citada no parágrafo acima, a BNCC, sinaliza que os estudantes ampliem os seu horizontes para as práticas e desenvolvimento de habilidades investigativas, e sendo que o desenvolvimento dessas habilidades não é uma exclusividade do ensino médio, é uma prática que no ensino médio deve ser aprofundada, porém logo no ensino fundamental deve-se instigar os alunos às práticas investigativas. (BNCC. 2015)

[...] Os estudantes também começam a se apropriar de explicações científicas envolvendo as temáticas Vida e Evolução e Terra e Universo no Ensino Fundamental. Eles exploram aspectos referentes tanto aos seres humanos (com a compreensão da organização e o funcionamento de seu corpo, da necessidade de auto cuidado e de respeito ao outro, das modificações físicas e emocionais que acompanham a adolescência etc.) quanto aos demais seres vivos (como a dinâmica dos biomas brasileiros e questões ambientais atuais). Também procedem análises do sistema

Contudo esse trabalho de Trabalho de Conclusão de Curso (TCC), tem como foco principal fazer a relações da 1º lei da termodinâmica levando em consideração a atual proposta de BNCC (BNCC. 2015)

Abordaremos algumas questões relacionadas com o **calor**, **energia** assim como a energia envolvida em alguns processos.

A liberação energética liberada ou absorvida em um processo químico, reações exotérmica e endotérmica. (o caso do acidente da cidade de Beirute no Líbano)

O conceito e relação sobre a diferença entre calor e temperatura, e a influência da evolução da máquina vapor.

A eficiência e o poder energético na queima de combustíveis, nos motores a combustão.

As transformações energéticas empregadas nos processo metabólico na fermentação, fotossíntese respiração aeróbica e anaeróbica.

4. Termologia e construção do termômetro

Sendo a termodinâmica a ciência que se propõem a fazer o estudo do calor e da temperatura, e ambas as grandezas estão relacionadas, e para isso foi de fundamental importância a construção e o desenvolvimento do termômetro.

Ao tocarmos a mão em um objeto metálico e ao mesmo tempo em um objeto de madeira, ambos no mesmo ambiente, a sensação que temos é o objeto metálico está mais frio, pois somos levados facilmente ao erro pois se trata de uma característica sensível uma vez que o corpo humano consegue diferenciar somente entre a sensação de "frio" e "quente" por esse motivo é que foi de muita importância, estabelecer um instrumento formal de medida da temperatura, fazendo a comparações entre as variações de suas propriedades físicas, entre substâncias e materiais, levando em consideração suas propriedades mensuráveis como volume, pressão resistência elétrica entre outras.

[...] Embora se trate de uma grandeza fortemente inserida no cotidiano, a temperatura apresenta alguns aspectos que a fazem um caso peculiar entre as grandezas físicas. Basta pensar, por exemplo, que se forem unidos dois pedaço de metal com 1m de comprimento cada o comprimento total resultante seria de 2 m; já o mesmo não se passa ao juntar dois corpos encontrando-se cada um deles inicialmente a temperatura de $10 \pm \text{ }^\circ\text{C}$, pois não passaremos a ter um corpo a com 20°C , mas sim a 10°C a temperatura e uma propriedade intensiva [...] (Prazeres 2006)

4.1 Fundamentos gerais para estabelecer uma escala termométrica.

A forma mais eficaz para estabelecer e criar uma escala termométrica é encontramos uma substância, que tenha uma condição de modificar-se continuamente em função da variação de temperatura.

Podemos pegar um exemplo bem prático a variação do comprimento de uma barra de alumínio que tem o seu comprimento aumentado (dilatação), quando submetida a uma variação de temperatura, também tem o aumento do comprimento ($\Delta \ell$) que esta diretamente relacionada com a variação de temperatura (Δt).

Estabelecendo uma variável "x", uma grandeza adequada para o caso acima podemos determinar que $x = (\Delta \ell)$.

Essa mesma relação pode também ser estabelecida para líquidos, e no caso específico do estudo da termodinâmica, os primeiros termômetros foram construídos, à base de mercúrio, hoje não sendo mais utilizado a base de mercúrio, por trata-se de um metal pesado acumulativo no organismo, e que provoca câncer.

Por via de regra, os termômetros que consiste no princípio da dilatação de líquidos, estabelece como princípio de funcionamento, do processo de expansão volumétrica, sofrendo pequenas variações de temperatura, sua função estabelecida ocorre de forma linear sendo do tipo: $t(\mathbf{x}) = a\mathbf{x} + b$, onde "t" refere-se à temperatura da substâncias empregada que sofre mudanças na propriedade \mathbf{x} da substância.

Os pontos "a" e "b" são constantes que estão atreladas as características das substâncias que podem ser calculados para a determinação dos pontos específicos de cada escala.

Por convenção e modo geral em sistema de escala termométrica os pontos fixos são estabelecidos da seguinte forma:

a) 1º ponto fixo (ponto do gelo) sob a condição normal de 1atm (t_1)

b) 2º ponto fixo (ponto de vapor) ebulição da água nas condições sob pressão normal e 1 atm; (t_2)

Dividindo em intervalos iguais as variações entre correspondentes entre (t_1) e (t_2), que corresponde a variação de temperatura, cada parte, cada intervalo corresponde a uma unidade de que chamamos de grau na escala.

Os valores numéricos estabelecidos nas escalas termométricas será constituído dentro de uma escala usada e determinada entre pontos de referência.

[...] A rigor, o numero que indica a temperatura e um valor arbitrário definido quando do estabelecimento da escala. Assim, um corpo a 30 $^{\circ}\text{C}$ e mais quente que um outro a 10 $^{\circ}\text{C}$, mas isso não significa que o primeiro corpo seja três vezes mais quente que o segundo[...] (Prazeres 2006)

Somente após o momento em que precisamente foi possível determinar a variação de temperatura, com precisão e sem equívocos, foi possível o desenvolvimento concreto, para o avanço dos estudos em termodinâmica.

Precisamente esses estudos interagem muito com as disciplinas de Física e Química e nesse contexto surgiram as grandezas que ganharam conotações práticas e mensuráveis, que hoje chamamos de escalas termométricas.

4.2 Apresentação das escalas termométricas

Em Física entende-se como temperatura uma grandeza (variável), mensurável que esta diretamente relacionadas com nível de agitação das partículas de um corpo.

Sendo assim quanto maior fora a agitação das partículas de um corpo maior será sua temperatura, e que podemos verificar por meio de um instrumento chamado termômetro.

Todos os corpos, seja ele encontrado no estado físico sólido, líquido, gasoso ou gel, suas partículas estão em movimento, essa energia que condiciona essa mobilidade das partículas é denominada energia cinética que esta diretamente atrelada a energia térmica do material ou substâncias.

4.3 Termômetros

Utilizados para determinar o nível de agitação das moléculas(**temperatura**) o termômetro é o instrumento que tem essa capacidade, muitos consiste de um líquido que tem capacidade de sofrer variações volumétricas em função da temperatura um dos mais conhecidos é de mercúrio que foi citado acima.

Atualmente com o avanço tecnológico e científico temos vários tipos de termômetros, analógico, digital, fone de ouvido e ate mesmo à laser, segue abaixo exemplos de alguns deles

Figura 1 - Termômetro para ambientes



Fonte: www.shutterstock.com - ID livre de direitos: 1742928524

Figura 2 - Termômetro Clínico de vidro com mercúrio utilizado na área de saúde, para medir a temperatura do corpo humano.



Fonte: www.shutterstock.com - ID livre de direitos: 637948750

Figura 3 - Termômetro de Infravermelho para uso industrial, com capacidade para medir temperatura de -50°C até 380°C



Fonte: www.shutterstock.com - ID livre de direitos: 1757783093

Figura 4 - Termômetro digital para uso industrial, para verificar temperatura de estufa



Fonte: Elaborado pelo autor

4.4 Escalas Termométricas

Usualmente nos estudo de temperatura utilizamos três escalas termométricas são elas: Celsius, Fahrenheit e Kelvin.

Criada por Andrés Celsius essa escala teve como referencial a temperatura do gelo fundente para determinar o primeiro ponto fixo à 0º grau e para a temperatura de vapor de água em ebulição com sendo 100ºC.

Na escala Fahrenheit foi determinado com sendo referencial a temperatura do gelo fundente para determinar o primeiro ponto fixo 32ºF e para a temperatura de vapor de água em ebulição com sendo 212ºF.

No entanto a escala Kelvin, é escala adotada pelo **Sistema Internacional de Unidades(SI)** estabelecendo com um padrão e adota para os estudos em

termodinâmica, definindo para o gelo fundente a temperatura de 273,15K, e para ponto de vapor de água em ebulição com sendo 373,15K

A escala Kelvin também é conhecida como escala absoluta, onde cientificamente admite que a uma temperatura de zero kelvin, as partículas de um corpo estão estáticas e sem nenhum movimento cinético.

5. Calorimetria e as diferentes forma de calor

Dentre os principais temas abordados em termodinâmica é de fundamental importância o estudo da calorimetria onde envolve três grandezas mensuráveis, calor, caloria e temperatura, o tópico temperatura já foi definido e abordado, falaremos agora das outras duas grandezas calor e caloria.

Nos estudo geral sobre calor define-se como calorimetria o estudo entre as trocas de energia térmica que se da na forma de calor entre dois ou mais corpos e suas vizinhanças/meios.

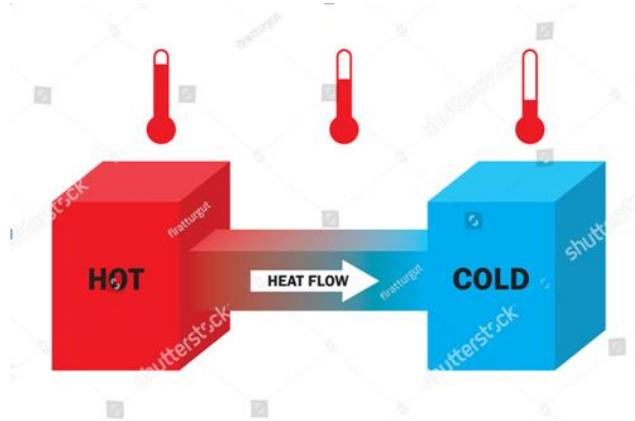
É por meio dos estudos e práticas em calorimetria que é possível determinar qual corpo vai ceder ou ganhar calor, e quando vão atingir o equilíbrio térmico e qual é a energia necessária para que ocorram as mudanças de estado.

5.1 O que é calor

Muitas vezes confundido com quente ou frio, calor por definição é um fluxo de energia térmica de um corpo de maior temperatura, para um corpo de menor temperatura, até ambos atingirem a mesma temperatura, sempre sendo que quem ganha calor é o corpo de menor temperatura e quem perde é o de maior temperatura.

Ex: Imaginemos o corpo **A₁** com temperatura de 55°C e o corpo **B₂**, com temperatura de 40°C, em um processo de energia em transito que denominamos calor, **A₁** fornecera calor para **B₂** até ambos atingirem um estado de equilíbrio.

Figura 6 - Fluxo de calor e equilíbrio térmico, transferência de energia térmica entre objetos quentes e frios.



Fonte: www.shutterstock.com ID livre de direitos: 1782353228

A quantidade de calor recebido e cedido é possível de ser calculado por meios da equação fundamental da calorimetria, assim como as formas de calor para a mudança de estado.

Para efeito de cálculos utilizamos como unidade de medida para mensurar o calor a **caloria**, que representamos pela abreviação **cal**. temos outras unidades correspondentes a caloria que é o joule, sendo por convenção 1cal é o equivalente à 4,18J

Esse exemplo citado acima é comprovado pela formula geral da calorimetria e também pelo princípio da igualdade entre calor.

Equação geral da calorimetria:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta\theta \quad \text{(Equação 1)}$$

onde:

Q = quantidade de calor

m = massa

c = calor específico

$\Delta\theta$ = variação de temperatura

Pelo princípio da conservação da energia temos que a quantidade de calor cedida por um corpo é numericamente igual a de calor recebida pelo outro corpo. Representamos essa sentença da seguinte forma matemática:

$$Q = m.c.\Delta\theta + Q = m.c.\Delta\theta \text{ _____ (Equação 2)}$$

$$\Delta\text{calor recebido} + \Delta\text{calor cedido} = 0$$

4.2 Capacidade térmica e forma de calor.

Denominamos capacidade térmica a quantidade de calor para que um corpo ou substância sofra a variação de 1°C a temperatura de todo o um corpo, podendo ser calculada pela seguinte equação matemática:

$$C = Q / \Delta\theta \text{ _____ (Equação 3)}$$

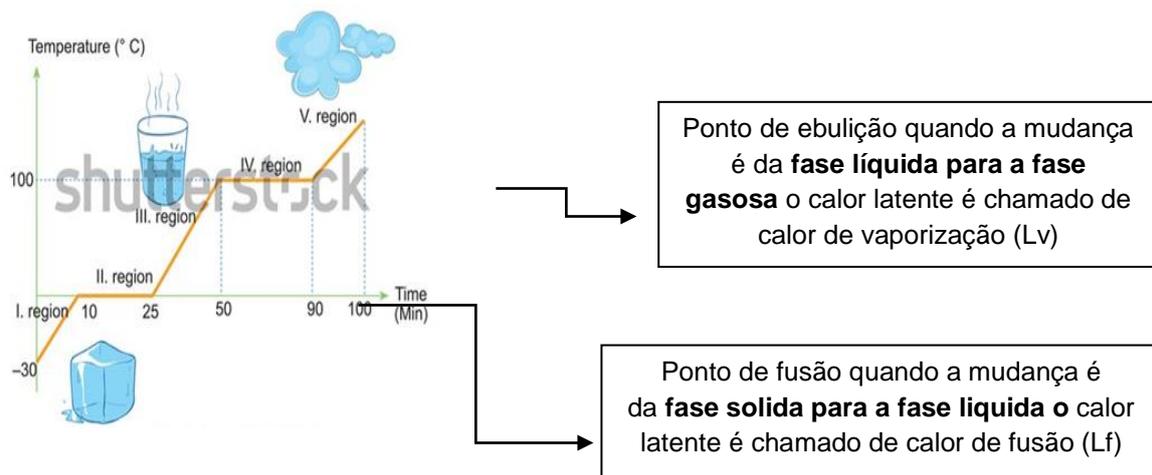
sendo unidade específica de medida cal/°C ou J/°C.

Calor específico: é quantidade de calor necessária para que em 1°C a temperatura de 1g de um corpo seja levando em consideração sua capacidade térmica por unidade de massa, podendo ser calculada pela seguinte expressão matemática, $c = C/m$.

Calor sensível: forma de calor responsável por produzir variação de temperatura.

Calor latente: ocorre mudança no estado físico da substância, sendo assim a substância pode passar do estado sólido para o líquido ou do líquido para o gasoso, ou seja, no calor latente ocorre a mudança da variação do estado físico da matéria.

Figura 7 - Gráfico de mudanças de fases para água



Fonte: www.shutterstock.com ID livre de direitos: 1683795469

5.2. O que é um calorímetro e sua função.

Utilizados em laboratórios com a função de fazer o estudo da quantidade de calor entre dois corpos com diferentes temperatura, ou também para determinar a quantidade de energia desprendida em um reação química o calorímetro é um instrumento que tem com principal função não deixar que ocorra a entrada ou saída do fluxo de calor e o objeto de estudo.

São formados de paredes finas envolvidos por outro recipiente de paredes mais espessas e isolante, um exemplo bem prático de um calorímetro é a garrafa térmica que utilizamos em nossas casas.

[...] Os calorímetros são classificados de acordo com as trocas térmicas. São considerados adiabáticos quando não há troca de calor entre a célula e o ambiente (fronteira adiabática); isotérmicos quando as trocas de calor entre a célula e o ambiente são intensas (fronteira diatérmica) e isoperibólico quando o ambiente está a uma temperatura constante e as trocas de calor entre as duas partes são pequenas [...] (Filho 2010)

6. Termoquímica

Calor e temperatura foram temas que até o presente momento foram abordados neste trabalho, chegou o momento de abordar a energia envolvida nas reações químicas, aquele tipos de energia que envolve a quebra e o rearranjo dos átomos para formação de novas substâncias, e compreender como reação química é capaz de liberar ou absorver calor.

Em diversas situações em nosso cotidiano presenciamos situações que envolvem reações químicas que provoca mudanças na temperatura ambiente, como por exemplo a queima de carvão, além de libera calor também temos a liberação de luz.

Esse fato da queima do carvão liberar energia na forma de calor permite que seja utilizado em churrasqueiras, porem variação temperatura não é única evidencia de variação de energia, temos diversas outras formas de liberação de energia.

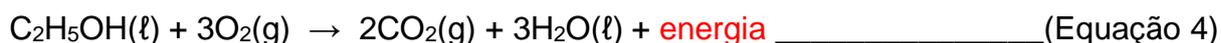
6.1 Tipos e processos de liberação de energia química

Em termoquímica existem vários processos onde envolvem liberação ou absorção de energia, dentre elas podemos destacar as reações exotérmicas e as endotérmicas.

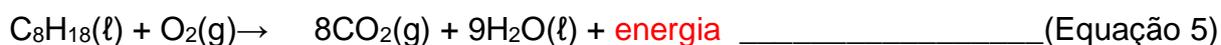
As reações exotérmicas são aquela que liberam energia para o meio externo, podemos citar com exemplo o funcionamento dos motores de carro, pois seu funcionamento se da por meio da combustão de álcool, ou outro combustível, onde ocorre a liberação energia que é utilizada para movimentar o motor.

Ex: Reações exotérmicas

Reação de Combustão do álcool



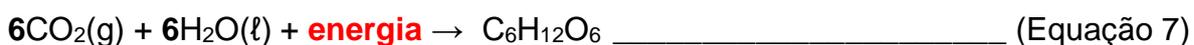
Reação de Combustão da gasolina



Porém, as reações ou processos endotérmicos são aquelas que ocorrem com a absorção de energia, ou seja, precisa-se fornecer energia para que a reação aconteça como no processo de decomposição da água.



O processo de fotossíntese onde confere as plantas sua energia é denominado um processo endotérmico:



6.2 Energia e Trabalho

Originalmente do grego a palavra energia significa trabalho, logo assim se um sistema tem energia ele capaz de realizar trabalho, sendo que energia em seu contexto mais amplo de aplicação esta relacionada com a realização de tarefas e ações podendo mover objetos e até mesmo a energia empregada em uma reação química.

[...] Um veículo movido a gasolina, álcool ou diesel transforma a energia química, contida nas moléculas desses combustíveis, em calor e energia mecânica, responsáveis pela movimentação do automóvel. [...] (Mota 2010)

Nesse sentido a energia derivada da queima de combustível é de extrema importância para a sociedade, pois os motores a combustão trouxeram um avanço considerável para humanidade no que diz respeito à locomoção e transporte.

Porem o foco de nosso trabalho e precisamente compreender como esses combustíveis consegue transformar a energia química em outras formas de energia.

De maneira geral os compostos químicos são formados por meio de ligações químicas podendo ser elas do tipo iônico, covalente, ou metálica vão originar os composto químicos, por meio de reações químicas envolvendo a quebra de ligações existente entre os átomos envolvendo o arranjo e o rearranjo dos átomos para a formação de novas substâncias.

Um exemplo bem clássico e podemos citar como exemplo a reação de combustão do gás (metano) conhecido também como gás de cozinha, o gás metano derivado do petróleo é originado a partir de quatro ligações químicas covalentes entre hidrogênio e carbono.

Ao ser queimado o gás metano, quando reagindo com o oxigênio do ar (O_2), acaba gerando com produtos gás carbônico(CO_2) e água no foram de vapor como demonstrado abaixo na equação química:



Portanto, estamos falando de uma reação química exotérmica com capacidade realizar um trabalho.

Do ponto vista da estrutural e químico essa reação ocorre com quebras significantes, de energia entre os átomos que estão sendo formados e os que sendo originados, e a energia contida em uma ligação química esta diretamente ligada e atrelada aos átomos envolvidos e seu tipo de ligação.

Por esse motivo os produtos e reagentes estão em níveis diferentes de energia, sendo essa diferença liberada na forma de calor, podendo ser empregado para varias utilidades.

[...] Sabemos que a energia não pode ser criada ou destruída, apenas transformada. Fazemos um paralelo entre uma viagem de automóvel numa estrada montanhosa com o caminho de uma reação química, dos reagentes até os produtos. [...] (Mota 2010)

Dentro contexto do estudos em termoquímica esse patamar energético recebe o nome de entalpia (ΔH), que trata-se de uma grandeza termodinâmica onde diz que a energia interna a uma pressão constante e por envolver energia pode ser expressa nas seguintes unidades de medida, Joule(J), kilo/Joule (kJ) e calorias (cal) podendo também ser expressa e representada graficamente, mostrando o sentido da reação química envolvendo os produtos, reagentes e quantidade de energia libera em cada mol da reação.

6.3 Variação de Energia e Entalpia

Em termoquímica defini-se como entalpia a variação de energia interna de um sistema com volume constante é sempre igual à quantidade de calor absorvida ou libera, reação exotérmica ou endotérmica, analogamente podemos ser representada pela seguinte equação matemática:

$$\Delta = \Delta H_{\text{final}} - \Delta H_{\text{inicial}} \quad \text{(Equação 9)}$$

E como já definimos anteriormente trabalho com sendo igual à energia podemos concluir então que a **variação de entalpia de um sistema é igual trabalho realizado por esse sistema.**

6.4 Tipos de Entalpia

É comum no estudo de termoquímica referenciar o tipo de entalpia que vamos trabalhar em uma determinado tipo de reação, para assim definir qual tipo de entalpia vamos calcular, no entanto a variação de energia sempre tem que ser compreendida como sendo o calor trocado em um determinado tipo de reação. Para o conteúdo didático do ensino médio as entalpias mais trabalhadas são as de reação, formação e combustão.

6.4.1 Entalpia de Reação: Alteração de energia em uma reação química qualquer, é dada pela diferença de entalpia dos reagentes e produtos.

Exemplo: $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\Delta H_f = - 285,8 \text{ kJ/mol}$ _____ (Equação 10)

$$\Delta H_f = \sum \Delta H_{\text{produto}} - \sum \Delta H_{\text{reagentes}}$$

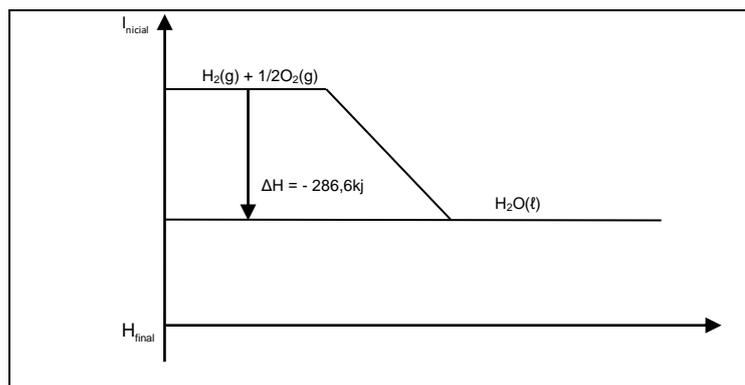
$$\Delta H_f = \sum [\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\ell)}] - \sum \Delta [(\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}))]$$

$$\Delta H_f = [- 285,8] - [0]$$

$$\Delta H_f = - 285,8 \text{ kJ/mol}.$$

Ou seja para cada 1mol de $\text{H}_2(\text{g})$ reagindo com 1/2 mol de gás oxigênio são liberados de -285,8 kcal de energia, reação exotérmica $\Delta H(-)$ assumindo valor negativo

Figura 9 - Gráfico representativo da entalpia para reação de síntese da água



Fonte: Elaborado pelo autor

6.4.2 Entalpia de Formação: variação de energia do processo de formação de 1 mol de uma substância a partir de outras substâncias simples no estado padrão.

Exemplo: $C_{\text{grafite}} + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H_f = -393,5 \text{ kJ/mol}$ _____ (Equação 11)

$$\Delta H_f = \sum \Delta H_{\text{produto}} - \sum \Delta H_{\text{reagentes}}$$

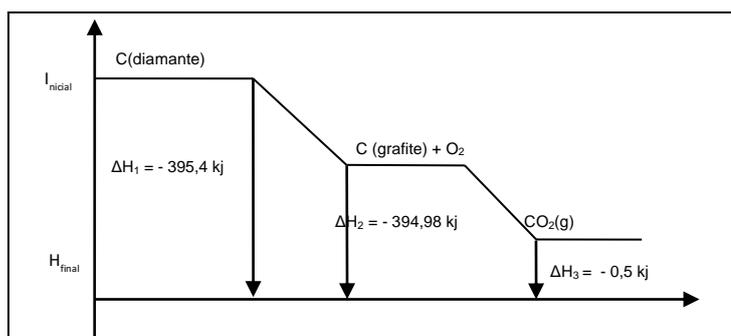
$$\Delta H_f = \sum \Delta H[CO_2(g)] - \sum [C_{\text{(grafite)}} + O_2(g)]$$

$$\Delta H_f = [-393,5] - [0]$$

$$\Delta H_f = -393,5 \text{ kJ/mol.}$$

Ou seja, para cada 1 mol de da grafite reagindo com mais 2 mol oxigênio são liberados de 393 kJ de energia, reação exotérmica $\Delta H(-)$ assumindo valor negativo.

Figura 10 - Gráfico representativo para entalpia da grafite



Fonte: Elaborado pelo autor

6.4.3 Entalpia de Combustão: mudança de energia em uma reação de combustão de 1mol de uma substância. É dada pela diferença de entalpia dos reagentes e produtos.

Exemplo: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\Delta H = -891\text{kJ/mol}$ ____ (Equação 12)

$$\Delta H_f = \sum \Delta H_{\text{produto}} - \sum \Delta H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H_f = \sum \Delta H [\text{2H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})] - \sum \Delta H [\text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})]$$

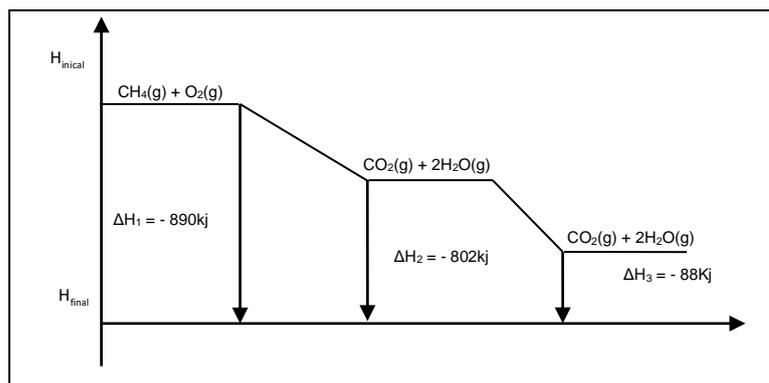
$$\Delta H_f = [-394 + 2(-286)] - [-75]$$

$$\Delta H_f = -966 + (-75)$$

$$\Delta H_f = -891 \text{ kJ/mol}$$

Ou seja, para 1mol de gás metano reagindo com 2mol de gás oxigênio serão liberados 891 kJ/mol, reação exotérmica $\Delta H(-)$ assumindo valor negativo.

Figura 11 - Gráfico representativo de combustão do gás metano



Fonte: Elaborado pelo autor

7. Objetivo

Os conteúdos abordados na disciplina de Química por muitas vezes se constitui de forma um tanto quanto abstrata, e por isso se torna de difícil compreensão do conteúdo por parte dos alunos.

Assim como outras disciplinas Química para ser compreendido em seu sentido amplo, precisa ser exemplificada na teoria contextualizado com a prática fazendo relações como outras disciplinas, pois os alguns temas e conteúdos abordados em Química requer muitas vezes relações com Matemática e Física disciplinas essas que causam o receio por parte dos estudantes, ainda mais se nesse contexto houver cálculos para serem realizados.

E com o propósito de incentivar e despertar os alunos para esse temática, propondo um ensino científico no que diz respeito ao estudo da primeira lei da termodinâmica é que esse trabalho se apresenta.

Fazer o estudo da primeira lei da termodinâmica de uma forma teórica e prática, desde a sua evolução, abordando os principais temas do estudo do calor e temperatura, e seus principais conceitos.

O conceito de calor e energia por muitas vezes é abordado de forma equivocada, utilizando conceitos errados em estudo mais avançado e aprofundado com rigor científico quando se abordada o estudo de termoquímica.

Nesse aspecto adotaremos como proposta didática a abordagem dos conceitos de calor e energia, desde uma abordagem mais simples até chegarmos em conceitos mais aprofundados em termodinâmica.

Nesse sentido propõe-se, com objetivo a aplicação de um minicurso onde os alunos possam realizar práticas laboratoriais com o objetivos de verificar e quantificar a liberação de energia ocorrente em determinadas reações químicas a construção de um calorímetro para compreender a diferença entre calor e energia em alguns processos.

8. Metodologia e Aplicação do Minicurso

Tempo de duração do minicurso: O desenvolvimento deste projeto se constituirá com a aplicação de um conjunto de atividades didáticas concentrada no formato de um minicurso com uma carga horária de 16 horas/aulas dividido em 5 dias.

Título: Construção de calorímetro para verificar a liberação de energia na forma de calor de uma reação química.

Finalidade: O minicurso tem como principal finalidade fazer a abordagem do conteúdo de termoquímica, precisamente a liberação de calor e energia em processos endotérmicos e exotérmicos, fazendo a utilização do calorímetro.

Público Alvo: Alunos do ensino médio especificamente alunos do 3º ano do ensino médio, pois alguns tópicos do minicurso requer como pré-requisito conteúdos de química abordados no 1º e 2º ano do ensino médio.

Caracterização da escola: Escola pública, com cerca de 300 alunos, com cada turma com 30 alunos.

Caracterização do momento que a proposta será aplicada:

O minicurso será realizado no contra turno do período de aula.

Conteúdos a serem trabalhados durante o minicurso:

- ✓ Definição de termoquímica e sua finalidade de estudo.
- ✓ A importância e a evolução da máquina a vapor para o desenvolvimento da termoquímica.
- ✓ Definição de calor e energia.
- ✓ Processo endotérmico (absorção de calor)
- ✓ Processo exotérmico (liberação de calor)

✓ Caracterização de processo endotérmico ou exotérmico por meio da escrita/equações químicas com seus valores de energia.

✓ Definição de entalpia (ΔH) e compreensão do sinal positivo e negativo em um processo termoquímico.

✓ **Determinação e compreensão do que é entalpia (ΔH) e a energia liberada na forma de calor de cada substância.**

✓ Tipos de entalpia: **Reação, Formação, Combustão**

✓ Análise da energia inicial e a energia final, e sua diferença entre os estados finais e iniciais de cada valor.

✓ Equações termoquímica.

$\Delta H > \text{zero}$ processo endotérmico, absorção de calor.

$\Delta H < \text{zero}$ processo exotérmico, liberação de calor.

✓ Construção e aplicação do calorímetro.

✓ Definição de caloria e a quantidade energia para variar um 1°C de temperatura.

✓ Unidades de medidas de energia e sua correlações (caloria, joule, kilo/caloria e kilo/joule).

✓ Relação entre calor e quantidade matéria/reagente

8.1 Primeiro Dia de Curso

Objetivo:

Apresentar aos alunos o objetivo e a proposta do minicurso assim como a metodologia empregada no processo de sua realização, bem como os conteúdos que serão abordado no minicurso.

Conteúdos específicos:

Compreender e entender a definição e a finalidade do estudo da termoquímica, assim como algumas de suas aplicações e a evolução da maquina a vapor e sua importância no estudo da termoquímica.

Duração: 4 Horas/aulas

Atividade avaliativa para o primeiro dia de curso: Após explanação teoria com aula expositiva sobre os conteúdos do 1º dia de minicurso os alunos vão ser divididos em 5 grupos de 6 alunos cada, onde cada grupo fará as seguintes atividades descritas abaixo com caráter avaliativo.

1º) Fazer a leitura de dois artigos científicos:

- a) As Leis Da Termodinâmica Sadi Carnot e as Transformações Sociais
- b) Calor e temperatura no ensino de termoquímica.

2º) Assistir dois tutoriais no youtube:

a) Revolução Industrial

https://www.youtube.com/watch?v=aVQ_1srdzK4&t

b) Diferença entre temperatura e calor

<https://www.youtube.com/watch?v=tC0tVo5r6tU>

3º) Atividade Avaliativa para o primeiro dia do curso:

Redigir um texto de forma dissertativa argumentativa sobre os principais objetivos a cerca do estudo da termoquímica e a relação com o desenvolvimento da maquina a vapor.

8.2 Segundo dia de Curso

Objetivo:

Definição de calor e energia, mostrar e exemplificar para os alunos a diferença entre processos exotérmicos e endotérmicos, assim como essas situações estão presentes em nosso cotidiano, e a escrita química de cada processo.

Conteúdos específicos:

Classificar os fenômenos quanto à energia absorvida ou liberada em cada processo. (exotérmico /endotérmico)

Identificar uma equação termoquímica e qual delas ocorrem com a liberação ou a absorção de energia, assim como sua forma escrita envolvida em cada processo.

Escrita da equação química e sua representação gráfica do processo de liberação e absorção de calor. $\Delta H_f = \Sigma \Delta H_{\text{produto}} - \Sigma \Delta H_{\text{reagentes}}$

Duração: 4 Horas/aulas

Atividade avaliativa para o segundo dia de curso:

Após explanação teoria sobre conteúdos do 2º dia de minicurso os alunos novamente vão ser divididos em 5 grupos de 6 alunos cada, onde vão realizar as seguintes atividades com caráter avaliativo:

Após a exposição teórica pelo professor os alunos vão realizar uma atividade teórica onde terão que equacionar e representar graficamente algumas reações químicas e classificá-las em exotérmica e endotérmica.

Segue abaixo algumas das reações que será trabalhada em sala com o objetivo de reforçar a escrita química e a prática do esboço gráfico assim como a classificação de cada processo em exotérmico ou endotérmico.

	Reação	Entalpia (ΔH)	Classificação
a)	$\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\Delta H = - 285,8 \text{ kJ}$	
b)	$\text{C}_{\text{grafite}} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$	$\Delta H = - 393,5 \text{ kJ}$	
c)	$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\Delta H = - 891 \text{ kJ}$	

d)	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\Delta H = -1327 \text{ kJ}$	
e)	$6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq}) + 6\text{O}_2(\text{g})$	$\Delta H = + 2880 \text{ kJ}$	
f)	$\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\Delta H = + 43,9 \text{ kJ}$	
g)	$\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\Delta H = - 43,9 \text{ kJ}$	

8.3 Terceiro Dia de Curso

Objetivo:

Construção de um calorímetro.

Definição e finalidade específica de um calorímetro.

Tipos de calorímetro.

Determinar a capacidade térmica do calorímetro.

Compreender o conceito de entalpia.

Conteúdos específicos.

Em grupo os alunos irão construir um calorímetro com o objetivo de verificar na prática a sua funcionalidade e sua empregabilidade, em processos de variação de energia/entalpia de algumas reações químicas, como por exemplo, na dissolução de sais, e a quantidade de calor liberado em uma reação química.

A construção desse calorímetro servirá de base para as próximas aulas prática abordando tópicos onde vamos estudar a o calor envolvido nas reações químicas.

Materiais para construção do calorímetro.

1 recipiente de poliestireno expandindo (isopor) com volume de 600mℓ

1 Recipiente plástico tipo frasco de maionese.

1 Termômetro.

Fita adesiva

Procedimento.

a) Fazer um corte retangular no recipiente de poliestireno(isopor) de forma a adaptar um visor transparente pode ser alguma material plástico flexível, como mostra na figura nº1 abaixo.

b) Fixar com fita adesiva o termômetro dentro do recipiente de plástico como mostra figura nº 2 abaixo.

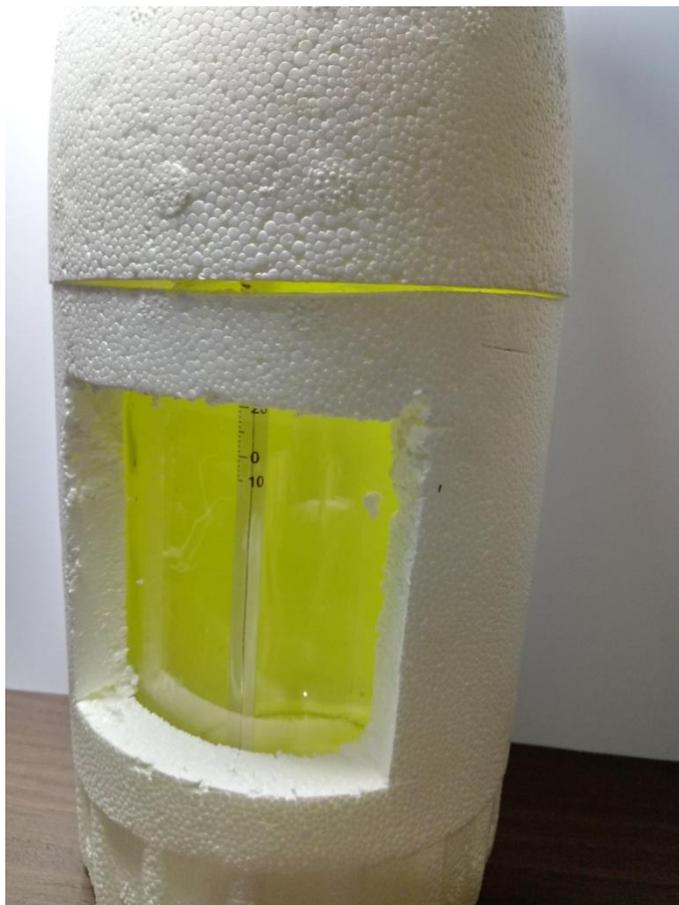
c) No interior do calorímetro colocar o recipiente de plástico.

Figura 8 - Recipiente plástico (frasco de maionese) utilizado com o termômetro afixado com fita adesiva.



Fonte: Elaborado pelo autor

Figura 9 - Recipiente de poliestireno expandido (isopor) para garrafas de 600mℓ utilizado para a construção do calorímetro.



Fonte: Elaborado pelo autor

d) Após a montagem do calorímetro determinar a sua capacidade térmica.

1º) Verificar a temperatura inicial do calorímetro

2º) Adicionar um volume de 200mℓ de água a 50°C, e aguardar por aproximadamente 1 minuto, até a estabilização do conjunto (calorímetro + água)

3º) Em seguida verificar a temperatura final do conjunto (calorímetro + água)

Efetuar os cálculos considerando.

Densidade da água: 0,986 g/mℓ¹

Temperatura do calorímetro: 22°C

Temperatura da água: 50°C

Temperatura (calorímetro + água) = 48°C

Volume de água: 200mℓ

Capacidade calorífica da água ($C_{\text{água}}$) = 4,18 J/g°C

Massa água = 200mℓ x 0,986g/mℓ = 197,20g

Aplicando a equação temos:

$$C_{\text{cal}} = (m_{\text{água}} \times c_{\text{água}} \times (T_{\text{cal+água}} - T_{\text{água}}) / (T_{\text{cal+água}} - T_{\text{cal}})$$

$$C_{\text{cal}} = 197,20 \times 4,18 \times (48,0 - 50,0) / (48,0 - 22,0)$$

$$C_{\text{cal}} = 63,4 \text{ J/}^{\circ}\text{C}$$

Obs: Sabendo a densidade de água em qualquer temperatura é facilmente possível obter a massa da água empregando a relação $d = m \cdot v^{-1}$

Atividade avaliativa para o terceiro dia de curso.

Cada grupo terá com atividade fazer uma apresentação em forma de seminário com o objetivo de explicar os seguintes tópicos:

- a) O que é um calorímetro
- b) Qual é finalidade de uma calorímetro
- c) Em que situações pode ser empregado o uso do calorímetro.
- d) Após a apresentação o professor juntamente com os alunos fará uma auto avaliação da apresentação do seminário.

8.4 Quarto dia de Curso

Objetivo

Atividade prática em laboratório para verificação de processos endotérmico e exotérmico.

Conteúdos específicos.

Avaliar a ação desidratante/decomposição da sacarose/açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em ácido sulfúrico e classificar o processo como exotérmico ou endotérmico.

Determinação da variação de energia/entalpia no processo de dissolução de alguns sais em água, Cloreto de sódio $NaCl(s)$ e Bicarbonato de sódio $NaHCO_3(s)$

Determinação da variação de energia/entalpia no processo reação entre dois sais em condições ambientes, Hidróxido de bário octahidratado $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}(\text{s})$, e nitrato de amônio $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$

Duração: 4 Horas/aulas

1º) Assistir aos tutoriais no Youtube, esses tutoriais tem como finalidade auxiliar a aula experimental em laboratório.

a) Tutorial sobre o processo desidratante/decomposição da sacarose/açúcar em ácido sulfúrico.

<https://www.youtube.com/watch?v=dIm2CliquUs>

https://www.youtube.com/watch?v=aR8S_ewVvRI

b) Tutorial sobre o processo endotérmico e exotérmico.

<https://www.youtube.com/watch?v=z6pVBXgbe0U>

<https://www.youtube.com/watch?v=P6MDXRQf1Oo>

<https://www.youtube.com/watch?v=GQkJI-Nq3Os>

<https://www.youtube.com/watch?v=hywdcRIga6o>

<https://www.youtube.com/watch?v=GfPJsHM6dsQ>

<https://www.youtube.com/watch?v=BTDRtSGNMtM>

Obs: Esses tutoriais são de curta duração para que os alunos tenham um breve conhecimento, do processo e também orientá-los na questão da segurança dentro do laboratório e na realização dos experimentos em laboratório.

Prática experimental nº 1

Objetivo: Verificar o tipo de processo (**endotérmico/exotérmico**) que ocorre na reação entre ácido sulfúrico e açúcar.

Materiais e reagentes

✓ Béquero de 250ml

✓ Baqueta

- ✓ 60g de açúcar
- ✓ 60ml de ácido sulfúrico (H₂SO₄) concentrado
- ✓ Caderno para anotações

Procedimento

1º) No béquer de 250ml adicionar o açúcar.

2º) Em seguida adicionar ácido sulfúrico (H₂SO₄) concentrado, até cobrir toda a quantidade de açúcar, esse procedimento deve ser realizado dentro de capela de exaustão, com o uso de avental, luva e óculos de segurança.

3º) Com o auxílio da baqueta, fazer uma leve homogeneização.

4º) Observar e anotar os resultados.

Prática experimental nº 2

Objetivo: Verificar qual processo (**endotérmico/exotérmico**) que ocorre na reação entre Hidróxido de bário octahidratado Ba(OH)₂•8H₂O(s), e nitrato de amônio NH₄NO₃(s), nas as condições solidas.

Procedimento experimental nº 2

Materiais e reagentes

- ✓ Erlenmeyer de 500 ml
- ✓ Termômetro
- ✓ Aproximadamente 15g Hidróxido de bário octahidratado Ba(OH)₂•8H₂O(s).
- ✓ Aproximadamente 15g nitrato de amônio NH₄NO₃(s)
- ✓ Cubo de madeira
- ✓ Caderno para anotações

Procedimento experimental

1º) Adicionar no erlenmeyer os 15g de Hidróxido de bário octahidratado $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O(s)}$, em seguida adicionar os 15g de nitrato de amônio NH_4NO_3 .

2º) Tampar o erlenmeyer com uma rolha, e fazer uma leve agitação para que ocorra a homogeneização entre os sais e aguardar até que comece a reagir.

3º) Sobre o bloco de madeira adicionar entre 1mℓ e 2mℓ de água e em seguida colocar sobre o bloco o erlenmeyer contendo mistura dos sais, aguardar por aproximadamente 2 minutos para que a reação ocorra.

4º) Retirar a rolha do erlenmeyer e com auxílio do termômetro verificar a temperatura.

Obs.: No momento da realização do experimento fazer o uso de avental, luva e óculos de segurança.

Prática experimental nº 3

Objetivo: Determinação de entalpia no processo de dissolução dos sais NaCl(s) e $\text{NaHCO}_3\text{(s)}$

Materiais e reagentes

✓ Calorímetro (Construído pelo alunos no 3º dia de curso)

✓ Proveta

✓ NaCl(s)

✓ $\text{NaHCO}_3\text{(s)}$

Procedimento experimental

1º) Pesar aproximadamente uma massa de 3,00g de NaCl(s) e 4,50g de $\text{NaHCO}_3\text{(s)}$, e deixar reservado.

2º) Verificar a temperatura do calorímetro sendo essa temperatura ser considera como (**T₂**), para esse procedimento o calorímetro deve esta fechado.

3º) Medir 50,0mℓ de água na proveta e transferir para o calorímetro e verificar a temperatura, sendo essa considera como (**T₁**)

4º) Em seguida adicionar os 3,00g de NaCl(s), fechar rapidamente o calorímetro e anotar a variação de temperatura antes e após o termino da reação, com um intervalo de tempo de aproximadamente 1 minuto, prazo para que a reação de ionização do sal ocorra.

5º) Lavar o calorímetro e o termômetro executar o mesmo procedimento para o NaHCO₃(s).

6º) Observar e anotar os resultados, na tabela que segue abaixo.

T(°C)	NaHCO ₃	NaCl
T ₁		
T ₂		
T _f		
T _(Sal) *		

* T_(Sal): Temperatura do calorímetro vazio, ou seja, T₂

Atividade avaliativa para o quarto dia de curso:

✓ Após realização das três atividades práticas realizadas em laboratório, os alunos em grupos vão responder vão realizar uma atividade com caráter avaliativo.

Verificação da aprendizagem

a) Escrever e balancear as equações químicas envolvida em cada experimento.

b) Os processos envolvidos em cada experimento são físicos ou químicos? Justifique a resposta.

d) Utilizando a equação $\Delta H = \Sigma \Delta H_{\text{produto}} - \Sigma \Delta H_{\text{reagentes}}$, calcular os valores de variação de entalpia para cada processo e esboçar o gráfico de cada uma das reações envolvidas nos experimentos, indicando quais processos são endotérmico ou exotérmico.

Após o preenchimento da ficha de verificação de aprendizagem os alunos farão a apresentação dos seus resultados comparando as respostas, a fim de complementar e incrementar cada resposta.

8.5 Quinto Dia de Curso

Objetivo

Definir a quantidade de energia para a variação de 1°C de temperatura, compreender as unidades de energia e suas correlações e transformações entre caloria(C), Joule(J), kilo/caloria (K/cal) e kilo/joule(k/J), assim como a relação estequiométrica entre a quantidade de matéria.

Conteúdos específicos.

Compreender o conceito de que caloria é quantidade energética para que um material ou substância sofra à variação de um grau 1°C.

Expressar as unidades de medidas de energia, e suas transformações nas unidades equivalentes.

Quantificar estequiometricamente a quantidade de energia liberada em cada processo.

Reforçar o conceito de calor cedido ou absorvido.

Apresentar a equação fundamental da calorimetria.

Evidenciar e mostrar teoricamente que uma caloria (1cal) é a quantidade de energia necessária, para variar em 1°C a temperatura de 1g de água e suas correlações com as outras unidades e seus múltiplos

$1\text{cal} = 4,18\text{J}$	$1\text{kJ} = 1000\text{J} = 10^3\text{J}$
$1\text{J} = 1/4,18\text{cal}$	$1\text{kcal} = 1000\text{cal} = 10^3\text{cal}$

Obs.: É recomendado pelo Sistema Internacional de Unidades(SI), sempre que necessário fazer a transformações para joule(J), unidade recomendada, pelo (SI)

Duração: 4 Horas/aulas

Desenvolvimento.

Será apresentado aos alunos de forma expositiva as unidades de medida para usadas para mensurar a quantidade de energia liberada ou absorvida em uma reação/processo químico e que em uma reação esse processo pode ser calculado por meio da equação:

$$Q = m.c.\Delta\theta + Q = m.c.\Delta\theta \text{ _____ (Equação 13)}$$

$$\Delta\text{calor recebido} + \Delta\text{calor cedido} = 0$$

Atividade avaliativa para o quinto dia de curso para o dia de curso:

Após a explanação teórica sobre as unidades de medidas os alunos em seus respectivos grupos vão realizar uma atividade prática avaliativa sobre transformação de unidades, para essa atividade os alunos vão utilizar as mesmas reações químicas trabalhadas do segundo dia de curso.

Com a intermediação do professor em sala de aula, de posse dos resultados de liberação de energia que estão expressos em kJ os alunos farão as transformações para seus múltiplos, pelo método de análise dimensional, ou pelo método de regra de três, os alunos terão autonomia para escolher qual método o que vão utilizar para fazer as transformações.

Após realizarem as transformações, as atividades serão trocadas entre os grupos para a verificação e correção.

Após as correções referentes às unidades de medida, será trabalhado com as mesmas reações as relações estequiométricas assim como sua liberação de energia em função da quantidade de reagentes/matéria.

Após a correção mediada pelo professor cada grupo terá como atividade os seguintes exercícios que segue abaixo onde terão que colocar em prática os seguintes tópicos:

Determinar.

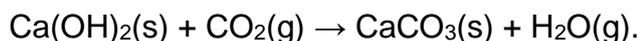
a) Verificar se a equação está balanceada e se houver de necessidade fazer o balanceamento.

b) Por meio da equação $\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_f(\text{produtos}) - \Delta H_f(\text{reagentes})$ realizar o cálculo do valor de entalpia para cada reação e classificá-las em endotérmica ou exotérmica.

c) Fazer o esboço gráfico de cada processo.

Fixação dos conteúdos

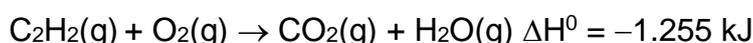
1º) Os romanos utilizavam CaO como argamassa nas construções rochosas. O CaO era misturado com água, produzindo Ca(OH)₂ que reagia lentamente com o CO₂, atmosférico, dando calcário:



A partir dos valores de entalpia padrão dados da tabela abaixo, calcule a variação de entalpia da reação, em kJ/mol.

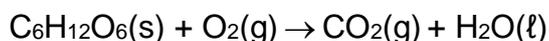
Substância	ΔH_f (KJ/mol)
Ca(OH) ₂ (s)	- 986,1
CO ₂ (g)	-393,5
CaCO ₃ (s)	-1206,9
H ₂ O(g).	-241,8

2º) O processo de combustão completa do etino (mais conhecido como acetileno) é representada na equação abaixo.



Calcule a quantidade de energia, liberada na forma de calor, na combustão de 130g de acetileno, considerando o rendimento dessa reação igual a 80%, indique também se processo é endotérmico ou exotérmico e expresse o valor em calorias e em joule.

3º) A oxidação da glicose, C₆H₁₂O₆, é um processo metabólico básico em toda a vida. Ela ocorre nas células, por meio de uma série complexa de reações catalisadas por enzimas, segue abaixo equação de reação de oxidação da glicose.



A partir dos valores de entalpia padrão dados da tabela abaixo, calcule a variação de entalpia da reação, expresse os valores em cal/mol e KJ/mol

$$\Delta_{\text{Hf}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = -1277 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta_{\text{Hf}} \text{CO}_2(\text{g}) = -393,51 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta_{\text{Hf}} \text{H}_2\text{O}(\ell) = -285,83 \text{ kJ/mol}.$$

4º) A reação de combustão completa do (Etanol) álcool comum é representado abaixo.



a) Calcule a quantidade de calor liberado ou absorvido na queima de 5,0 mol de etanol e expresse este valor em Joules e calorias

b) Se ocorresse à formação de 1 mol de CO_2 , qual seria a quantidade de calor liberado ou absorvido?

Obs.: Após quinto dia de curso será realizado um encontro entre professo, alunos e equipe pedagógica com caráter auto avaliativo, para aferir os pontos positivos e negativos durante a realização do minicurso apontando as possíveis mudanças e também avaliar se os alunos têm condições de aplicar esse mesmo minicurso com outras turmas.

8.6 Resultados e Discussões

Esse trabalho vai de encontro ao que preconiza as competências e habilidade exigidas para os conteúdos de ciências da natureza/Química no que diz respeito aos conceitos de energia, calor e matéria e sua relação como os estudos de termoquímica, para serem trabalhos no 3º ano do ensino médio, baseado na proposta da BNCC EM13CNT203 que indica como objetivo a compreensão dos fenômenos da natureza, com finalidade de colocar em ação a curiosidade e exercer a intelectualidade, com abordagem científica fazendo o uso da investigação reflexiva, análise crítica, imaginação e criatividade, elaborando e propondo hipóteses, para formulação e resolução de situações problemas nas mais diferentes áreas do conhecimento, fazendo a relação com as transferências e transformações de energia, com representações ou simulações sobre os fatos que nos cercam.

Essa proposta possibilita ao aluno deixar de ser um mero observador, colocando-o em um patamar de protagonista do processo de ensino e aprendizagem,

deixando que professor seja um mediador do processo de ensino e aprendizagem, formando cidadãos, capaz de intervir de forma consistente com base em argumentos e conteúdos científicos, derrubando e colocando por terras conceitos e crenças que foram adquiridos no ao longo de tempo pelo senso comum.

A realização de trabalhos em grupo seja de caráter teórico ou prático em laboratório, propicia, enfoca a estimulação de ações e intervenções de caráter coletivo, no cotidiano dos alunos e também na sociedade em que vivemos.

9. Conclusão

O ensino de Ciências (químicas, físicas ou biológicas), tem como principal objetivo colaborar para a compreensão do mundo e de suas transformações.

O conhecimento sobre o mundo, sobre como funcionam a natureza e a vida contribui para que os (as) estudantes orientem suas ações de modo a intervir na realidade de forma mais consciente e positiva.

Por este motivo, as aulas de Ciências precisam situar o (a) estudante como um sujeito ativo nestas transformações do mundo.

A atual estrutura e realidade do ensino de Ciências/Química nas escolas brasileiras, seja ela pública ou privada de modo geral, ainda está um pouco distante da realidade e das necessidades para a formação do (a) estudante como pesquisador (a), cidadão (ã) crítico (a), que possa de fato apresentar propostas e intervenções para mudanças efetivas na sociedade em que vivemos.

Porem é neste contexto e com o objetivo de despertar e instigar a curiosidade e na busca pelo conhecimento, faz-se necessária uma proposta de ensino de Ciências/Química cada vez mais contextualizada, voltada para a realidade, com aulas práticas em laboratório, envolvendo pesquisas e desenvolvimento de projetos de iniciação científica, minicurso, projetos, com o objetivo de aproximar o conteúdo teórico e prático, fazendo relação com as disciplinas correlatas como Física, Matemática, Biologia.

Com esta perspectiva, propusemos a aplicação de um minicurso com aulas teóricas e práticas para o ensino de Química/termoquímica, com aulas em laboratório relacionado teoria e prática assim como os trabalhos em grupos.

Esse tipo de projeto em sua íntegra é muito trabalhoso, mas entendemos que os resultados são muito importantes, especialmente por ir construindo com os (as) estudantes uma cultura de participação com qualidade em aulas diferenciadas.

É neste aspecto e sentido que aulas práticas/experimentais que têm como principal intencionalidade construir a ponte com os conteúdos teóricos e com aspectos reais da vida possibilitando uma aprendizagem cada vez mais significativa, voltada para a realidade do (a) estudante e do mundo que o (a) cerca.

10. Referências Bibliográficas

Carvalho, Anna Maria Pessoa de; et. al - Calor e temperatura: um ensino por investigação - São Paulo: Editora da Física. 2014

BRASIL. Base nacional comum curricular - BNCC - Ministério da Educação. Lei nº 13.146, de 6 de julho de 2015.

Bispo, Silva da Ana Paula; et. al - **Sadi Carnot e as transformações sociais Física na Escola**, v. 16, n. 1, 2018 pg de 23 - 27

Equilíbrio. Curso de Química, Modalidade Educação a Distância, UFMG, 2009, Depto. de Química, ICEX, Setor de Físico-Química.

HELERBROCK, Rafael. "Calorimetria"; *Brasil Escola*. Disponível em:

<https://brasilecola.uol.com.br/fisica/calorimetria-i.htm>. Acesso em 22 de fevereiro de 2021.

<https://sites.google.com/site/reacoesquimicas/praticas> Acesso em 12/04/2021

<https://www.colorado.edu/lab/lecture-demo-manual/t515-endothemic-reaction-baoh2-nh4no3> Acesso em 12/04/2021

Hartwing, Dácio Rodney Química et. al - **Físico-Química - São Paulo Scipione, 1999. pg 251-269**

MAGALHÃES, Welington de Ferreira; et.al. **Físico-Química Termodinâmica do Calor**.

MORTIMER, Eduardo Fleury; et. al. **Quantos mais quente melhor**. Química nova na escola Calor e temperatura no ensino de termoquímica nº 07, Maio 1998.

Filho, Fatibello Orlando; et.al - **Construção de um Calorímetro de Baixo Custo para a Determinação de Entalpia de Neutralização** Eclética química v.35, nº2, 2010 pg 63-69

Mota, Cláudio J. A; et.al - **Química e energia: transformando moléculas em desenvolvimento** São Paulo: Sociedade Brasileira de Química 2010 pg 17-20

PIRES, Denise L Prazeres; et.al - **A termometria no século XIX e XX** Revista Brasileira de Ensino de Física v. 28, n.12006 pg 101-114 2006