



**UNIVERSIDADE FEDERAL RURAL DE PERNAMBUCO
PROGRAMA DE MESTRADO PROFISSIONAL EM QUÍMICA EM REDE
NACIONAL**

PRODUTO EDUCACIONAL

SEQUÊNCIA DIDÁTICA:

O USO DA APRENDIZAGEM MAKER NO ENSINO DE TERMOQUÍMICA

**Caio Henrique Telles Lins Santos Albuquerque
Prof. Dr. Bruno Silva Leite**

**Recife – PE
2022**

APRESENTAÇÃO

Prezados Professores,

A Química é uma ciência central necessária em todas as áreas do conhecimento científico e tecnológico. Seu domínio ao longo de pouco mais de 200 anos proporcionou um grande desenvolvimento para humanidade, permitindo por exemplo:

- O crescimento populacional seja através da maior oferta de alimentos com uso de insumos químicos ou aumento da expectativa de vida através do domínio molecular e reacional aplicado a medicina farmacologia;

- Uma melhoria da qualidade de vida em geral proporcionada por avanços tecnológicos como o domínio da siderurgia permitindo a construção de moradias e unidades fabris, ou ainda o domínio da eletroquímica presente na bateria de dispositivos desde smartphones a automóveis.

O fato é que além desses, temos tantos outros benefícios trazidos pela química, que para nós professores, é difícil entender como não se apaixonar por essa área do conhecimento.

Ocorre que em nossa prática docente é muito desestimulante ver que muitos de nossos estudantes não adquirem esse deslumbramento, que nos contagia, e nos perguntamos o que fazer para tornar a química mais agradável aos nossos alunos dessa geração Z, muito diferentes da nossa.

O primeiro contato dos adolescentes com a química ocorre no final do ensino fundamental ou ainda no 1º ano do ensino médio, a depender da escola. Essa iniciação, todavia, encontra muitas barreiras seja na linguagem química propriamente dita, ou ainda na falta de alicerces bem estabelecidos em outras áreas do conhecimento como nas ciências exatas e da natureza ou na matemática.

O ensino cada vez mais conteudista voltado para responder questões de múltipla escolha em provas escolares que, por sua vez, preparam para o Exame Nacional do Ensino Médio (ENEM), cada vez mais, retiram o papel da reflexão na construção do saber. Conduzindo assim o estudante a decorar um conteúdo sem aprendê-lo significativamente.

A Físico-Química apresentada no segundo ano do ensino médio muitas vezes se resume a decorar fórmulas para resolver certos tipos de questões sem que haja uma maior reflexão sobre a aplicação daqueles conceitos no cotidiano.

Ainda no ensino da Físico-Química se somam as dificuldades conceituais aquelas de base matemática que a tornam essa área da química a preterida por uma parcela dos estudantes.

Quando se aborda a termoquímica é comum um enfoque meramente matemático e estequiométrico sem uma aplicação em situações mais cotidianas que levem o aluno a uma reflexão. Tornando desse modo o assunto descolado de discussões acerca de combustíveis e seu poder calorífico, à questão energética nacional e mundial, de forma a trazer um debate mais amplo e relevante ao nosso contexto enquanto sociedade.

Para além da forma como o conteúdo é ensinado é importante, também, o método de ensino-aprendizagem. Dentre várias metodologias alternativas sobre como ensinar um conteúdo esse autor traz uma vertente que vem se popularizando no Brasil e no mundo, mas ainda pouco abordada sob o viés do ensino de química, conhecida como aprendizagem maker.

O aprendizagem maker ainda que recente, com pouco mais de 20 anos, se ancora em termos fundamentológicos nos Construcionismo de Seymour Papert uma vertente do Construtivismo de Piaget. Em suma Papert afirma em seu trabalho que o ser humano aprende quando constrói e interage com um objeto.

Nesse trabalho portanto você encontrará uma sequência didática para ensino de termoquímica baseado no ensino aprendizagem maker, que foi aplicada com estudantes de ensino médio de uma escola da rede federal de ensino na cidade de Ipojuca em Pernambuco.

Nessa sequência os estudantes serão encorajados a construir um foguete utilizando as ferramentas presentes em um **espaço maker**¹ e o aprendizado dos conteúdos se dará durante esse processo de construção, onde o professor irá orientar e guiá-los.

Sinta-se livre para adaptá-la a sua realidade local ainda que você não disponha de um **espaço maker** ou equipamentos como a impressora 3D, pois a aprendizagem maker não requer nenhum equipamento sofisticado apenas a capacidade de construir um objeto e a partir da interação com ele construir o conhecimento.

¹ **Espaço maker:** Esse termo aqui usado pode ter outros similares como FabLab, Maker Space, laboratório de fabricação. Em síntese todos consistem em um local físico com ferramentas de construção convencionais e ferramentas de construção digital (como impressoras 3D, processadores arduino) onde as pessoas constroem objetos e desenvolvem ideias compartilhando-as.

Sumário

APRESENTAÇÃO.....	1
1. Contextualizando a Termoquímica e a Termodinâmica	5
2. Abordagem: a Termoquímica e a Termodinâmica	6
3. Entendendo a Termodinâmica e a Termoquímica	7
3.1. Sistemas.....	7
3.2. Calor, temperatura e a lei zero	8
3.3. Trabalho	12
3.4. A Primeira Lei da Termodinâmica.....	14
3.5. Conceito de Entalpia	15
3.5.1. Estado padrão, Entalpia padrão e Entalpia padrão de formação.....	17
3.6. Diferentes entalpias.....	19
3.6.1. Entalpia Vaporização	19
3.6.2. Entalpia de Ligação	20
3.6.3. Entalpia de Combustão	23
4. Cultura, movimento e Aprendizagem Maker	25
5. Desenho de Objetos	27
6. Sequência Didática	37
7. Aplicação da sequência didática	38
7.1. Aula 1	39
Exercício 1 - Aula 1	40
Exercício 2 - Aula 1	41
Questionário aula 1:	42
7.2. Aula 2.....	43
7.3. Aula 3.....	43
7.4. Aula 4.....	44
7.5. Aulas 5,6 e 7.....	44

7.6. Aula 8.....	45
Referências bibliográficas	46

1. Contextualizando a Termoquímica e a Termodinâmica

Boa parte das leis que regem a Físico-Química dos processos físicos e reacionais se encontram amparados na termodinâmica. Ela foi desenvolvida ao longo do século XIX baseada em dados experimentais.

Pode-se dizer que ela consiste no estudo da energia contida em um sistema e sua alteração, devido ao calor e/ou trabalho, trocado com a vizinhança que o circunda. (Atkins; Jones; Laverman, 2018)

Ela é capaz por exemplo de prever que seria possível fazer diamante a partir do grafite em determinadas condições de temperatura e pressão antes disso ser experimentalmente tentado. (Mahan; Meyers, 1995)

Trata-se, portanto, de uma área que permite a compreensão de matéria e energia em escalas do nível atômico molecular até o patamar do universo cósmico. Pode-se aplicar a termodinâmica em quaisquer modelos e até sem considerar a concepção de que a matéria é formada por átomos.

A primeira lei da termodinâmica foi desenvolvida a partir da compreensão dos trabalhos de Julius Robert Meyer e James P. Joule, que estabeleceram a possibilidade de conversão de energia na forma de trabalho em calor e vice-versa cabendo a Herman von Helmholtz sua formulação matemática em termos atômicos moleculares. (Moore, 2012)

Dentre outras notórias contribuições para a termodinâmica podemos citar Rudolf Clausius que em 1850 publica artigo sobre a primeira e a segunda lei da termodinâmica, que também foram enunciadas de forma independente por Kelvin. Ambos a demonstraram de formas diferentes baseados nos trabalhos de Carnot, no estudo de máquinas térmicas, e Meyer e Joule, na equivalência entre energia mecânica e calor. (Oliveira, 2005)

O autor dessa obra, que vos escreve, entende que para o professor explicar a termoquímica ele deve ir um pouco além e se apropriar um pouco sobre a termodinâmica, pois a termoquímica é uma parte dela. Assim sendo iremos abordar brevemente a termodinâmica no capítulo seguinte.

Essa abordagem compila alguns conhecimentos que julgamos necessários para o professor dominar, para melhor conduzir e responder as indagações de seus estudantes. Preferiu-se, portanto abordar com certa superficialidade esse tema quando comparado aos livros de nível superior, entretanto trazendo uma abordagem e adaptação corriqueiramente não contemplada em livros de ensino médio.

Essa obra, voltada ao professor de ensino médio, tem como principal objetivo instruir o docente a aplicar uma sequência de aulas, chamada sequência didática, utilizando a metodologia de ensino aprendizagem *Maker* para lecionar termoquímica.

Conclui-se que essa não é uma obra definitiva sobre o tema. Aquele professor que desejar se aprofundar, e ampliar, seus conhecimentos na termodinâmica pode fazê-lo buscando livros de nível superior como os referenciados ao longo dessa obra e outras fontes.

2. Abordagem: a Termoquímica e a Termodinâmica

Ao se ensinar a termodinâmica é comum que se tenha abordado conceitos básicos como sistema (aberto, fechado e isolado) e vizinhanças. Os conceitos de calor, temperatura, função de estado, conservação da energia, energia interna e trabalho para só então se partir para abordagem das leis e conseqüentemente o conceito de entalpia e suas variantes (entalpias: padrão, de formação, de reação, de combustão etc.).

Uma sequência como essa de conteúdos, ou similar, é comum de ser adotada em livros de química de nível superior como na obra do Mahan e Meyers (1995). Alguns exemplares preferem abordar o conceito de função de estado depois da abordagem da primeira lei, como no caso de Atkins, Paula e Laverman (2018) ou ainda no livro de Brown e colaboradores (2016).

Nos livros de ensino médio de química por sua vez corriqueiramente não abordam a termodinâmica e partem logo para o ensino da termoquímica, fazendo antes uma introdução sobre o conceito de caloria e como medi-la através de calorímetros. Essa abordagem pode ser vista nos livros de Martha Reis (2016) e Usberco e Salvador (2014).

Para se ensinar a termoquímica entendemos que alguns conceitos da termodinâmica devem ser abordados, com algumas adequações que o professor julgar necessárias, devido ao perfil do estudante.

Na seção 3 você encontrará uma abordagem teórica que leva em conta essas disparidades de abordagem. Tentamos assim fazer uma transposição de conteúdos da termodinâmica para o professor de ensino médio da área de química e como ele pode tratar esse tema com seus alunos segundo a perspectiva deste autor que vos escreve.

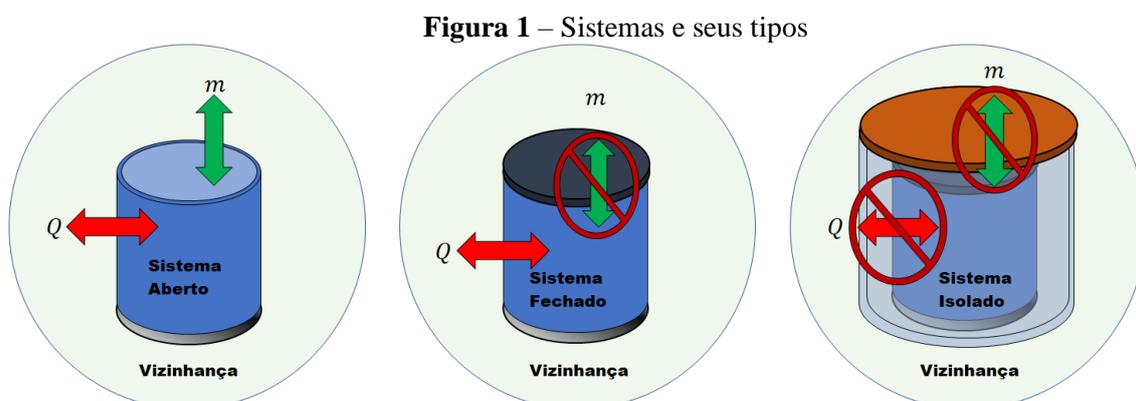
3. Entendendo a Termodinâmica e a Termoquímica

Essa seção é dedicada a uma abordagem conceitual da termodinâmica e da termoquímica levando em conta uma adequação dos assuntos para o professor fazer uso com seus estudantes da forma e com os ajustes que julgar necessários.

3.1. Sistemas

A termodinâmica estuda as trocas de matéria e energia entre a um sistema em estudo e seus arredores comumente chamada de vizinhança. A energia trocada nesses processos podem ser basicamente calor e/ou trabalho que serão mais adiante definidos.

Existem três tipos de sistemas que nos interessam: aberto, fechado e isolado, conforme podemos entender ao olharmos para a **Figura 1**.



Fonte: Autor

Em um sistema aberto existe troca de massa, m , das substâncias ali presentes com a vizinhança, bem como a troca de energia, nesse caso calor, Q , entre eles. Em um sistema fechado só ocorre a troca de calor e em um sistema isolado calor e matéria não são trocados entre um sistema e sua vizinhança.²

² No exemplo utilizado na figura só está sendo ilustrado a troca de calor, todavia ressaltamos, que a energia trocada também pode ser na forma de trabalho. Como o trabalho ainda não foi abordado nesse trecho da obra, não foi exemplificado na referida imagem. Essa escolha decorre de se conceber, que o estudante tem um entendimento prévio, ainda que rudimentar, do que seja calor, haja visto, que aquecemos substâncias em nosso cotidiano. Logo, para efeito prático de conceituar os sistemas, você pode trocar a palavra calor por trabalho que não mudaria a classificação do mesmo.

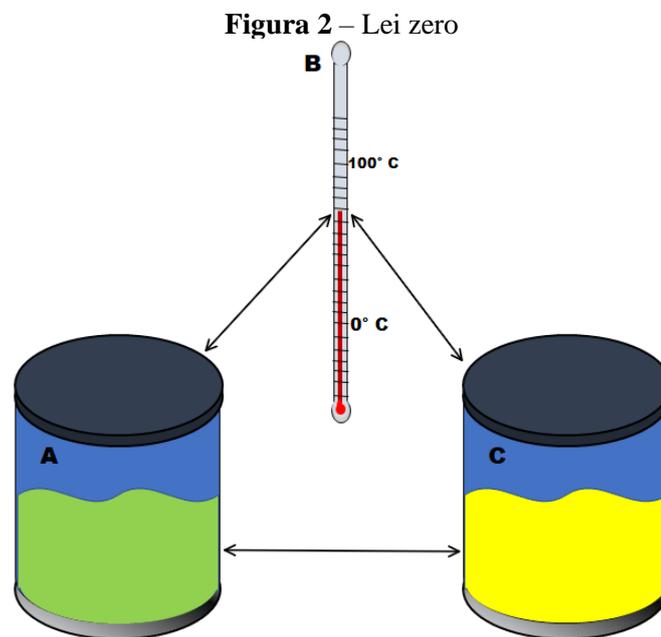
3.2. Calor, temperatura e a lei zero

Ao falar de trocas de calor na seção anterior, não o definimos conceitualmente. Para isso precisamos definir **temperatura**, a **lei zero** da termodinâmica, e logo em seguida o calor

Temperatura: *é uma propriedade de um corpo, ou sistema, capaz de dizer em qual sentido será transferido o calor quando este for colocado em contato com outro, ou ainda, se não haveria troca de calor, no caso do equilíbrio térmico. Trata-se de uma propriedade que interfere em outras de uma amostra, por exemplo na energia cinética média das partículas que a compõem.*

A lei zero da termodinâmica: *Se o sistema A está em equilíbrio térmico com o sistema B e se B está em equilíbrio térmico com C, então A e C também estão em equilíbrio térmico.*

A ilustração da **Figura 2** a seguir expressa essa lei de forma um pouco diferente da convencional com o objetivo de nos levar a uma consequência dela.



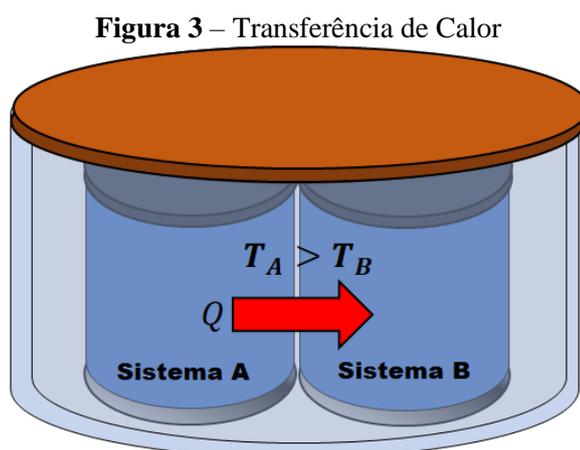
Fonte: Autor

Repare que o sistema **B** é formado por dois tubos, onde o tubo interno contém um líquido que pode sofrer dilatação de acordo com o calor recebido, é um termômetro. Se colocarmos **B** em contato com **A** aguardar o equilíbrio térmico, verificarmos o patamar do líquido vermelho e em seguida colocarmos ele em contato com **C**. Caso esse patamar não se altere significa que **B** e **C** estarão em equilíbrio térmico, consequentemente **A** e **C** também. Em outras palavras **A** e **C** terão a mesma temperatura.

A lei zero é a base do conceito de temperatura e nos permite, portanto, justificar o uso de termômetros como instrumentos de medidas de temperatura. (Atkins; Paula, 2003)

O calor: *é um tipo de energia que é transferida entre sistemas ou entre sistema e vizinhança devido a diferença de temperatura entre eles. Onde aquele com maior temperatura transfere calor para o que tiver com menor temperatura. Sistemas a uma mesma temperatura estão em equilíbrio térmico e não trocam calor.*

Isso está ilustrado na **Figura 3**, adiante, onde o sistema **A** por estar com maior temperatura inicial, T_A , transfere calor para o sistema **B** de menor temperatura inicial, T_B .



Fonte: Autor

O calor transferido do sistema **A**, Q_A , e o recebido pelo sistema **B**, Q_B , quando apenas estes trocam calor entre si e estão isolados da vizinhança e de outros sistemas é dado pela Equação (1) que segue:

$$Q_A + Q_B = 0 \therefore Q_B = -Q_A \quad (1)$$

A consequência que podemos extrair disso é que todo o calor de **A** foi transferido para o sistema **B**. Temos então um exemplo da conservação da energia, em um processo calorimétrico estudado por Joseph Black. (Moore, 2012)

Em seus estudos sobre a calorimetria Joseph Black verificou que existia uma relação entre a quantidade de calor recebida ou cedida, Q , necessária para variar a temperatura, ΔT , em 1°C para uma massa, m , de 1 grama de substância. Essa propriedade é chamada capacidade calorífica específica, c , também conhecido como calor específico, sendo uma propriedade intrínseca de cada substância e podendo ser equacionada por:

$$c = \frac{Q}{m \cdot \Delta T} \quad (2)$$

Podemos rearranjar a equação (2) deixando o calor em apenas um dos membros da equação ficando com a equação (3).

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (3)$$

Utilizando a equação (3) para o caso exemplificado na **Figura 3** e equacionado em (1) obtemos a equação (4) similar a forma utilizada por Joseph Black. Nela m_A , c_A e ΔT_A , são, respectivamente, a massa, o calor específico e a variação de temperatura, da substância presente em **A**. Enquanto m_B , c_B e ΔT_B são os respectivos equivalentes para a substância presente no sistema **B**.

$$-(m_A \cdot c_A \cdot \Delta T_A) = m_B \cdot c_B \cdot \Delta T_B \quad (4)$$

Outra forma de utilizar a equação (3) é trocar o produto da massa e calor específico, $m \cdot c$, por uma grandeza conhecida como capacidade calorífica ou capacidade térmica, C , obtendo assim a expressão (5).

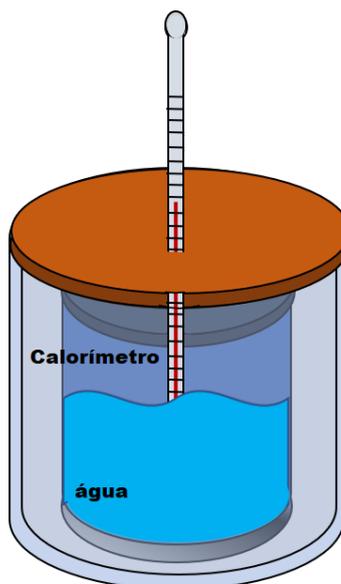
$$Q = C \cdot \Delta T \quad (5)$$

É importante salientar que a capacidade térmica é uma grandeza extensiva quando se trata de uma substância, ou seja, a capacidade térmica de 10 g de água será 10 vezes maior que a capacidade térmica de 1 g de água.

Entretanto utilizar a igualdade (5) é bastante útil quando o sistema não é formado por uma única substância, por exemplo ao se construir um calorímetro simples com lata, isopor para lata e termômetro, devemos calibrá-lo. Isso consiste em determinar sua capacidade térmica. Em outras palavras quantos calorias (ou joules) de energia ele precisa absorver para aumentar sua temperatura em 1°C.

Normalmente se coloca certa massa de água quente, à temperatura conhecida, dentro do calorímetro, conforme ilustrado na **Figura 4**.

Figura 4 – calibrando um calorímetro



Fonte: Autor

Utilizando-se a equação (1) reescrita da forma (6), nos leva a conclusão que todo calor absorvido pelo calorímetro, $Q_{\text{Calorímetro}}$, foi librado pela água, $Q_{\text{água}}$.

$$Q_{\text{água}} + Q_{\text{Calorímetro}} = 0 \therefore Q_{\text{Calorímetro}} = -Q_{\text{água}} \quad (6)$$

Substituiremos o termo, $Q_{\text{Calorímetro}}$, pela expressão (5) e o termo $-Q_{\text{água}}$ pela igualdade (3) ficando como descrito em (7).

$$C_{\text{calorímetro}} \cdot \Delta T_{\text{calorímetro}} = -m_{\text{água}} \cdot c_{\text{água}} \cdot \Delta T_{\text{água}} \quad (7)$$

A massa de água, $m_{\text{água}}$, sendo previamente medida e seu calor específico, $c_{\text{água}}$, é conhecido na literatura, bem como a temperatura inicial da água e do calorímetro foram medidos. O calorímetro então indicará a temperatura final deles, o chamado de equilíbrio térmico e conseqüentemente as variações de temperatura sofridas por ambos $\Delta T_{\text{calorímetro}}$ e $\Delta T_{\text{água}}$, serão constatadas restará apenas a capacidade térmica do calorímetro, $C_{\text{calorímetro}}$, a ser descoberta.

A partir daí tem-se um instrumento eficaz para fazer medições de trocas de calor em processos físicos e químicos que posteriormente nos permitirá conceituar e mensurar a variação de entalpia de reações químicas e demais processos.

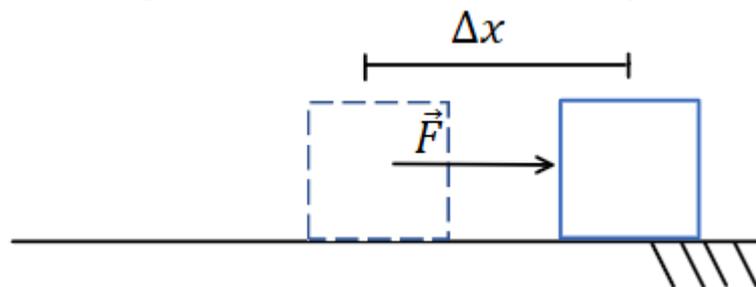
3.3. Trabalho

Agora que ficou estabelecido como lidamos com as transferências de calor em processos calorimétricos vamos nos aprofundar em outra grandeza termodinâmica, o Trabalho.

O trabalho, W , por sua vez, pode ser definido de várias formas no estudo da física, pois temos diversos tipos (Trabalho elétrico, mecânico, que pode ser: trabalho da força elástica, trabalho de expansão de um gás, dentre outros).

Definiremos de forma simples o trabalho mecânico observando para a **Figura 5** onde temos um corpo sendo submetido a uma força, \vec{F} , provocando assim um deslocamento, Δx , no objeto.

Figura 5 – Trabalho exercido sobre um corpo

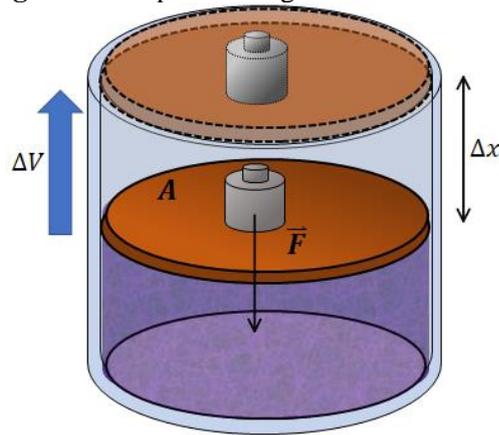


Fonte: Autor

O trabalho, W , é dado pelo produto entre a força, \vec{F} , e a distância percorrida pelo corpo, Δx , em decorrência da ação dela, conforme podemos observar na equação (8) a seguir.

$$W = \vec{F} \cdot \Delta x \quad (8)$$

Frequentemente, estudamos o trabalho em termodinâmica quando temos sistemas fechados com êmbolo móvel e gases que se expandem contra uma força, \vec{F} , tendo um aumento de volume, ΔV , conforme podemos observar na **Figura 6** abaixo.

Figura 6 – Expansão de gás contra uma força

Fonte: Autor

Nesse exemplo, temos um trabalho realizado pelo sistema em decorrência da pressão exercida pelo gás em contraposição a força exercida pelo êmbolo. Ele pode ser calculado pela equação (8) com algumas observações.

Uma delas é que o movimento se dá em sentido contrário a força, \vec{F} , que atua sobre o êmbolo. Isso traz como consequência, e por definição, trabalho negativo a equação (8).

Outra é que a pressão do gás, P , pode ser calculada pela razão entre a força, \vec{F} , e a área, A , do êmbolo isso nos leva a (9).

$$P = \frac{\vec{F}}{A} \therefore \vec{F} = P \cdot A \quad (9)$$

Sabendo também que na expansão do gás variação de volume, ΔV , pode ser calculada como o produto da área do êmbolo, A , pelo deslocamento, Δx , temos (10).

$$\Delta V = A \cdot \Delta x \therefore \Delta x = \frac{\Delta V}{A} \quad (10)$$

Por fim substituindo as expressões (9) e (10) na equação (8) para calcular o trabalho temos (11).

$$W = -P \cdot A \cdot \frac{\Delta V}{A} \therefore W = -P \cdot \Delta V \quad (11)$$

Dessa forma podemos calcular, e definir, o trabalho de expansão de um gás contra uma pressão constante.³

3.4. A Primeira Lei da Termodinâmica

Para entendermos a primeira lei devemos abordar o conceito de Energia Interna.

Energia Interna: *trata-se da soma da energia cinéticas e potencial, ou seja, energia total, das moléculas que compõem um sistema.*

A Energia interna é uma função de estado isso significa que seu valor depende apenas do estado em que o sistema está e não da forma com a qual o sistema chegou nesse estado. Outros exemplos de função de estado são temperatura, volume, quantidade de matéria e pressão.

Exemplificando, não importa se o sistema para atingir 40 °C foi elevado a 60° e posteriormente resfriado até os 40 °C, ou ainda se ele estava a temperatura ambiente e foi aquecido até atingir os 40 °C, pois a temperatura é uma função de estado.

Calor e trabalho por sua vez não são função de estado pois dependendo do modo termodinâmico escolhido para se fazer uma transformação a quantidade de calor ou trabalho envolvido sofrerá variação.

Por exemplo se um sistema contendo gases com êmbolo móvel, como na **Figura 6**, é submetido a aquecimento ele poderá realizar trabalho pois teremos variação de volume, ΔV . Entretanto se esse mesmo sistema for aquecido, com mesma quantidade de energia, mas tendo seu êmbolo mantido fixo ele não realizará trabalho, $\Delta V = 0$, que implica, $W = 0$.

A primeira lei está intimamente ligada a aceitação da conservação de energia, proposta por Helmholtz. Logo, se um sistema estiver isolado sua energia interna, U , não irá variar ao longo do tempo, $\Delta U = 0$. Contudo, se o sistema estiver apenas fechado, a variação da Energia interna, ΔU , será determinada pela soma dos tipos de energia, calor, Q , e trabalho, W , trocado dele para com a vizinhança. Ficando assim formulada a primeira lei descrita pela equação (12).

$$\Delta U = Q + W \quad (12)$$

³ Essa fórmula só é válida para uma variação de volume, ΔV , bem pequena de forma a não afetar a pressão do sistema, para ΔV maior o correto seria fazermos a integração do trabalho em cada porção infinitesimal de volume. Isso foi suprimido por julgarmos ser desnecessário nesse material de abordagem mais holística do tema.

3.5. Conceito de Entalpia

O conceito de entalpia aparece nos estudos termodinâmicos de processos que ocorrem a pressão constante. A entalpia, H , em um sistema com determinada energia interna, U , ocupando um volume, V , submetido a uma pressão, P , é definida pela igualdade (13) a seguir.

$$H = U + P.V \quad (13)$$

A definição a partir dessa expressão parece não trazer algum significado físico palpável. Entretanto, podemos entender a entalpia de um sistema inicialmente colocado em um ambiente, como a sua energia interna acrescido do trabalho que esse sistema realiza sobre o ambiente, $P.V$, simplesmente ocupar um certo volume, V . A vantagem do uso da grandeza entalpia se dá que ela leva em conta, por si, as trocas de calor e a realização de trabalho em processos termodinâmicos à pressão constante. (Martins, 2015)

Pelo fato das grandezas que definem entalpia serem função de estado, a entalpia também é, e, como tal, independe do processo que leva um sistema de um estado inicial a outro. Podemos então escrever a igualdade (14) com a variação de entalpia, ΔH , escrita em função da variação da energia interna, ΔU , e do produto da pressão, P , pela variação de volume, ΔV , adiante.

$$\Delta H = \Delta U + P.\Delta V \quad (14)$$

Podemos utilizar a expressão da primeira lei, em (13), e substituir o termo ΔU deixando a igualdade com a forma (15).

$$\Delta H = Q + W + P.\Delta V \therefore \Delta H = Q - P.\Delta V + P.\Delta V \therefore \Delta H = Q \quad (15)$$

Conclui-se que em processos termodinâmicos, à pressão constante e com trabalho de expansão, a variação de **entalpia é igual ao calor transferido sob pressão constante**. Essa definição de entalpia é corriqueiramente utilizada nos livros de ensino médio.

Conceitualmente a variação de entalpia, como qualquer variação de uma grandeza, seria calculada medindo-se a diferença entre o estado inicial desse sistema e o final. Assim também podemos descrever a variação de entalpia em um processo químico como em (16), onde H_f é a entalpia final e H_i é a entalpia inicial do sistema em estudo.

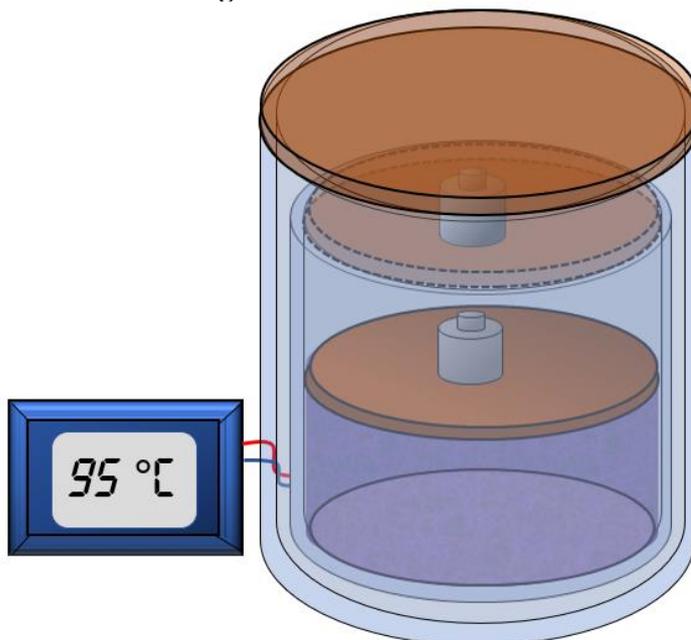
$$\Delta H = H_f - H_i \quad (16)$$

Se estamos estudando uma reação química que naturalmente se processa com reagentes, com entalpia H_r , que se transformam em produtos, com entalpia H_p , podemos escrever (16) na forma (17). Na expressão (17) ΔH_R consiste na variação de entalpia da reação. Colocou-se o símbolo de somatória pois, a entalpia de todos os produtos deve ser somada e subtraída da entalpia de todos os reagentes somados.

$$\Delta H_R = \sum H_p - \sum H_r \quad (17)$$

A maneira de se medir a entalpia em diversos processos físicos e químicos é fazendo as reações em calorímetros isobáricos, que são calorímetros que fazem, as medidas calorimétricas sem que haja variação de pressão, conforme ilustrado na **Figura 7** adiante.

Figura 7 – Calorímetro isobárico



Fonte: Autor, 2022

É interessante ressaltar que conseguimos medir experimentalmente variações de entalpia em calorímetros, e não a entalpia individual de uma substância que depende de vários fatores como o estado físico, forma alotrópica, temperatura e quantidade de matéria.

3.5.1. Estado padrão, Entalpia padrão e Entalpia padrão de formação

Como diversos fatores interferem na entalpia das substâncias, que não se medem individualmente a princípio, escolheu-se fazer medições de variação de entalpia em reações químicas em certas condições para poder compará-las. Escolheu-se assim uma situação comum, padrão, para fazer essas medições chamada de **estado padrão**.

Esse estado padrão se refere a substância pura na pressão de 1 bar. Portanto o estado padrão do gelo é gelo puro à 1 bar. Já um soluto em uma solução líquida está em seu estado padrão quando sua concentração é 1 mol.L⁻¹. (Atkins; Jones; Laverman, 2018)

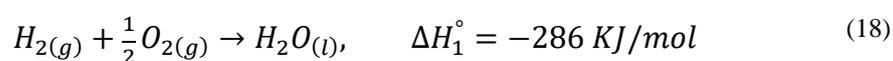
A **entalpia padrão**⁴ de uma reação por sua vez representado por ΔH^0 , é a entalpia quando os reagentes, nos seus respectivos estados padrão se transformam nos produtos igualmente no estado padrão.

A **entalpia padrão de formação**, ΔH_f^0 , por definição é a variação entalpia para formar 1 mol de uma substância a partir das substâncias simples no estado padrão.

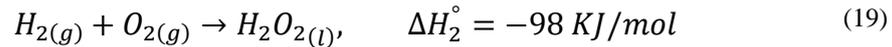
Como as entalpias individuais das substâncias não podem ser medidas de forma direta. Apenas é possível medir as variações de entalpia experimentalmente em calorímetros portanto se fez necessário determinar que algumas substâncias teriam entalpia igual a zero.

Convencionou-se então que a entalpia de formação de substâncias simples em sua forma alotrópica mais estável no estado padrão, chamada entalpia padrão de formação, ΔH_f^0 , como igual a zero. Dessa forma é possível determinar a entalpia de formação de várias substâncias compostas.

Para exemplificar a importância dessa convenção vamos utilizar as equações (18), (19) e (20) a seguir.



⁴ **entalpia padrão:** Comumente as entalpias padrão são medidas a 25 °C e dessa forma disponibilizadas em tabelas, entretanto o estado padrão de uma substância conceitualmente se refere apenas a pressão de 1 bar. Isso significa que podem ser feitas medidas de entalpia padrão em outras temperaturas.



Podemos perceber que as variações de entalpias, ΔH_1° e ΔH_2° , das reações representadas pelas equações (18) e (19) são conhecidas e podem ser obtidas experimentalmente.

Igualmente a variação de entalpia, ΔH_3° , da reação representada por (20) também poderia ser determinada experimentalmente. Entretanto ao invés de se obter empiricamente, o que demanda tempo e aparato laboratorial, com essa convenção podemos fazer a determinação teórica em pouco tempo.

Para isso observamos que a entalpia de formação de substâncias simples é igual a zero no estado padrão, podemos então considerar ΔH_1° como a própria entalpia de formação da água líquida, $\Delta H_{fH_2O(l)}^\circ$. O mesmo raciocínio pode ser aplicado para concluir que a entalpia de formação do peróxido de hidrogênio, $\Delta H_{fH_2O_2(l)}^\circ$, é igual a ΔH_2° .

Para calcular a entalpia da reação, ΔH_3° , representada por (20), basta lembrar que da expressão (17) reescrevendo-a, como (21), adiante.

$$\Delta H_R = \sum H_P - \sum H_R \therefore \Delta H_3^\circ = \Delta H_{fH_2O_2(l)}^\circ - \left(\Delta H_{fH_2O(l)}^\circ - \Delta H_{fO_2(l)}^\circ \times \frac{1}{2} \right) \quad (21)$$

A entalpia de formação do oxigênio gasoso, $O_2(g)$, é igual a zero no estado padrão e a entalpia de formação da água líquida, $H_2O(l)$, e do peróxido de hidrogênio, $H_2O_2(l)$, foram determinadas experimentalmente. Podemos, assim, determinar a entalpia, ΔH_3° , da reação representada por (20), matematicamente e de forma rápida, sem a necessidade de aparato experimental como realizado em (22).

$$\Delta H_3^\circ = -98 - \left(-286 - 0 \times \frac{1}{2} \right) = 288 \text{ KJ/mol} \quad (22)$$

Temos assim evidenciado a importância de se ter arbitrado as entalpias zero a algumas substâncias no estado padrão.

3.6. Diferentes entalpias

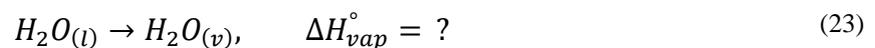
Podemos medir a variação de entalpia em diversos processos físicos e químicos como vaporização de um líquido, combustão de um combustível, a síntese de uma substância, a neutralização de uma ácido por uma base, dentre outros.

Ao estudarmos diversos processos alguns são de maior interesse de verificar a variação de entalpia na termoquímica. Iremos descrever aqueles de maior interesse na construção dessa sequência didática nas seções a seguir, observando que o conceito de entalpia de formação já foi descrito nessa seção.

3.6.1. Entalpia Vaporização

A entalpia de vaporização corresponde ao calor necessário para vaporizar um líquido à pressão constante. Ela tem sempre um valor positivo, pois trata-se de uma mudança de fase do estado líquido para vapor, que requer fornecimento de energia, pois o processo é endotérmico.

Podemos calcular a entalpia de vaporização, ΔH_{vap}° , por mol de água líquida, $H_2O(l)$, ao ser convertida em seu vapor, $H_2O(v)$, no estado padrão, segundo a equação que segue (23).



Para isso utilizamos a expressão (17) e conhecendo-se os valores das entalpias padrão de formação da água líquida, $\Delta H_{fH_2O(l)}^\circ$, e do vapor de água, $\Delta H_{fH_2O(v)}^\circ$, como respectivamente $-286 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ e $-242 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Chegamos na expressão (24) resolvida em (25).

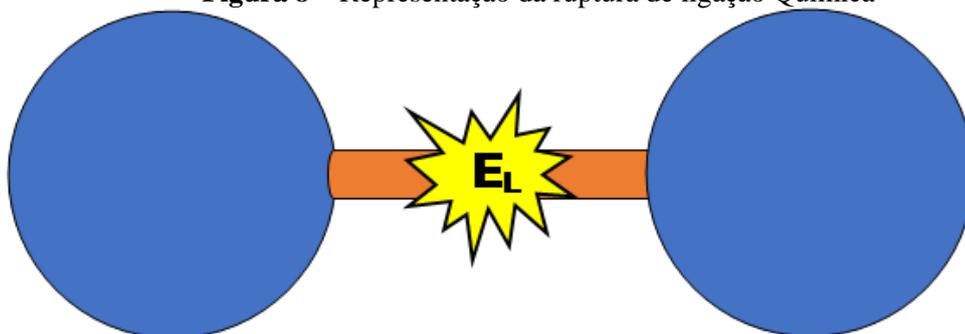
$$\Delta H_R = \sum H_P - \sum H_R \therefore \Delta H_{vap}^\circ = \Delta H_{fH_2O(l)}^\circ - \Delta H_{fH_2O(v)}^\circ \quad (24)$$

$$\Delta H_{vap}^\circ = -242 - (-286) = +44 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1} \quad (25)$$

3.6.2. Entalpia de Ligação

A entalpia de ligação, também chamada energia de ligação, é a variação de entalpia envolvida na ruptura de um mol de ligações químicas. A **Figura 8** – Representação da ruptura de ligação ilustra que uma molécula deve absorver energia, E_L , para que possa haver o rompimento de sua ligação química. Trata-se portanto de um processo endotérmico.

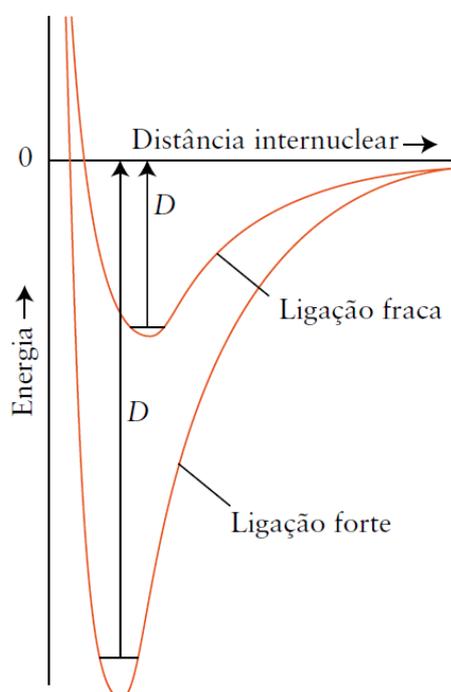
Figura 8 – Representação da ruptura de ligação Química



Fonte: Autor, 2023

Podemos também definir a energia de ligação utilizando um gráfico de energia potencial de uma molécula diatômica em função da distância internuclear de seus átomos, **Figura 9**.

Figura 9 – Energia potencial molecular em função da distância internuclear



Fonte: Atkins, Jones, Laverman (2018, p. 98)

No gráfico a medida que a distância internuclear fica muito grande a energia potencial tende a zero, ou seja, os átomos estão separados e não constituem mais uma molécula. Quando os núcleos estão demasiadamente próximos a energia potencial cresce acentuadamente, em decorrência da repulsão nuclear. A região onde se encontra energia potencial mais baixa, um poço energético, nos informa, no eixo horizontal, a distância internuclear para aquilo que chamamos de comprimento da ligação química.

Dessa forma a energia de ligação, ou Energia de dissociação, D , é a diferença de energia entre o fundo do poço de potencial e a energia dos átomos separados. (Atkins; Jones; Laverman, 2018)

Esse gráfico também evidencia a diferença energética entre uma ligação forte e uma ligação fraca que podem ser justificados por diversos fatores como raio atômico, eletronegatividade, entre outros.

A formação de ligações químicas confere uma maior estabilidade, menor energia potencial, aos átomos formando assim moléculas e por sua vez um menor estado energético quando comparado aos átomos separados.

A ruptura de ligações é, portanto como já afirmado, um processo endotérmico, pois se faz necessário fornecer energia para aumentar a energia potencial do sistema molecular. Com o mesmo raciocínio podemos afirmar que a formação de ligações é um processo exotérmico já que os átomos separados precisam atingir um poço energético e para tal se faz necessário perder energia.

Quando se trata de uma reação química podemos abordar considerando que as ligações químicas das moléculas reagentes são rompidas, um processo endotérmico, e as ligações químicas das moléculas dos produtos são formadas, um processo exotérmico.

Uma aplicação interessante para entalpia de ligação, similarmente a entalpia de formação, está no fato de se poder prever a variação de entalpia de uma reação sem efetivamente realizá-la. Para isso basta se conhecer os valores das entalpias de ligação dos átomos envolvidos.

Vamos demonstrar isso calculando a variação de entalpia da reação representada pela equação (26) adiante.



Precisamos consultar na literatura os valores típicos molares, ou seja, médios molares, das energias de ligação entre átomos de hidrogênio, H – H, entre átomos de oxigênio, O = O, e entre átomos de hidrogênio ligado ao oxigênio, H – O.

Tabela 1 – Entalpias de ligação típicas molares

Tipo de Ligação	Entalpias de Ligação (kJ.mol ⁻¹)
H – H	424
O = O	484
H – O	463

Fonte: Adaptado (Atkins; Jones; Laverman, 2018)

Observando a proporção estequiométrica na equação representada em (26) temos que cada 2 mols de H₂ reage com 1 mol de O₂ e forma 2 mols de água. Dessa forma a reação se processa com a ruptura de 2 mols de ligações H – H para cada 1 mol de ligações O=O e formação de 4 mols de ligações H – O, pois cada mol de água possui dois mols desse tipo de ligação.

Dessa forma para calcular a variação de entalpia da equação (26) devemos fazer a somatória de todas as entalpias de ligação dos reagentes, E_{LR} , e subtrair da somatória das entalpia de ligação dos produtos, E_{LP} , conforme indicado em (27). Em ambas as somatórias cada energia de ligação deve multiplicada pela quantidade em mols de ligações envolvidas.

$$\Delta H_{reação} = \sum E_{LR} - \sum E_{LP} \quad (27)$$

É importante salientar que a subtração, em (27), se faz apenas para mudar o sinal das entalpias de ligação dos produtos, pois como explicado, nos produtos não ocorre a ruptura das ligações, pelo contrário as ligações são formadas.

Assim sendo fica evidente que o sinal das entalpias de ligação dos produtos deve ter seu sinal trocado, pois a formação de ligações, diferente de rupturas, são processos exotérmicos.

Utilizando os dados da **Tabela 1** e a equação (27), iremos calcular a variação de entalpia da reação representada por (26), $\Delta H_{r(26)}$, encontrando (28).

$$\Delta H_{r(26)} = (E_{L\ H-H} \times 2 + E_{L\ O=O}) - (E_{L\ H-O}) \times 4 \quad (28)$$

Substituindo a entalpia de ligação entre hidrogênios, $E_{L\ H-H}$, a entalpia de ligação entre oxigênios, $E_{L\ O=O}$, e a entalpia de ligação entre hidrogênio e oxigênio, $E_{L\ H-O}$, pelos seus respectivos valores encontramos $\Delta H_{r(26)}$ em (29).

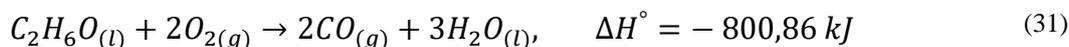
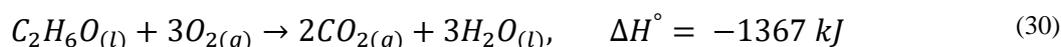
$$\Delta H_{r(26)} = (424 \times 2 + 484) - (463) \times 4 = -520 \text{ kJ} \quad (29)$$

Esse exemplo evidencia uma aplicação da energia de ligação, que é predizer a variação de entalpia de uma reação sem efetivamente realiza-la experimentalmente.

3.6.3. Entalpia de Combustão

A entalpia de combustão é a variação de entalpia em uma reação de combustão completa de um mol de combustível. Nesse momento é importante diferenciar uma combustão completa de uma combustão incompleta.

Em uma combustão completa ocorre a oxidação máxima das moléculas combustíveis. Vamos tomar como exemplo a combustão do etanol, $C_2H_6O(l)$. Ela pode ocorrer gerando como produtos gás carbônico e água, monóxido de carbono e água e, por fim, carbono grafite e água. Podemos observar a seguir os três casos respectivamente em (30), (31) e (32).



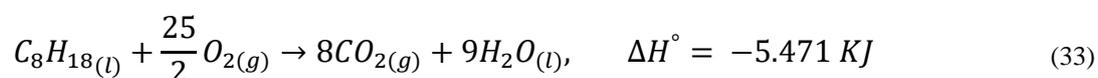
Como se pode observar em uma combustão completa a quantidade de energia liberada é superior quando comparado a combustões incompletas do mesmo combustível.

Analisando as equações (30), (31) e (32), percebe-se que as duas últimas são mais pobres no comburente da combustão e agente oxidante do processo, o oxigênio gasoso, $O_{2(g)}$. A combustão descrita pela equação (30) ocorre com 3 mols de oxigênio por mol de combustível, as demais possuem 2 mols e 1 mol do comburente, respectivamente.

Dessa forma se justifica a energia liberada consideravelmente maior pelo fenômeno descrito em (30) frente a (31) e (32).

Uma aplicação desse conceito ocorre nos motores a combustão interna nos veículos, onde se buscam novas tecnologias a fim de aumentar a eficiência dos motores (Carvalho, 2011). No passado substituíram os carburadores pela injeção eletrônica afim de diminuir a combustão incompleta obtendo maior autonomia e desempenho. Atualmente com o mesmo propósito vem se aumentando no mercado a oferta de carros com turbo compressores que aumentam a pressão e quantidade dos gases que vão para a combustão.

Uma aplicação interessante conhecendo-se da entalpia de combustão de diferentes está no desempenho de motores funcionando com diferentes combustíveis. Como exemplo podemos pegar a entalpia de combustão da gasolina (simplificado como $C_8H_{18(l)}$) e compará-lo com o etanol na equação (30).



Nosso objetivo é comparar a eficiência por litro de combustível comprado. Para tal sabemos que os valores de entalpia de combustão apresentado nas equações (30) e (33) são mensurados por mol de combustível.

Considerando que as massas molares do etanol e da gasolina são respectivamente 46 g/mol e 114 g/mol temos que a cada 46 gramas de etanol queimado 1367 KJ são liberados e a cada 114 gramas de gasolina a energia liberada é de 5.471 KJ .

Converteremos em volume, V , essas massas, m , através da sua relação com a densidade, d , desses combustíveis, pela relação (34). Resolvida em (35) e (36) encontrando o volume de etanol, V_{et} , e o volume de gasolina, V_{gas} , no estado líquido respectivamente.

$$V = \frac{m}{d} \quad (34)$$

$$V_{et} = \frac{46 \text{ g}}{0,82 \text{ g/mL}} = 56,1 \text{ mL} \quad (35)$$

$$V_{gas} = \frac{114 \text{ g}}{0,72 \text{ g/mL}} = 158 \text{ mL} \quad (36)$$

Agora iremos calcular a energia liberada, E_{Lib} , na queima de um litro de cada combustível que genericamente pode ser expressa em função da entalpia padrão de combustão, H_C° , e do volume ocupado por um mol do combustível no estado líquido, $V_{M(l)}$ em mL , pela expressão (37). Resolvida encontrando a energia liberada por litro de etanol, E_{et} , e a energia liberada por litro de gasolina, E_{gas} , em (38) e (39) respectivamente.

$$E_{Lib} = \frac{|H_C^\circ| \times 1000 \text{ mL} \cdot L^{-1}}{V_{M(l)}} \quad (37)$$

$$E_{et} = \frac{|-1.367 \text{ KJ}| \times 1000 \text{ mL} \cdot L^{-1}}{56,1 \text{ mL}} = 24.367 \text{ KJ} \cdot L^{-1} \quad (38)$$

$$E_{gas} = \frac{|-5.471 \text{ KJ}| \times 1000 \text{ mL} \cdot L^{-1}}{158 \text{ mL}} = 34.627 \text{ KJ} \cdot L^{-1} \quad (39)$$

Por fim vamos calcular em (40) a relação percentual entre essas energias por litro de combustível a fim de entender melhor o aproveitamento energético de um motor .

$$\frac{E_{et}}{E_{gas}} \times 100\% = \frac{24.367 \text{ KJ} \cdot L^{-1}}{34.627 \text{ KJ} \cdot L^{-1}} \times 100\% = 70,4 \% \quad (40)$$

Ao analisarmos essa relação observamos que cada litro de etanol consumido irá liberar cerca de 70 % da energia quando comparado à gasolina. Isso significa que se um carro fizer em média um deslocamento de 10 Km por litro de gasolina consumida ele deverá fazer em média 7 Km por litro de etanol consumido.

Isso também justifica que em alguns estados no Brasil os postos devem informar a relação de preço entre etanol e gasolina e indicar que em caso dessa relação ser inferior a 70% é mais vantajoso o uso do etanol, caso contrário o abastecimento com gasolina será mais recomendado.

4. Cultura, movimento e Aprendizagem Maker

A cultura maker está ancorada em uma mudança de hábitos que vai na contra-mão do consumo e da terceirização dos serviços e está baseada na cultura do DIY (do inglês, *Do It Yourself*) ou faça você mesmo (FVM).

O ideia do DIY passa a fazer parte da sociedade americana no início do século 20, como uma ressignificação do papel masculino do marido suburbano americano nos afazeres do lar. Nesse contexto esse indivíduo passa a ter uma participação nos serviços braçais do lar como consertos, reformas, reparos, instalações diversas e até fabricação de móveis, em detrimento de contratar uma mão de obra especializada. As casas por sua vez passam a ter cômodos contendo mini oficinas, sendo uma área de domínio masculino (Gelber, 1997).

O termo DIY passa a fazer parte da sociedade americana ao longo primeira metade do século 20, atingindo várias classes e se tornando uma mistura de passa tempo e trabalho doméstico gratificante, seja por economia de dinheiro ou meramente por lazer, a depender a classe social (Gelber, 1997).

As ferramentas e maquinas tradicionais ganharam um reforço na década de 1950. Pesquisadores do MIT, Massachusetts Institute of Technology, em 1952, conectaram um computador a uma fresadora típica, criando a primeira máquina de controle numérico computadorizado, CNC. A partir dessa primeira fresa giratória, todos os tipos de ferramentas de corte, desde, aquelas com jatos de água à lasers, foram montados em plataformas controladas por computador (Gershenfeld, 2012).

Inicia-se então uma nova era da fabricação digital onde as máquinas controladas numericamente por computador, permitiram construir quase todos os componentes direta ou indiretamente comercializados pela indústria atual (Gershenfeld, 2012).

Hoje, as máquinas controladas numericamente fazem quase todos os produtos comerciais, seja diretamente (produzindo tudo, desde capas de laptop a motores a jato) ou indiretamente (produzindo as ferramentas que moldam e estampam produtos produzidos em massa)

Entretanto os descendentes dessas máquinas, possuem uma limitação, pois eles podem cortar, mas não podem alcançar estruturas internas do objeto a ser feito.

Na década de 1980, no entanto, surgiram no mercado processos de fabricação controlados por computador que acrescentavam, em vez de remover, materiais (chamados de manufatura aditiva). Graças à impressão 3-D, um rolamento e um eixo podem ser construídos pela mesma máquina ao mesmo tempo. Uma variedade de processos de impressão 3D está agora disponível, incluindo fusão térmica de filamentos de plástico, uso de luz ultravioleta para reticular resinas poliméricas, depósito de gotículas adesivas para ligar um pó, corte e laminação

de folhas de papel e brilho de um feixe de laser para fundir partículas metálicas. As empresas já usam impressoras 3D para modelar produtos antes de produzi-los, um processo conhecido como prototipagem rápida (Gershenfeld, 2012).

A manufatura aditiva nos últimos anos vem se popularizando e se tornando cada vez mais acessível, já é possível encontrar impressoras 3D por valores abaixo de cem dólares. Associado a isso kits de prototipagem contendo microcontroladores, LEDs, displays, sensores e outros dispositivos podem ser comprados por metade desse valor. Tornando acessível diversas instituições, inclusive escolas montarem seus ambientes para disseminar a cultura maker, os chamados **espaços makers**⁵.

A cultura maker no ambiente escolar também se disseminou em todo território nacional brasileiro, onde, devido a diversas iniciativas, cada vez mais escolas vem adquirindo essas impressoras e outros dispositivos e kits usados na prototipagem de objetos com intuito de utilização no ensino (Pinto; Azevedo; *et al.*, 2018) (Brasil, 2020).

Provavelmente você que lê esse material deve ter um impressora 3D em sua escola ou em breve terá nela ou em sua casa. Ainda que não possua, na sua região provavelmente devem haver espaços makers com horários para atender o público em geral.

Nesses espaços as pessoas fazem e compartilham projetos e objetos colocando as mãos na massa e vivenciando o FVM que é a essência da cultura maker.

Quando se fala dessa vivência no ambiente escolar, associado a uma estratégia pedagógica com intuito de aprender determinadas habilidades e competências curriculares, estamos na realidade trabalhando uma metodologia de ensino baseada naquilo que chamamos de aprendizagem maker. Trata-se em outros termos do aprender fazendo, que se alicerça do ponto de vista teórico acadêmico na educação experimental, na pedagogia crítica e no construcionismo, respectivamente de Jhon Dewey, Paulo Freire e Seymour Papert (Blikstein, 2013).

5. Desenho de Objetos

Como todo programa ou aplicativo de computador, por mais intuitivo que ele possa ser, requer algum esforço para aprender a operá-lo e extrair os resultados desejados com ele. Essa

⁵*Espaços Makers*: outras denominações podem ser aplicadas como *Makers spaces*, *FabLabs*, *FabLearns*, *Laboratório Maker*, *Hacker spaces*. Existem algumas diferenças entra essas nomenclaturas, que não cabem aqui diferenciar, mas em suma todos eles são espaços físicos de disseminação da cultura Maker contendo alguns equipamentos de prototipagem de objetos.

regra serve para editores de texto, planilhas, imagens, e claro, não é diferente para softwares de desenho e modelagem de objetos em 3D.

Entretanto existem vários utilitários para desenho 3D desde os mais simples e gratuitos com ferramentas rudimentares para usuários iniciantes até os pagos e sofisticados, usados por profissionais das engenharias, arquitetura e outros que necessitam de um trabalho mais avançado normalmente em projetos empresariais.

Nesse trabalho, que é voltado para professores atuando no ensino médio, escolhemos fazer os desenhos na plataforma TinkerCad⁶ (Autodesk, [s.d]), por ser gratuito, simples e disponível na web, ou seja, não precisa ser instalado em computador. Sendo o requisito mínimo que o computador acesse um navegador de internet moderno.

Adiante temos a **Figura 10** mostrando a apresentação inicial da plataforma. O usuário antes de iniciar deve se inscrever (em “inscrever-se”) e recomendamos que nesse cadastro seja feita a conta de “educador” para que o professor possa usar com seus alunos.

Figura 10 – Tela inicial do Tinkercad

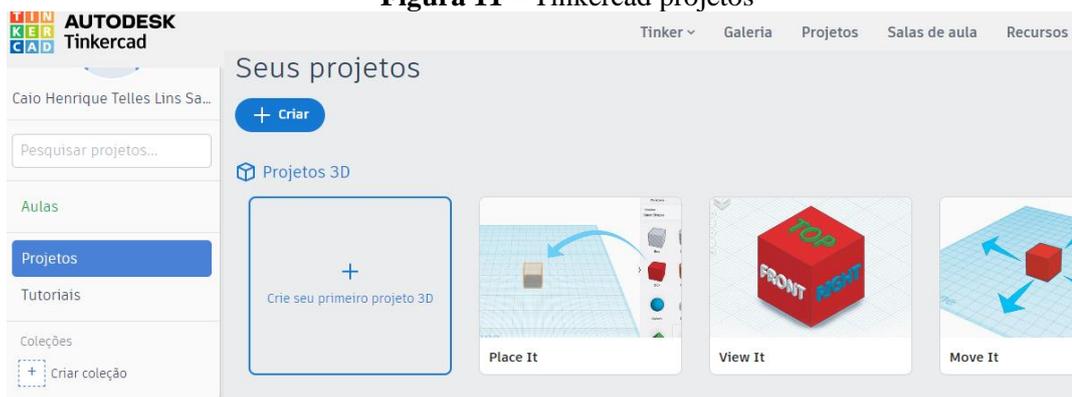


Fonte: (Autodesk, [s.d]) adaptado pelo autor

Após o cadastro simples que é feito com e-mail e alguns dados ou se conectando por uma conta Microsoft, Apple, Google ou Facebook você já estará apto a iniciar seus projetos de desenho 3D. Para isso basta ir em “projetos” e “crie seu primeiro projeto” conforme podemos ver na **Figura 11** a seguir. A plataforma contém alguns tutoriais básicos mostrando algumas ferramentas conforme podemos ver na referida figura: “Place It” “View It” “Move It” que mostram respectivamente como colocar um objeto, como visualiza-lo por diferentes perspectivas e como movê-lo.

⁶ Disponível em: <https://www.tinkercad.com/>

Figura 11 – Tinkercad projetos

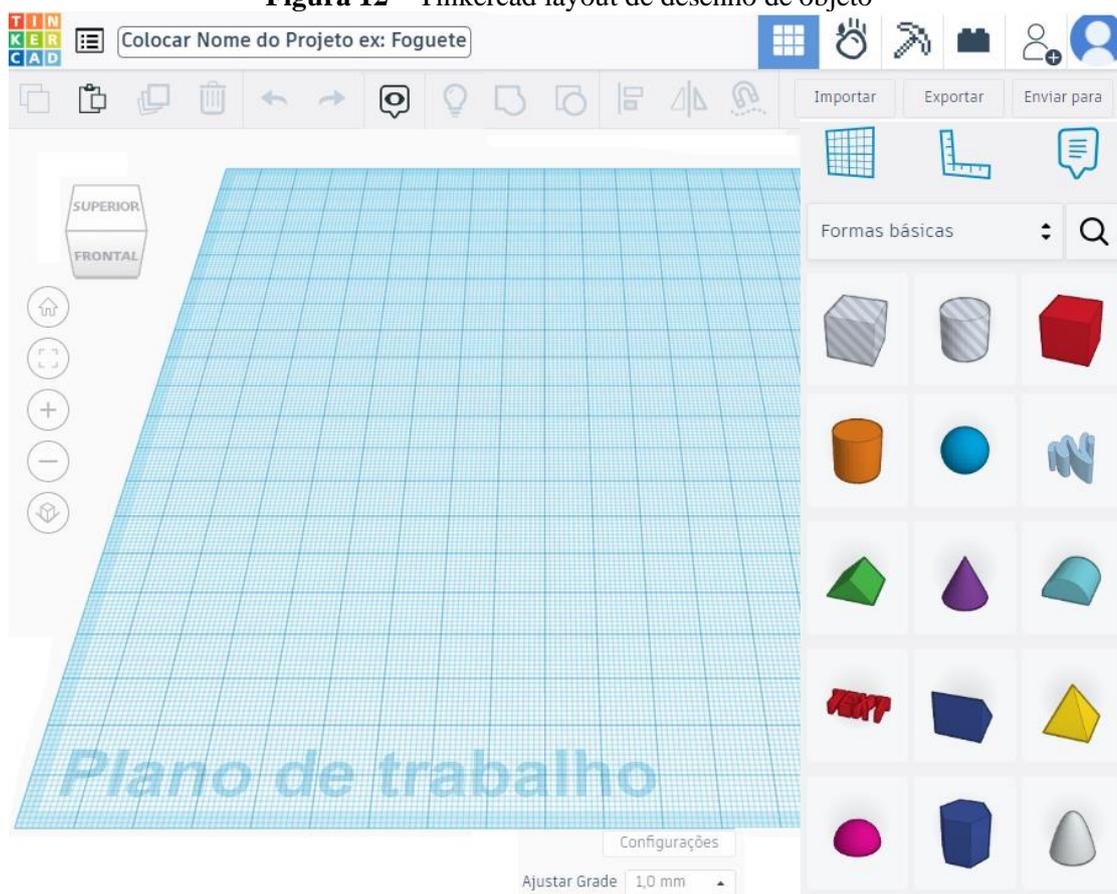


Fonte: (Autodesk, [s.d]) adaptado pelo autor

Apesar dos tutoriais consideramos eles insuficientes para você usuário e leitor dessa obra fazer por exemplo um foguete. Objeto esse que será delegado por você ao estudante elaborar para o desenvolvimento dessa proposta pedagógica, uma sequência didática ensinando termoquímica.

Vamos ilustrar as etapas para auxiliá-lo nessa tarefa. Ao entrar em “crie seu primeiro projeto” você irá se deparar com a tela layout de desenho mostrada na **Figura 12**. Nela temos ao centro o “Plano de trabalho” que é onde você deposita as formas geométricas que aparecem a direita e as manipula para construir o artefato 3D desejado. A esquerda existem botões para ajuste de visão do plano de trabalho e na primeira linha superior a esquerda você pode nomear o projeto. Ainda nessa linha é possível alternar entre os modos projeto 3D (que está selecionado), simLab (ícone com maçã), blocos (ícone com picareta), tijolos e convidar alguém para o projeto. Na segunda linha superior temos na sequência as opções copiar, colar, duplicar, excluir, desfazer, refazer, alternar visibilidade de notas, mostrar tudo (ícone de lâmpada), agrupar, desagrupar, alinhar, espelhar, cruzeiro, importar, exportar e enviar para.

Figura 12 – Tinkercad layout de desenho de objeto



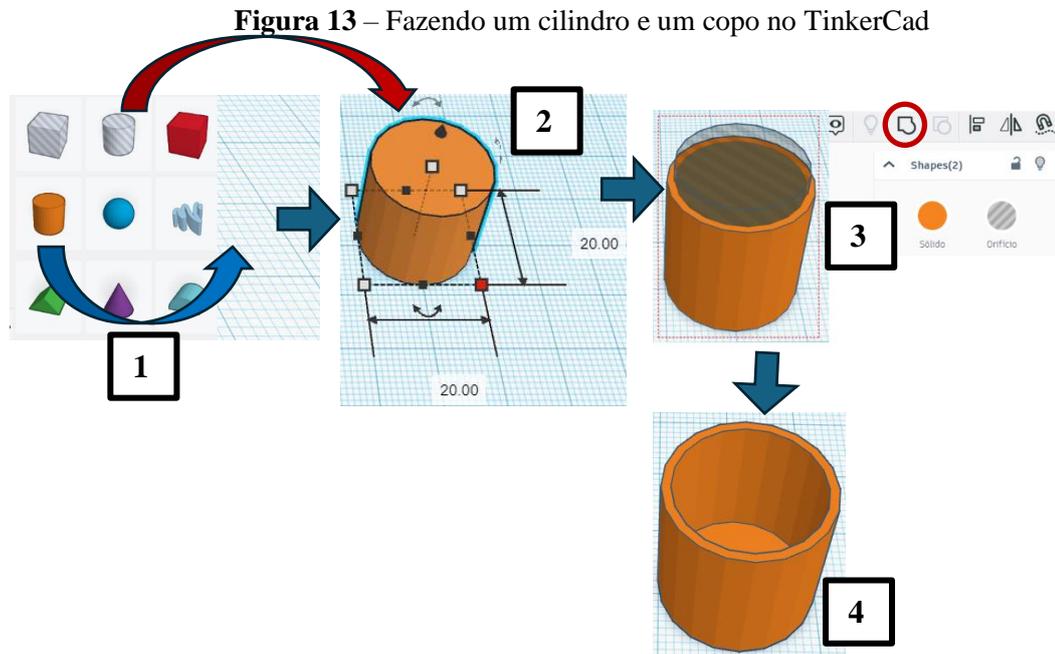
Fonte: (Autodesk, [s.d]) adaptado pelo autor

Boa parte desses nomes são comuns a um usuário que já precisou operar um editor de imagens simples como o Paint, da Microsoft, o que torna o aprendizado e a manipulação dele bem intuitiva. Entretanto como existem diferenças vamos abordar as funções necessárias ao desenho de um foguete para guiá-lo.

Inicialmente precisamos entender que a forma de desenhar objetos 3D para um iniciante consiste basicamente em usar formas geométricas básicas, chamados de sólidos, e fazer cortes nela com outras formas geométricas, aqui chamados de orifícios, que vão subtrair partes desse sólido.

Então se quisermos fazer um cilindro todo preenchido, observar a **Figura 13**, basta selecionar o cilindro (laranja) com o mouse e arrastá-lo para o plano de trabalho (em **1**), em seguida ajustar as medidas que queremos dele através dos botões que aparecem nas quinas do objeto (em **2**). Entretanto se quisermos transformar esse cilindro em um copo devemos colocar um orifício cilíndrico (cilindro cinza) sobre esse primeiro cilindro (seta curva vermelha), ajustar suas medidas, deixando-as menores que o cilindro sólido, centralizando-o no sólido (deixando como em **3**), selecionar com o mouse clicando e arrastando as duas figuras (pontilhado

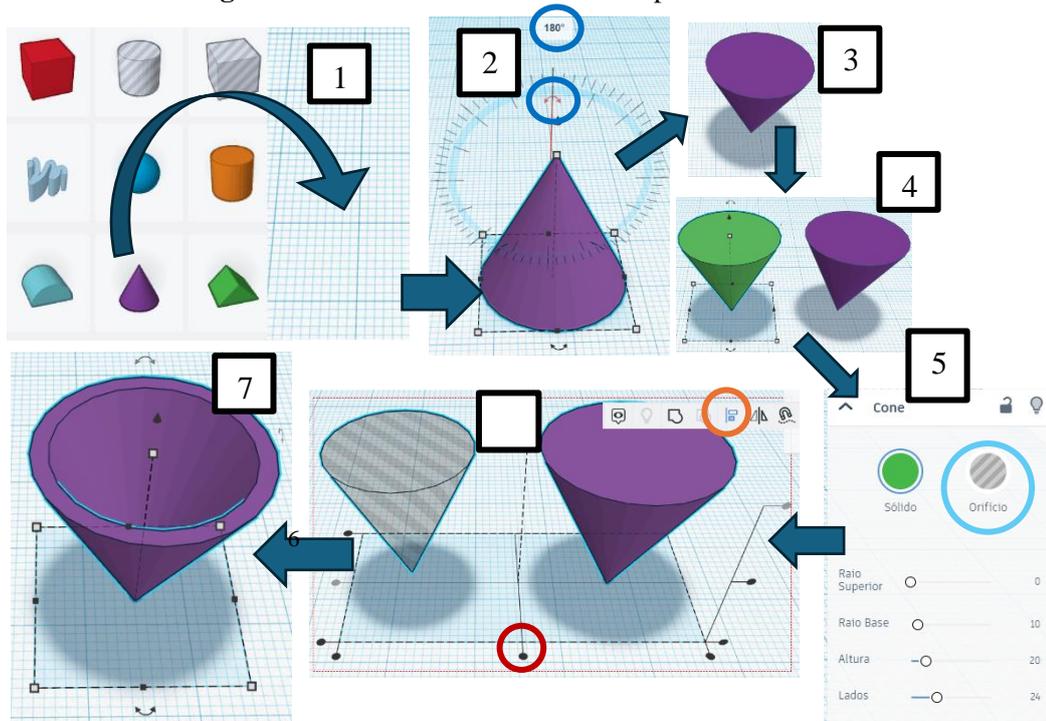
vermelho, em 3), usar botão agrupar (círculo vermelho, em 3). Por fim obtemos um copo como objeto final após esses procedimentos.



Fonte: (Autodesk, [s.d]) adaptado pelo autor

Repare que isso que foi feito com um cilindro que passou a ser um copo, pode ser realizado, por exemplo, com um cone conforme mostrado na **Figura 14**. No Caso Inicia-se escolhendo o cone e arrastando para o plano de trabalho (indicado em 1), em seguida usa-se o botão para rotacionar a figura em um ângulo de 180° (destacado com círculos azuis, em 2), deixando o cone com seu vértice tocando o plano de trabalho como em 3. Posteriormente usa-se o botão duplicar, ou ainda com a figura selecionada a combinação **CTRL + C** seguido de **CTRL + V**, com o intuito de duplicar o cone obtendo a situação 4. O cone gerado tem a mesma cor e dimensões, trocamos a cor na opção “sólido”, em 5, apenas para diferenciar o primeiro, de cor lilás, de sua cópia duplicada, agora verde. Selecionando o cone verde um menu com opções aparecem, como em 5, e trocando a opção “sólido” por “orifício” (indicado com círculo amarelo) e diminuindo um pouco suas dimensões temos a situação 6. Selecionamos ambos os cones com o mouse e usamos o botão alinhar, destaque em laranja, em seguida usamos o botão preto destacado em vermelho obtendo o copo cônico em 7.

Figura 14 – Fazendo um cone e um copo cônico no TinkerCad

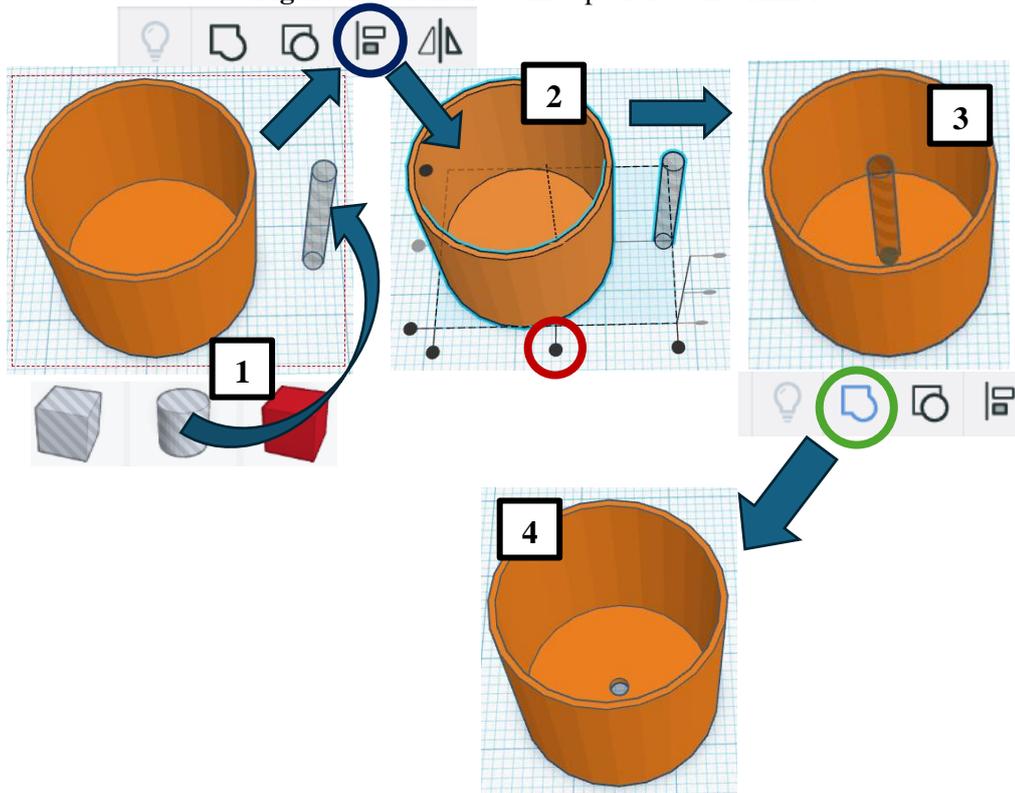


Fonte: (Autodesk, [s.d]) adaptado pelo autor

Podemos agora usar a sequência da **Figura 15**, a seguir, para fazer um orifício no fundo do copo cilíndrico obtido na **Figura 13**. Vamos começar fazendo um orifício cilíndrico colocando-o no plano de trabalho (seta curva azul em **1**) e ajustar suas medidas diminuindo-o. Em seguida selecionar ambas as figuras clicando e arrastando com o mouse (pontilhado vermelho em **1**), usar o botão alinhar (círculo azul), usar botão preto para alinhá-los pelo centro (círculo vermelho, em **2**), assim obtendo a situação **3**.⁷ Basta usar o botão agrupar (círculo verde, em **3**) para unificar o copo com o furo formando uma peça única, em **4**.

⁷ A depender de como seja posicionado o orifício cilíndrico no plano de trabalho, mais botões de alinhamento serão necessários de serem usados além do destacado com o círculo vermelho.

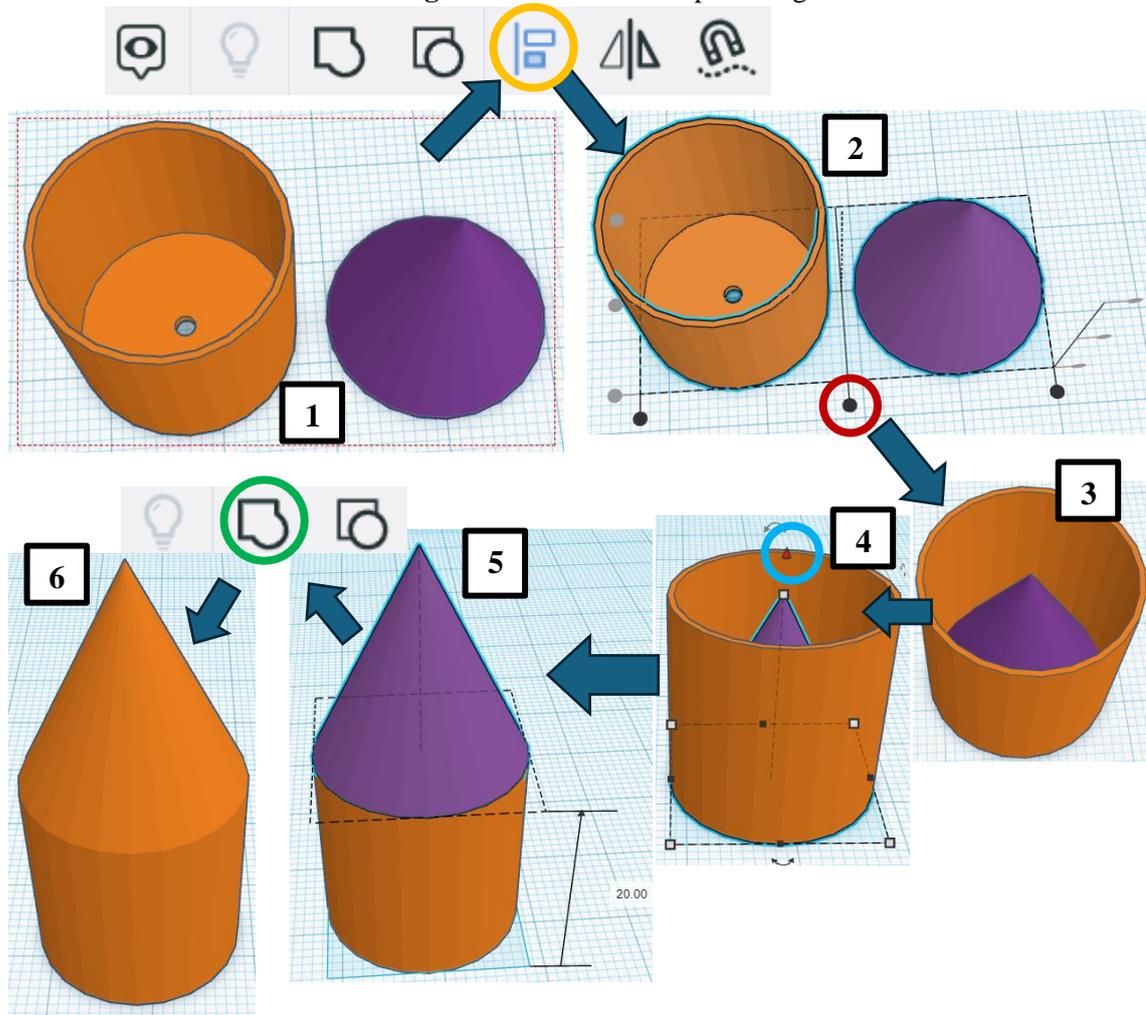
Figura 15 – Fazendo um copo furado no TinkerCad



Fonte: (Autodesk, [s.d]) adaptado pelo autor

O real intuito de termos demonstrado como se faz o copo furado da **Figura 15** e o copo cônico da **Figura 14** é na realidade unirmos essas duas peças e formar o corpo de um foguete utilizando o botão agrupar. Podemos ver as etapas na **Figura 16**. Elas consistem em selecionar ambos os sólidos, pontilhado vermelho em **1**, usar o botão alinhar, destacado em amarelo, usar botão para alinha-los ao centro, destacado em vermelho em **2**, obtendo a situação **3**. Em seguida selecionar apenas o cone e usar o botão de deslocamento vertical (círculo azul, em **4**) clicando e arrastando com o mouse elevando-o em relação ao plano de trabalho até atingir a situação **5**. Em seguida usando o botão agrupar (círculo verde) passamos a ter uma figura unificada, o corpo de um foguete, com orifício para entrada de combustível e saída de gases, em **6**.

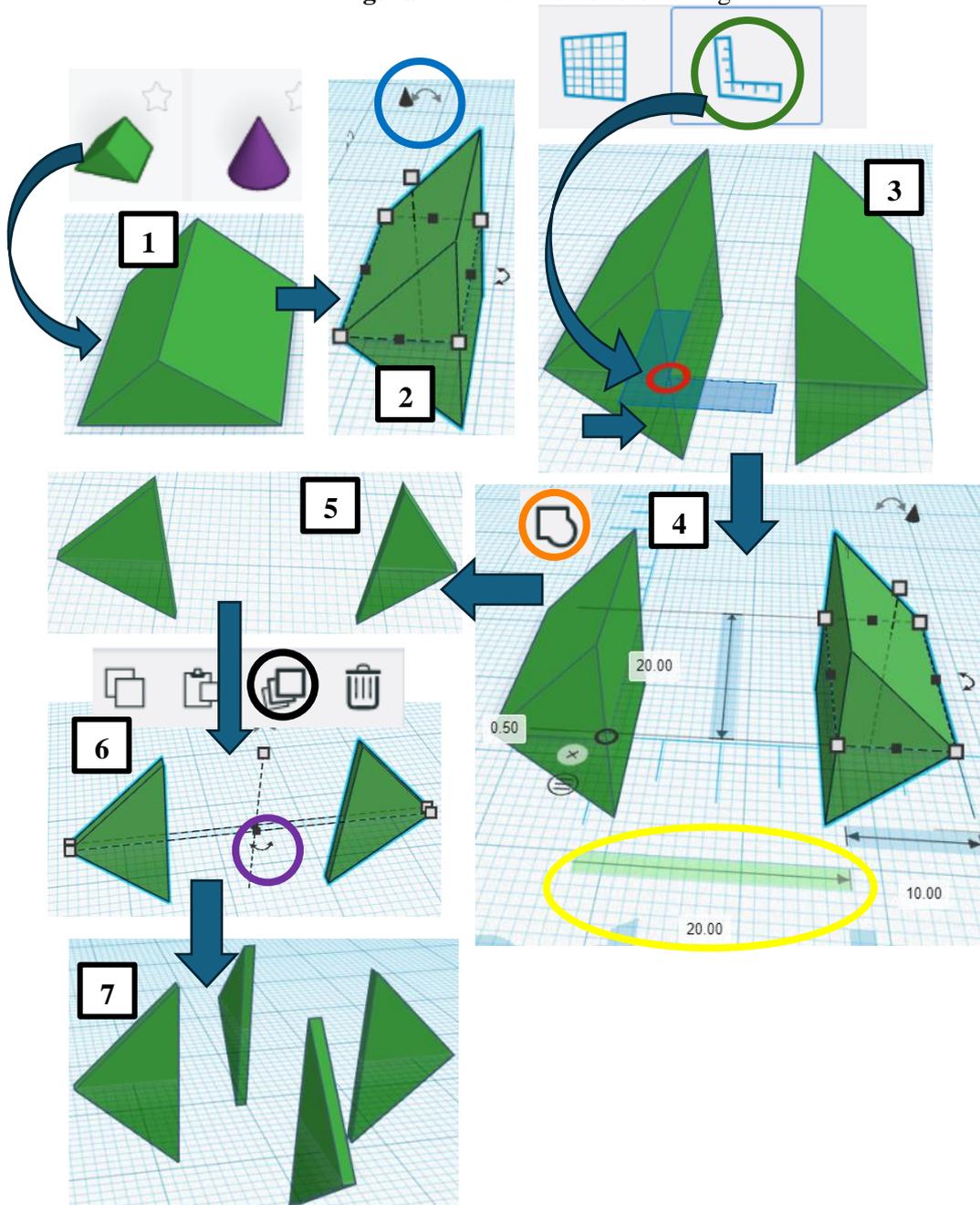
Figura 16 – Fazendo corpo do foguete



Fonte: (Autodesk, [s.d]) adaptado pelo autor

Para completar o foguete basta fazer as asas através da sequência descrita na **Figura 17**. Começamos escolhendo a forma básica “telhado” colocando-a no plano de trabalho, em **1**. Fazendo ajuste de rotação e distancia ao plano vertical (círculo azul) deixamos como em **2**. Fazemos um cópia, usando CTRL + D, ajustando para a cópia ficar como em **3**, se tiver dificuldade em fazê-lo manualmente o botão alinhar pode ajudar. Ainda em **3** usamos botão Régua (círculo verde), selecionamos uma das figuras e ajustamos para que a distância entre as duas figuras fique igual ao diâmetro do corpo do foguete, como em **4** (destaque circular amarelo). Usamos o botão “agrupar” (círculo laranja) para que as duas peças virem uma só e diminuimos sua profundidade deixando como em **5**. Em seguida usamos o botão duplicar, em **6** (círculo preto), e rotacionamos essa cópia em 90° (círculo lilás), chegando a situação **7**, sendo importante após a rotação, selecionar os 2 pares de asas e usar o botão agrupar para que os pares de asas (tanto o primeiro quanto a copia rotacionada) não mudem sua posição relativa e possam ser devidamente conectadas ao corpo do foguete.

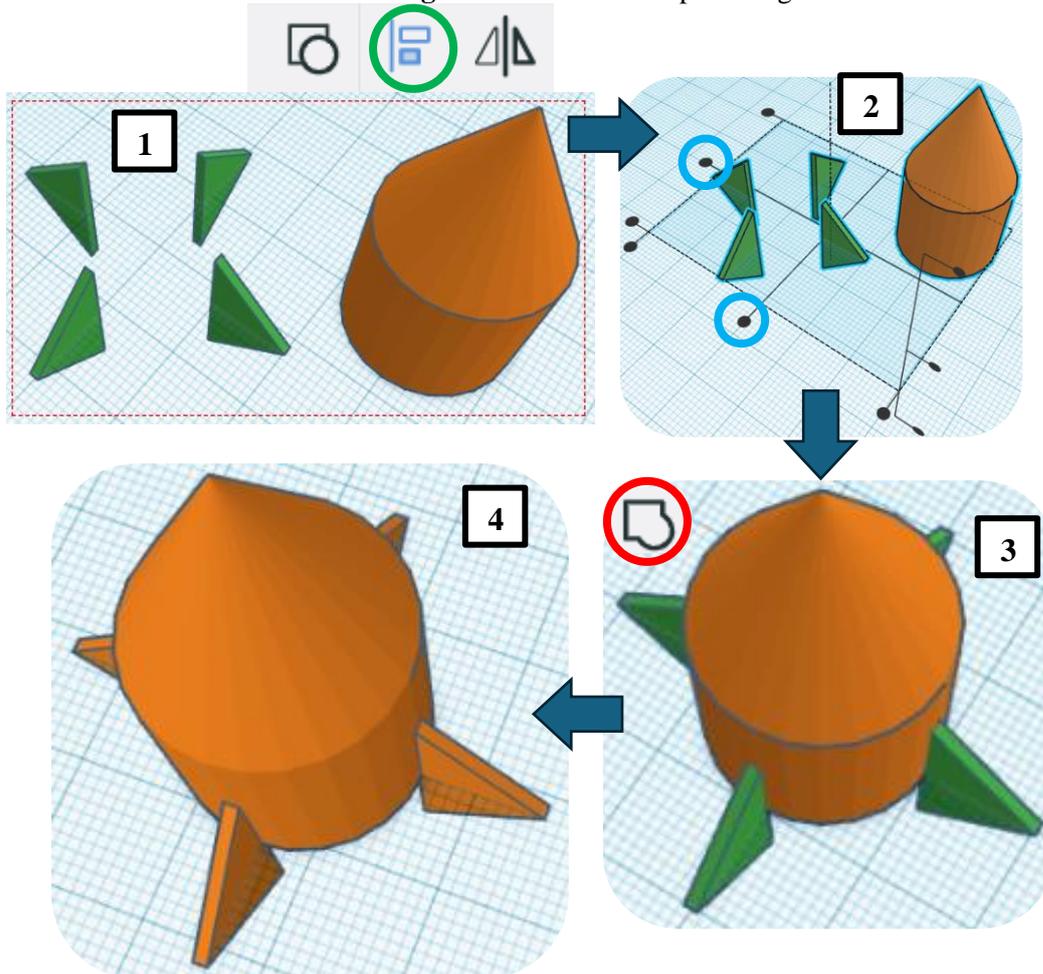
Figura 17 – Fazendo as asas do Foguete



Fonte: (Autodesk, [s.d]) adaptado pelo autor

Por fim para completar o foguete precisamos conectar as asas ao corpo do foguete. Para isso vamos seguir as instruções da **Figura 18**. Inicialmente vamos selecionar o corpo e as asas do foguete (pontilhado vermelho, em **1**) e usar o botão alinhar (círculo verde), levando a situação **2**. Usar os botões de alinhamento em destaque (círculo azul, em **2**), deixando a aparência descrita em **3**. Por fim usar o botão agrupar (círculo vermelho, em **3**) ficando com o objeto definitivo, um foguete, na situação **4**.

Figura 18 – Unindo corpo do foguete as asas



Fonte: (Autodesk, [s.d]) adaptado pelo autor

Alguns comentários são interessantes de serem feitos aqui. Primeiro que esse caminho escolhido por nós para a construção do foguete nos levou a um exemplar simples, porém, funcional. Segundo, portanto, existem outros caminhos que levarão foguetes esteticamente mais bonitos e elaborados, os próprios vídeos indicados no **Quadro 1** desse material levam a isso. Entretanto quisemos deixar registrado aqui as etapas mais elementares para mostrar que é possível fazer de forma trivial. Terceiro, todavia, não significa que você deve tolher a criatividade de seus estudantes ao prototiparem os foguetes, o aspecto emocional, de criar por si, é o que motiva e proporciona o engajamento em uma prática de ensino aprendizagem Maker. Por isso apenas os guie a superar as dificuldades nesse processo e deixe que eles se divirtam e explorem suas preferências.

Após o desenho do foguete no Tinkercad, as imagens deverão ser exportadas da plataforma em um formato STL armazenadas no computador e manipuladas com um software

de impressão gerando um arquivo para impressão que levará algumas horas a depender do tamanho da peça.

Dentro da sequência didática proposta nesse trabalho, onde se usa o horário do componente curricular para realização do projeto, não reservamos tempo para que dentro da aula os alunos façam a impressão. Sabemos que a depender da instituição o acesso as impressoras 3D nem sempre é pleno por parte dos estudantes e, por isso, recomendamos que o professor pegue os arquivos gerados por seus estudantes e faça a impressão em um horário oportuno para chegar na aula da semana seguinte a elaboração do desenho 3D com os foguetes impressos.

Repare que o funcionamento desse foguete será com vapor de combustível, sendo o combustível inserido na forma líquida em pequena porção dentro do foguete pelo orifício, sendo agitado para que vaporize lá dentro e se misture com o ar e posteriormente a porção líquida que sobrar dentro do foguete deve ser escoada de dentro dele. Por fim após posicionar em um local seguro a ignição pode ser realizada com um isqueiro acendedor ou similar. Recomendamos que essa etapa seja realizada com atenção e sob supervisão do professor.

6. Sequência Didática

Uma sequência didática (SD) consiste sistematicamente em um conjunto de atividades ordenadas, estruturadas e articuladas para a realização de alguns objetivos educacionais contendo um princípio e um fim conhecido por professores e alunos. (Zabala, 2014)

Atividades ou tarefas são por sua vez, de acordo com Zabala (2014), uma das unidades básicas que compõem o processo ensino-aprendizagem e apresentam, por fim, determinadas intenções educacionais mais ou menos explícitas e podem proporcionar uma análise, ao menos ilustrativa, dos diferentes estilos pedagógicos.

As atividades, por si só, são uma parte do todo sendo então incapazes de definir as diferentes formas de intervenção pedagógica. Entretanto quando organizadas em uma série de forma a permitir o estudo e a avaliação da prática educativa sob uma perspectiva processual formam a sequência didática que possui as fases de planejamento, aplicação e avaliação do referido processo e que, para Zabala (2014), constituem uma unidade preferencial para análise da prática educativa.

Um professor de posse de uma sequência didática, como esta, pode utilizá-la como instrumento guia para conduzir o processo de ensino-aprendizagem com seus alunos, sem deixar, é claro, de adaptá-la a sua realidade e contexto educacional. Dessa forma a sequência

didática não é um produto rígido, uma receita, e sim maleável que o professor tem a liberdade de torná-la factível dentro de seu contexto para troca de saberes com os estudantes.

Objetivos a serem atingidos com a utilização dessa sequência didática são:

- Utilizar uma estratégia de ensino baseada na aprendizagem maker para ensinar termoquímica.
- Promover a aprendizagem do conteúdo de termoquímica
- Promover um aprendizado mais significativo dos conteúdos de termoquímica que estejam mais conectados com a nova geração de estudantes mais imbuídos e apropriados das inovações tecnológicas e da cultura do faça você mesmo.

7. Aplicação da sequência didática

A SD irá contemplar 8 aulas de sessenta minutos da disciplina de Química do segundo ano do ensino médio. Podendo ser adaptada de acordo com a carga horária do professor em sua respectiva turma. As aulas terão as seguintes ações a serem executadas conforme resumo no **Quadro 1** a seguir.

Quadro 1 – ações da sequência didática

Aula	Assunto(s)	O que será executado?
1	Introdução a termoquímica e a termodinâmica: - Apresentação da proposta maker - Conceitos básicos (sistemas, Calor, temperatura) - Primeira lei da termodinâmica	- Questionário prévio com conhecimentos em termoquímica - Aula expositiva dialogada introdutória a termoquímica (Calor, temperatura, trabalho, sistema, vizinhança, energia interna) - 1ª Lei da termodinâmica (vídeo a ser apresentado)
2	Termoquímica: Primeira lei da termodinâmica Entalpias padrão, de formação, de combustão	- Aplicação da primeira Lei da termodinâmica em motor de combustão (vídeo a ser apresentado) - Discussão do tema, 1ª Lei da termodinâmica. - Explicar os diferentes conceitos de entalpia. Resolução de exercícios
3	Termoquímica: - Estequiometria na termoquímica, Entalpia de combustão Poder calorífico dos combustíveis	- Discutir comparativamente a partir dos cálculos termoquímicos a eficiência dos combustíveis etanol e gasolina (relação 70%). - Verificar o poder calorífico de outros combustíveis.
4	Termoquímica: Lei de Hess, Funcionamento de foguetes	- Demonstrar aplicação da lei de Hess. - Mostrar funcionamento de foguetes (vídeo a ser apresentado)
5	Prototipação de foguetes (aula no laboratório maker)	- Uso da plataforma TinkerCad para desenhar foguetes. (vídeo a ser apresentado) - Observação: necessidade de computadores ou tablets na aula, preferencialmente no laboratório maker.

6	Prototipação de foguetes (aula no laboratório maker)	- aula dedicada a construção e impressão de foguete usando as impressoras 3D. (sugestão de vídeo) - Professor irá acompanhar o progresso dos grupos.
7	Prototipação de foguetes (aula no laboratório maker)	- Aula dedicada a construção, impressão e testagem. - Professor irá acompanhar o progresso dos grupos.
8	Apresentação dos foguetes (aula em ambiente aberto)	Apresentação dos foguetes montados e exposição com voo.

Fonte: Autor

Vamos a seguir descrever de forma mais detalhada o que será executado especificamente em cada aula para um maior entendimento de você professor que terá liberdade para adaptar e executar da forma que julgar melhor. Você pode utilizar a abordagem teórica elaborada neste material presente na seção **2 Contextualizando a Termoquímica e a Termodinâmica** ou outro de sua preferência.

7.1. Aula 1

Nesse primeiro encontro será apresentado os objetivos da sequência didática. Também será apresentado os conceitos básicos de calor, temperatura, sistema, vizinhança, lei zero, energia interna, trabalho e a primeira lei da termodinâmica. O material disponibilizado na seção 2 podem servir de guia nessa abordagem.

Passo 1: Após os conceitos básicos de calor, temperatura, sistemas e a lei zero, abordados pelo professor, ele pode resolver o exercício 1 (descrito na página 40).

Passo 2: Esse é o momento de abordar o conceito de energia interna para, em seguida, se abordar a primeira lei da termodinâmica. Incluímos um [vídeo](#)⁸ de apoio sugerido ao professor mostrar aos estudantes. Após essa abordagem pode-se resolver o exercício 2 (descrito em página 41).

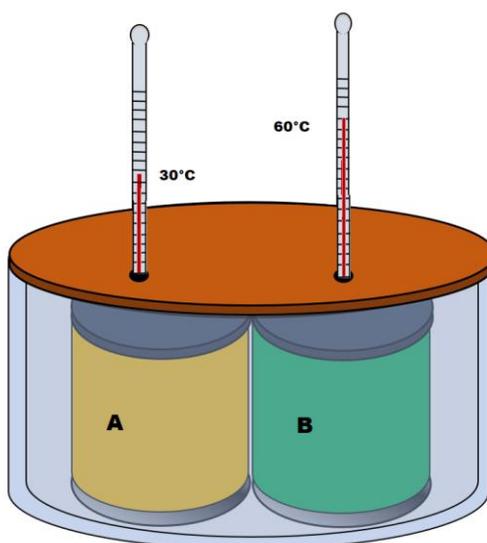
Passo 3: Recomendamos um questionário ao final da aula 1 para aferir como se deu o aprendizado dos conceitos. (descrito na página 42).

⁸ disponível em: https://www.youtube.com/watch?v=U_2AJc1mcas

Exercício 1 - Aula 1

Exercício proposto a ser resolvido pelo professor durante a aula 1:

- 1) Dois sistemas, A e B, estão em contato separados por paredes diatérmicas (que permitem troca de calor) e isolados da vizinhança conforme podemos observar inicialmente na figura abaixo. Responda:
- Em que sentido ocorrerá a transferência de calor? Por quê?
 - Observando as temperaturas iniciais mostradas na figura, sabendo, que a temperatura final de equilíbrio térmico é de $40\text{ }^\circ\text{C}$ e que a capacidade térmica do sistema A, $C_A = 5\text{ cal}/^\circ\text{C}$. Que quantidade de calor, Q_A , é cedida ou recebida pelo sistema A.
 - Qual a capacidade térmica, C_B , do sistema B?



Respostas:

1) **a.** O calor será transferido do sistema B para o A, pois ele flui do corpo de maior temperatura para o de menor temperatura.

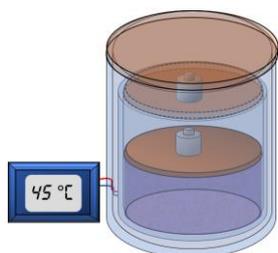
b. $Q_A = C_A \cdot (\Delta T_A) \rightarrow Q_A = 5\text{ cal. }^\circ\text{C}^{-1} \cdot (40 - 30)^\circ\text{C} = 50\text{ cal}$, o sistema **A**, irá receber 50 calorias do sistema **B**.

c. como temos um sistema isolado então $Q_A + Q_B = 0$, isso implica que, $Q_B = -Q_A$ e, portanto, $C_B \cdot (\Delta T_B) = -50\text{ cal} \rightarrow C_B \cdot (40\text{ }^\circ\text{C} - 60\text{ }^\circ\text{C}) = -50\text{ cal}$. Isolando C_B , temos: $C_B = \frac{-50\text{ cal}}{-20\text{ }^\circ\text{C}} = 2,5\text{ cal. }^\circ\text{C}^{-1}$

Exercício 2 - Aula 1

Exercício proposto a ser resolvido pelo professor durante a aula 1:

- 2) Em um calorímetro com êmbolo móvel foi realizada a combustão de vapor de etanol com gás oxigênio ($C_2H_6O_{(v)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 3H_2O_{(v)}$). Calorímetro e sistema reacional estão isolados da vizinhança. A temperatura inicial era de 25 °C, O volume inicial era de 1 L e ao final o sistema expandiu à 2 L, a pressão exercida sobre o êmbolo é constante de 1 atm, a temperatura final 45 °C e a capacidade térmica do calorímetro, C , é 10 cal. °C⁻¹. Responda os itens abaixo



- Entre calorímetro e sistema reacional, em qual sentido se deu a realização do trabalho? justifique. Calcule o trabalho realizado.
- Entre calorímetro e sistema reacional, em qual sentido se deu a transferência de calor? Justifique. Calcule a quantidade de calor trocada
- Qual foi a variação da energia interna do sistema reacional ao final do processo.

Respostas:

- 2) **a.** O trabalho foi realizado do sistema reacional sobre o calorímetro. Pois trabalho tem sinal negativo quando $\Delta V > 0$, logo houve perda de energia, como trabalho, do sistema para o calorímetro. (o sistema gasta energia para levantar o êmbolo)

$$W = -P \cdot (V_f - V_i) = -1(2 - 1) = -1 \text{ atm} \cdot L = -101,3 \text{ J} = -24,2 \text{ cal.}$$

- b.** O calor foi transferido do sistema reacional para o calorímetro, pois o calorímetro aumentou de temperatura, caracterizando assim que recebeu calor da reação.

$$Q_{\text{reação}} + Q_{\text{calorímetro}} = 0 \rightarrow Q_{\text{reação}} = -Q_{\text{calorímetro}} \rightarrow Q_{\text{reação}} = -C \cdot \Delta T \therefore$$

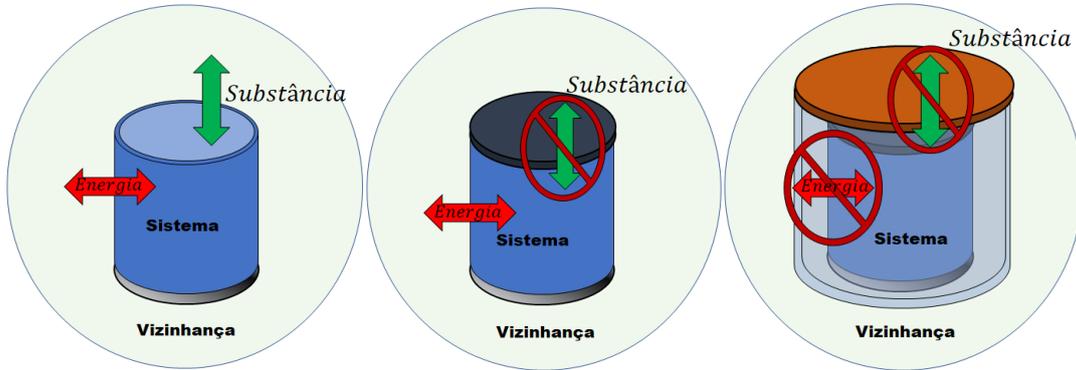
$$Q_{\text{reação}} = -10 \cdot (45 - 25) = -200 \text{ cal} = -837 \text{ J} = 0,837 \text{ KJ}$$

- c.** Utilizando a primeira lei da termodinâmica temos:

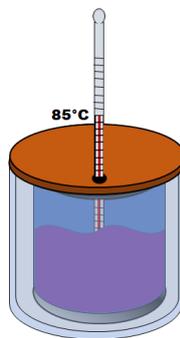
$$\Delta U = Q + W = -200 + (-24,2) = -224,2 \text{ cal} = 938 \text{ J}$$

Questionário aula 1:

- 1) Classifique os sistemas abaixo como **aberto**, **fechado** ou **isolado**. Justifique sua resposta.



- 2) Ao realizar uma reação química em um calorímetro podemos observar a situação de equilíbrio entre calorímetro e sistema reacional na figura abaixo. O calorímetro estava inicialmente a 25 °C. Considerando tratar-se de um sistema isolado, que a capacidade térmica do calorímetro é de 5 cal/°C. responda:



- Em que sentido se dá o fluxo de calor entre calorímetro e sistema reacional? Justifique.
- Calcule a quantidade de calor trocada entre calorímetro e sistema reacional.
- Qual a variação de energia interna do sistema reacional.

7.2. Aula 2

Nessa etapa e com os exercícios anteriores os estudantes já estarão aptos a serem apresentados a termoquímica e o conceito de entalpia. Entretanto para reforçar os conceitos de trabalho, calor, energia interna e a primeira lei da termodinâmica, recomendamos abordar uma aplicação desses conceitos no estudo de motores de carros.

Passo 1: Apresentar o [video](#)⁹ que mostra o funcionamento de um motor a combustão. Em seguida discutir sobre as formas de energia envolvidas em seu funcionamento, calor e trabalho, e qual é responsável pelo movimento do carro.

Passo 2: Em seguida discutir sobre as formas de energia envolvidas no funcionamento do motor de um carro, calor e trabalho, relacionando com a primeira lei da termodinâmica. Discutir que tipo de energia é responsável pelo movimento do carro.

Passo 3: Introduzir o conceito de entalpia.

Passo 4: Explicar os diferentes tipos de entalpia (padrão e estado padrão, formação, fusão, vaporização, combustão)

Como sugestão para os **passos 3 e 4** acima você pode usar a fundamentação teórica presente nesse trabalho na seção **Entendendo a Termodinâmica e a Termoquímica** ou outra de sua preferência.

7.3. Aula 3

Nesse encontro os estudantes já estarão familiarizados com os conceitos básicos da termoquímica e poderão ser apresentados as relações entre a termoquímica e a estequiometria. Recomendamos aqui discutir o poder calorífico dos combustíveis começando pela relação do etanol e da gasolina por estar presente no cotidiano dos estudantes pode despertar mais engajamento. A seção Entalpia de Combustão (na página 23) é a recomendada para abordagem desse tema.

⁹ Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=U11XuiJE0Dw>

7.4. Aula 4

Nessa etapa os alunos serão apresentados ao último tópico da termoquímica a lei de Hess e posteriormente se abordará a parte teórica do funcionamento de foguetes. Recomendamos para esse momento o [vídeo](#)¹⁰ e que sejam apresentadas as regras de uso do espaço maker que eles farão uso no próximo encontro, ressaltando as idéias norteadoras de uma prática maker com proatividade e engajamento no fazer.

7.5. Aulas 5,6 e 7

Aqui os alunos serão incentivados a desenhar um foguete na plataforma Tinkercad, recomendamos o [vídeo](#)¹¹ e também que você os oriente mostrando um pouco daquilo que aprendeu na seção **Desenho de Objetos** (página 27). Após o término do desenho nas aulas 6 e 7 (a depender do andamento dos alunos) recomendamos o [vídeo](#)¹² sobre impressão 3D.

Eles deverão se possível iniciar o processo de impressão, ficando ao encargo do professor coletar as peças após a impressão finalizada, já que essa impressão pode levar algumas horas. As peças não devem ficar na bandeja de impressão durante uma semana, pois assim iria impedir o uso das impressoras por outros membros da comunidade institucional que fazem uso delas ao longo da semana.

Observação: Os parâmetros de desenho e modelagem dos foguetes vai depender da realidade de equipamentos que você possui em sua instituição. Em nosso espaço maker tínhamos impressoras Flashforge finder 3.0 cuja a altura máxima de impressão era de 20 cm. Definimos que para nossa realidade e tempo de uso disponível das impressoras que os foguetes teriam altura máxima de 15 cm. Não utilizamos software de fatiamento, pois essas impressoras em seu próprio firmware vinham com uma configuração padrão para fatiamento e impressão. Recomendamos aos alunos que as paredes dos foguetes tivessem no máximo 1 mm, para não acrescentar demasiada massa que os impedisse de voar. Quando ao orifício de ignição dos foguetes e escape de gases este deveria ter entre 1 e 2 mm. O plástico utilizado foi o PLA.

¹⁰ Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=TWRUsaOeNig>

¹¹ Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=6kH1CH8GWis>

¹² Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=6N-F4TZkMXI>

7.6. Aula 8

Nessa aula final os estudantes irão mostrar os foguetes que criaram e fazer testes de decolagem.

Aqui o professor deve inserir um pouco de combustível no orifício do foguete (etanol, gasolina e/ou outros) agitar para vaporização e mistura com o ar dentro do foguete. Escorrer o combustível que ainda permaneceu líquido, enxugando o orifício do foguete caso tenha ficado molhado com líquido e por fim usar um acendedor isqueiro ou similar para fazer a ignição. Esse é um momento de confraternização e ainda que alguns foguetes tenham falhado no propósito de decolar devem ser discutido sob o olhar da ciência e da termoquímica que pontos poderiam ser melhorados.

Referências bibliográficas

- ATKINS, Peter ; JONES, Loretta; LAVERMAN, Leroy. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Tradução de Felix Nonnenmacher. 7ª. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018. 243-287 p.
- ATKINS, Peter; DE PAULA, Julio. **Físico-Química**. Tradução de Edilson Clemente da Silva; Márcio José Estillac de Mello Cardoso e Oswaldo Esteves Barcia. 7ª. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2003. 32-91 p.
- AUTODESK. **Tinkercad**. Disponível em: <https://www.tinkercad.com/>. Acesso em: Jan 2023.
- BLIKSTEIN, Paulo. FabLabs: Of machines, makers and inventors, v. 4, n. 1, p. 1-21, 2013.
- BRASIL. **Ministérios da Educação: Editais**. [S.l.]. 2020.
- BROWN, Theodore L. *et al.* **Química**: a ciência central. Tradução de Eloiza Lopes; Tiago Jonas e Sonia Midori Yamamoto. 13ª. ed. São Paulo: Pearson, 2016.
- FONSECA, Martha R. M. D. **Química**. São Paulo: Ática, 2016.
- GELBER, Steven M. Do-It-Yourself: Constructing, Repairing and Maintaining Domestic Masculinity. **American Quarterly**, 49, n. 1, 1997. 66-112.
- GERSHENFELD, Neil. How to make almost anything: the digital fabrication revolution. **Foreign Affairs**, 91, n. 6, 2012. 43-57. Disponível em: <http://www.jstor.org/stable/41720933>.
- MAHAN, Bruce M.; MEYERS, Rolie J. **Química**: Um curso universitário. Tradução de Koiti Araki e Denise de Oliveira. São Paulo: Edgard Blucher, 1995. 197 p.
- MARTINS, Jorge Sá. 1 Vídeo (10 min). Aula 3.1 - Síntese: a 1ª lei da Termodinâmica e a Entalpia. **Publicado pelo canal TermodinâmicaUFF**, 2015. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=dj8OZ7T1LDI&t=58s>. Acesso em: 11 nov 2021.
- MOORE, Walter J. **Físico-Química**. Tradução de Helena Li Chun; Ivo Jordan e Milton Caetano Ferroni. São Paulo: Blucher, v. 1, 2012. 34-65 p.
- OLIVEIRA, Mário J. D. **Termodinâmica**. São Paulo: Livraria da Física, 2005.
- PINTO, Sofia L. U. *et al.* O MOVIMENTO MAKER: ENFOQUE NOS FABLABS BRASILEIROS. **Revista Livre de Sustentabilidade e Empreendedorismo**, 3, Janeiro-Fevereiro 2018. 38-56.
- SAMPAIO DE CARVALHO, Márcio A. **Avaliação de um motor de combustão interna ciclo otto utilizando diferentes tipos de combustíveis**. Dissertação (Dissertação em Engenharia Industrial) - UFBA. Salvador, p. 147. 2011.
- USBERCO, João; SALVADOR, Edgard. **Química, Volume**: físico-química. São Paulo: Saraiva, v. 2, 2014.

ZABALA, Antoni. **A Prática Educativa: Como Ensinar**. Tradução de Ernani F. da F Rosa. E-pub. ed. Porto Alegre: artmed, 2014.