

UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO GRANDE DO NORTE

Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional

Centro de Ciências Exatas e da Terra

Instituto de Química

Sequência Didática no ensino de Termoquímica Baseado em Experimentos Investigativos

Francisca Reginaria Gomes Lima



Natal – RN

2020

Apresentação

Caro Professor,

Essa proposta de sequência didática abordando o conteúdo de termoquímica é o produto de uma dissertação de mestrado do Programa de Pós-Graduação em Química em Rede Nacional da UFRN. Este material trabalha a experimentação por investigação, na qual os alunos desenvolvem em grupo experimentos de termoquímica, tendo papel ativo na aquisição do conhecimento, cabendo ao professor o papel de organizar, orientar e auxiliar em cada etapa da sequência.

Para elaboração da sequência didática deste trabalho utilizou-se cinco atividades Experimentais Investigativas estruturadas da seguinte forma: tema, objetivo, sugestões dos conteúdos a serem ministrados, tempo estimado para aula, recursos utilizados, orientações para o professor, avaliação e referências bibliográficas. Esta sequência didática sobre o conteúdo de termoquímica, para os alunos do Ensino Médio, se constitui o produto educacional do PROFQUI e engloba conceitos de calorimetria aplicados a reações termoquímicas, além de complementar o conhecimento sobre entalpia, energia de ligação e lei de Hess.

A sequência didática pode ser desenvolvida em seis encontros, cada um deles de duas (2) hora/aula, totalizando cem (100) minutos para cada momento. Cada encontro apresenta-se com uma dinâmica distinta. Os experimentos são simples e acessíveis, de fácil manuseio, sempre norteados pela preocupação com a segurança e com o meio ambiente.

Desejamos que este trabalho possa ajudar ao educando a entender melhor o mundo a sua volta, exercendo de forma mais consciente o papel de cidadão na sociedade. Ao professor que esse material possa lhe auxiliar na abordagem do conteúdo de termoquímica, e que o mesmo consiga desenvolver um ensino-aprendizagem satisfatório.

O que são atividades experimentais investigativas?

Atualmente diversas pesquisas voltadas para a melhoria do processo de ensino e aprendizagem em química vêm sendo amplamente divulgadas, onde a utilização de atividades experimentais investigativas é uma das estratégias mais defendidas pelos pesquisadores, pois esse recurso apresenta resultados relevantes no meio educacional. A experimentação investigativa apresenta-se com o propósito de constituir um conhecimento racional e sistemático capaz de revelar aspectos da realidade. Lima (2016) afirma que assumir a experiência, certifica e limita o indivíduo a verificar e a investigar os fenômenos observados, aceitar a verdade definida por ele atingível, concebendo o conhecimento alcançado a algo de caráter universal, sendo inviável para o ser individual.

Souza (2013) descreve que as atividades experimentais de natureza investigativa consistem em um aparato de recursos pedagógicos, os quais são planejados a fim de proporcionar a elaboração de conceitos e o desenvolvimento de habilidades de pensamento relacionadas aos processos da ciência para maior formação do aluno. Assim o educando participa de situações de investigação, de modo a contribuir com a construção do conhecimento químico. Onde cabe ao professor fazer um bom planejamento de uma atividade experimental, explorando os conceitos e as habilidades cognitivas, da mais simples a mais complexa, do que apenas observar e comprovar o fenômeno químico. As habilidades que estabelecerão relações propõem hipóteses e elabora conclusões. Pode não ser simples esse planejamento, mas se torna compensador a partir do momento em que o educando consegue se apoderar do conhecimento (SOUZA, 2013).

Na experimentação com caráter investigativo, o educando desenvolve a habilidade de trabalhar em grupo, o que lhe oportuniza conhecer e vivenciar como é o trabalho de um cientista (SUART, 2008). Todavia, tais competências e habilidades não são observadas em aulas práticas com perfil tradicional, pois a abordagem dessa forma acaba se encaminhando para uma aprendizagem mecânica de apenas memorização, que apresenta a química como uma ciência com verdades absolutas e inquestionáveis.

Assim, as sequências de ensino investigativas, principalmente a estratégia experimental, apresentam-se como uma metodologia capaz de auxiliar no processo ensino-aprendizagem, por conseguir dar conta de conteúdos curriculares com uma demanda mais complexa e por terem vários ciclos de atividades planejadas.

Fique por dentro da Termoquímica

A termoquímica é um ramo da termodinâmica responsável por analisar os diversos processos reacionais com relação à absorção e a liberação de energia térmica. Tais processos podem ser exotérmicos, onde acontece a liberação de calor, ou endotérmicos, ocorrendo à absorção de calor. Na termodinâmica, este conteúdo energético que os reagentes e produtos possuem é denominado de ENTALPIA (H). A diferença entre os conteúdos energéticos entre os reagentes e produtos é denominada de variação de entalpia (ΔH), desde que a reação ocorra sobre pressão constante (ATKINS, 2012).

Na termoquímica o interesse é a quantidade de energia térmica envolvida na reação química, porém deve-se considerar outros fatores que influenciam diretamente no valor da variação da entalpia (ΔH) da reação. Os principais fatores que afetam o valor do ΔH são: estado de agregação dos participantes da reação, sua forma alotrópica, quantidade dos participantes, temperatura e pressão do sistema.

A variação de entalpia para uma reação química pode ser medida através do uso de um calorímetro. Na qual para medida da variação de entalpia é necessário que a reação química seja rápida, completa e que não apresente reações secundárias. Como a maioria das reações não satisfaz essas condições é necessário utilizar outros mecanismos para se determinar com precisão o ΔH de uma reação. No meio termoquímico três métodos teóricos podem ser utilizados para se determinar o valor da variação de entalpia de uma reação: Entalpia de Formação, Energia de Ligação e Lei de Hess.

Com relação ao ensino de termoquímica as diretrizes curriculares nacionais orientam que os conceitos envolvendo esse conteúdo sejam abordados no segundo ano do ensino médio. Porém os conteúdos e conceitos apresentados nos livros didáticos buscam abordar as reações químicas envolvidas pela sua associação com a energia térmica. Os conceitos e conteúdos apresentados mostraram-se ser de fundamental importância para o aprendizado científico do aluno, uma vez que não é possível ter total clareza dos conhecimentos reacionários sem relacionar com as energias envolvidas em tais reações.

Desse modo é necessário trazer para o aluno os conceitos acerca dos fenômenos termoquímicos, sendo importante que os mesmos sejam vistos de forma não enfadonha, ou seja, o professor deve utilizar dos diversos meios para dinamizar a aula e tornar o conteúdo relevante, seja com uso de recursos experimental, com também com material de multimídia, dinâmicas coletivas ou individuais, mas, principalmente contextualizada, para assim se tornar algo aprendido em sala para o dia a dia do educando.

Sumário

REGRAS BÁSICAS DE CONDUTA E SEGURANÇA NO LABORATÓRIO.....	6
SEQUÊNCIA DIDÁTICA – DESCRIÇÃO DOS MOMENTOS	8
1º ENCONTRO – Conceitos gerais sobre Termoquímica	8
2º ENCONTRO – Conceitos gerais sobre Termoquímica	10
3º ENCONTRO – Apresentação da Atividades Experimentais Investigativas.....	11
4º ENCONTRO – Apresentação da Atividades Experimentais Investigativas.....	12
5º ENCONTRO – Apresentação da Atividades Experimentais Investigativas.....	13
6º ENCONTRO – Revisão e Avaliação das Atividades Experimentais Investigativas	14
CONCEITOS BÁSICOS SOBRE TERMOQUÍMICA	15
Reações químicas	15
Calorimetria.....	15
Energia Interna	15
Entalpia.....	16
Lei de Hess	18
ROTEIROS EXPERIMENTAIS INVESTIGATIVAS	19
01 - Avaliando o Valor Calórico De Alguns Alimentos	19
02- Reações Com Ácido Clorídrico.	25
03 - Comparando a Energia de Combustão de Diferentes Combustíveis	32
04 - Extração e Combustão do Gás Hidrogênio	37
05 - Energia Térmica Envolvida em uma Reação de Neutralização.....	40
REFERÊNCIAS	47

Regras Básicas de Conduta e Segurança no Laboratório

O laboratório de ciências e principalmente a manipulação das práticas experimentais são lugares e ações que necessitam de cuidados a serem adotados (MACHADO E MÓL, 2008). Incidentes em laboratórios ocorrem em virtude da pressa excessiva na obtenção de resultados.

Assim informamos os cuidados básicos a serem tomados.

1. O manuseio do material de laboratório exige uma postura atenta, calma e prudência. Assim tenha sempre concentração;
2. O uso de jaleco, calçados fechados e óculos de segurança é obrigatório durante as práticas;
3. Prenda os cabelos de modo a não prejudicar a visão e/ou ocasione o aumento de área corporal;
4. Conheça o espaço físico do laboratório. Reconheça as portas principais, laterais e de emergência, janelas, chuveiros, aparelhos elétricos, fontes de radiação e execute somente a partir das ordens do professor;
5. Esteja sempre acompanhado, nunca trabalhe sozinho no laboratório e execute as atividades em horários convencionais;
6. Leia antecipadamente o roteiro da prática e entenda a finalidade de cada vidraria, instrumentos e equipamentos;
7. Leia as instruções, verifique o prazo de validade dos extintores de incêndio e aprenda a usá-lo. Use somente nos casos em que se verificar controle da situação;
8. É proibido fumar, beber e se alimentar dentro do laboratório;
9. Mantenha sua bancada de trabalho organizada e limpa;
10. Não despeje material insolúvel e de grande granulação nas pias (sílica, carvão ativo, algodão) para não provocar entupimentos. Utilize um recipiente para armazenamento desse tipo de material;
11. Verifique as normas para descarte de cada substância. Os produtos das reações devem ser tratados para diminuição de impactos ambientais. Na impossibilidade, guarde-os em frascos que sejam suficientemente seguros para o seu armazenamento (fracos de vidro incolor, âmbar, plástico ou vidro);
12. Em caso de acidente, mantenha a calma, desligue os aparelhos próximos à chama e acione o extintor de incêndio, chame os Bombeiros (193);
13. Todas as substâncias, de certo modo, podem ser nocivas ou perigosas; portanto devem ser tratadas com cautela e respeito. Evite contato direto com as substâncias;
14. Lave as mãos após eventual contato com as substâncias e ao sair do laboratório;
15. Trabalhando com reações perigosas, explosivas, tóxicas, ou cuja periculosidade, use a capela, óculos de proteção, máscara, luvas, e tenha um extintor por perto;

16. Tenha cuidado com o manuseio de vidraria. O vidro é frágil e fragmentos de peças quebradas podem provocar ferimentos sérios;
17. NUNCA utilize a boca para fazer a sucção de soluções ou reagente líquidos. Use a pera ou dispositivo adequado para manusear junto com a pipeta;
18. Nunca jogue no lixo restos de reações nem alimentos de origem orgânica;
19. Execute as atividades que envolve substâncias voláteis e reações com produção de gases dentro de capelas ou locais bem ventilados;
20. Em caso de acidente (por contato ou ingestão de produtos químicos) procure o médico indicando o produto utilizado;
21. Não utilize reagentes de identidade desconhecida ou duvidosa;
22. Nunca posicione o rosto diretamente para um tubo de ensaio ou outro recipiente onde esteja ocorrendo uma reação, pois o conteúdo pode espirrar na sua face e atingir seus olhos;
23. Ao aquecer um tubo de ensaio, não volte a boca deste para si ou para uma pessoa próxima;
24. Se atingir os olhos, abrir bem as pálpebras e lavar com bastante água. Atingindo outras partes do corpo, retirar a roupa atingida e lavar a pele com bastante água, ou toalha levemente úmida (verificar as características das substâncias);
25. Nunca realize reações químicas nem aqueça substâncias em recipientes fechados sem autorização do professor;
26. Tenha cuidado com a utilização de bicos de gás. Não os deixe acesos desnecessariamente.
27. Evite vazamentos de gás; feche a torneira e o registro geral ao final do trabalho;
28. Tenha cuidado com o uso de equipamentos elétricos. Verifique sua voltagem antes de conectá-los à tomada. Observe os mecanismos de controle, especialmente para elementos de aquecimento (Chapas, mantas, banhos, fornos, estufas e diversos outros);
29. Em caso de acidente com fogo a pessoa deve se dirigir ao chuveiro. Na impossibilidade, cubra a área inflada com um cobertor;
30. Se ocorrerem caso de presença de labaredas de fogo no laboratório, identifique o tipo de extintor a usar e evite o uso de água, pois a mesma pode espalhar substâncias inflamáveis;
31. Ao sair do laboratório, desligue os aparelhos indicados pelo professor e a válvula de gás. Lave as vidrarias com água em excesso, seque e guarde-as em lugares adequados. Em caso de práticas que se estenderam em outro horário além do estipulado na aula, etiquetar os recipientes indicando a substância, data, professor responsável, e o procedimento a ser utilizado em caso de acidente;
32. Comunique imediatamente ao professor responsável qualquer acidente ocorrido durante a execução dos trabalhos de laboratório.

SEQUÊNCIA DIDÁTICA – DESCRIÇÃO DOS MOMENTOS

1º ENCONTRO – Conceitos gerais sobre Termoquímica



- 📄 **Tempo de duração:** 100 minutos (2 horas/aula)
- 📄 **Conteúdo abordado:** Calorimetria; Reações endotérmicas e exotérmicas; Entalpia.
- 📄 **Objetivos:** Aplicar o conceito de Calorimetria e de processos endotérmicos e exotérmicos nas mudanças de estado físico e nas transformações químicas em um processo.
- 📄 **Recursos:** Material de multimídia; Quadro branco e pincel; Folhas xerocopiadas.

Momento 1 Iniciar a aula explanando a proposta metodológica para o ensino de Termoquímica, destacando a importância do comprometimento de cada educando para o sucesso na aprendizagem (5 minutos);

Momento 2 Apresente o tema geral da unidade: Termoquímica, em que a partir da etimologia da palavra Termoquímica. Destaque alguns fenômenos que se relacionem como transferência de energia (3 minutos);

Momento 3 Com auxílio do material de multimídia apresente o vídeo “Queimadas na Amazônia chocam o mundo”. Logo após discutir os elementos principais que contribuem como feedback para o tema central da aula, principalmente a produção de gás carbônico a partir das queimadas. Tente provocar a curiosidade dos educandos com a seguinte reflexão: Por que a fumaça, que é uma mistura de gases e partículas suspensas proveniente da queima de um combustível, pode ser caracterizada como fonte de energia térmica? (10 minutos);

Momento 4 Em seguida, usa a reflexão anterior para explica os conceitos relacionado à perda e ganho de energia, na forma de calor, deixando bem claro que o termo “quente” não está correto cientificamente. Sugestão: uma breve explanação oral sobre conceitos calorimetria, sistema e vizinhança; (17 minutos)

Momento 5 Na sequência apresente a turma os conceitos de Reações endotérmicas e exotérmicas, por fim Entalpia; Com auxílio do quadro branco e do livro didático, você pode resolver algumas questões e passar outras para casa; (50 minutos)

Momento 6 Por fim, divida a sala em cinco grupos; entregue os pré-roteiros experimentais investigativos; dê um tempo para os mesmo analisarem o material em seus respectivos grupos; explique que cada grupo fica responsável em desenvolver uma prática experimental, de caráter investigativo, onde após sua execução os mesmos irão expor seu material, no formato de seminário, ressaltando as principais ideias observadas com os fenômenos envolvidos na prática experimental para os demais colegas de sala; Os grupos ficarão livres para escolher onde e como desenvolver a atividade experimental (em casa ou no contra-turno na

escola), porém, tem a responsabilidade de no prazo estabelecido apresentarem seu experimento em sala de aula, de no tempo mínimo de 15 minutos, onde todos devem participar da exposição. A equipe deve solicitar previamente material necessário para desenvolver e expor seu roteiro experimental (recurso de multimídia, agendamento no laboratório de ciências e informática, cartolina, pincel, entre outros).

Momento 7 No final da apresentação a equipe deve entregar ao professor o documento do roteiro experimental investigativo, adaptado e resolvido de acordo com as concepções observadas e construídas pelo grupo no decorrer da atividade proposta; A responsabilidade e autonomia são fatores cruciais para o sucesso da aprendizagem de todos os envolvidos. (15 minutos)

Momento 8 Determine a sequência e prazo para exposição das equipes:

- 1º Avaliando o valor calórico de alguns alimentos (15 dias);
- 2º Reações com ácido clorídrico (15 dias);
- 3º Comparando a energia dos combustíveis; (21 dias);
- 4º Extração e combustão do hidrogênio (21 dias);
- 5º Energia térmica envolvida em uma reação de neutralização (28 dias);




Fica a Dica!



Caro professor, os momentos dedicados aos planejamentos das atividades investigativas experimentais dos grupos são fundamentais para o sucesso na aprendizagem. Cada equipe poderá solicitar antecipadamente material de responsabilidade do professor, garantindo assim organização e calma na hora das apresentações.

2º ENCONTRO – Conceitos gerais sobre Termoquímica



-  **Tempo de duração:** 100 minutos (2 horas/aula)
-  **Objetivo:** Aplicar o conceito dos processos endotérmicos e exotérmicos nas mudanças de estado físico e nas transformações químicas em um processo
-  **Recursos:** Livro didático de química, notebook com data show, xérox, quadro branco e pincel.

Momento 9 Iniciar a aula resolvendo no quadro branco as questões solicitadas para resolver em casa na aula anterior (20 min).

Momento 10 Distribua o texto “A energia dos alimentos”. Desenvolva uma leitura oral com a turma. Na sequência dialogue com a turma os principais pontos observados no texto. Destacando que um grupo irá trazer mais informações sobre o tema, ressaltando a importância de todos para o sucesso da aprendizagem (10 min).

Momento 11 Em seguida, com o auxílio do quadro branco e do livro didático conceitue Entalpia padrão, Entalpia de Combustão e Energia de Ligação, resolva alguns exercícios para melhor fixação (45 min);

Momento 12 Como a atividade investigativa para produção dos roteiros experimentais esta em andamento, reserve esse momento para orientar os grupos. Deixe os mesmos livres para os mesmos se articularem no preparo de seu material, podendo tanto realizar algum procedimento experimental no laboratório de ciências, como também preparar os cartazes e/ou slides e fazer as adaptações em seu roteiro experimental (15 min).

3º ENCONTRO – Apresentação da Atividades Experimentais Investigativas



Tempo de duração: 100 minutos (2 horas/aula)

Objetivo: Aplicar os conceitos de calorimetria, processos endotérmicos e exotérmicos nas mudanças de estado físico e nas transformações químicas em um processo reacional;

Recursos: Livro didático de química, notebook com data show, xerox, quadro branco e pincel, material de laboratório.

Momento 13 Dê um tempo de cinco minutos para a primeira equipe montar seu material; (5 min)

Momento 14 Apresentação da equipe: Avaliando o valor calórico de alguns alimentos; (15 min)

Momento 15 Reserve dez minutos para os demais colegas de sala da aula, onde os mesmos possam tirar dúvidas geradas a partir do material apresentado pela primeira equipe; Fale a relevância conceitual do tema (troca de calor, quantidade de calor, energia armazenada no alimento no formato de ligação, entre outros); (10 min)

Momento 16 Apresentação da equipe: Reações com ácido clorídrico; (15 min)

Momento 17 Reserve dez minutos para os demais colegas de sala da aula, onde os mesmos possam tirar dúvidas geradas a partir do material apresentado pela segunda equipe; Fale a relevância conceitual do tema (troca de calor, quantidade de calor, reação de química exotérmica, reatividade e afinidade das substâncias envolvidas, dentre outros); (10 min)

Momento 18 Em seguida, com o auxílio do quadro branco e do livro didático conceitue Lei de Hess, resolvendo alguns exercícios para melhor fixação (30 min);

Momento 19 Nesse momento direcione para um planejamento as equipes que ainda faltam se apresentar. Já para os demais passe um exercício de classe. (15 min)

4º ENCONTRO – Apresentação da Atividades Experimentais Investigativas



- 📄 **Tempo de duração:** 100 minutos (2 horas/aula)
- 📄 **Objetivo:** Aplicar o conceito dos processos endotérmicos e exotérmicos nas mudanças de estado físico e nas transformações químicas em um processo
- 📄 **Recursos:** Livro didático de química, notebook com data show, xerox, quadro branco e pincel, material de laboratório.

- Momento 20** Dê um tempo de cinco minutos para a equipe montar seu material; (5 min)
- Momento 21** Apresentação da equipe: Comparando a energia dos combustíveis; (15 min)
- Momento 22** Reserve dez minutos para os demais colegas de sala da aula, onde os mesmos possam tirar dúvidas geradas a partir do material apresentado pela terceira equipe; Fale a relevância conceitual do tema (troca de calor, quantidade de calor, eficiência energética, as ligações carbono-hidrogênio e carbono-carbono nos combustíveis, dentre outros); (10 min)
- Momento 23** Apresentação da equipe: Extração e combustão do hidrogênio; (15 min)
- Momento 24** Reserve dez minutos para os demais colegas de sala da aula, onde os mesmos possam tirar dúvidas geradas a partir do material apresentado pela segunda equipe; Fale a relevância conceitual do tema (afinidade e reatividade entre as substâncias envolvidas, elevação da temperatura e liberação de gás como evidência para uma reação química, quantidade de calor liberada, reação de química exotérmica, a grande energia luminosa gerada pela combustão do hidrogênio, dentre outros); (10 min)
- Momento 25** Em seguida, com o auxílio do quadro branco e do livro didático resolva questões de múltipla escolha, que abordem os conteúdos estudados até o momento (30 min);
- Momento 26** Nesse momento direcione a última equipe para realizar seus ajustes finais para a próxima aula. Os demais colegas continuam resolvendo os exercícios (15 min)

5º ENCONTRO – Apresentação da Atividades Experimentais Investigativas



Tempo de duração: 100 minutos (2 horas/aula)

Objetivo: Aplicar o conceito dos processos endotérmicos e exotérmicos nas mudanças de estado físico e nas transformações químicas em um processo reacional;

Recursos: Livro didático de química, notebook com data show, xerox, quadro branco e pincel.

Momento 27 Dê um tempo de cinco minutos para a última equipe montar seu material; (5 min)

Momento 28 Apresentação da equipe: Energia térmica envolvida em uma reação de neutralização; (15 min)

Momento 29 Reserve dez minutos para os demais colegas de sala da aula, onde os mesmos possam tirar dúvidas geradas a partir do material apresentado pela terceira equipe; Fale a relevância conceitual do tema (troca de calor, energia de dissociação, associe os diversos valores energéticos obtidos com às ideias propostas por Hess, entre outros) (10 min)

Momento 30 Nesse momento abra espaço para tirar duvidas sobre o experimento; (15 min)

Momento 31 Roda de conversas para dialogar com os educandos, indagar como foi a sensação de ser protagonista na sequência proposta? Quais os prós e contra de se trabalhar uma prática experimental investigativo em equipe, com a responsabilidade de ser o transmissor do conhecimento para os demais colegas de sala de aula? Dentre outros pontos. (20 min)

Momento 32 Direcione todos os alunos a resolver questões de múltipla escolha, de vestibulares e Enem. (35 min)

6º ENCONTRO – Revisão e Avaliação das Atividades Experimentais Investigativas



- 📄 **Tempo de duração:** 100 minutos (2 horas/aula)
- 📄 **Objetivo:** Aplicar o conceito dos processos endotérmicos e exotérmicos nas mudanças de estado físico e nas transformações químicas em um processo
- 📄 **Recursos:** Livro didático de química, notebook com data show, xérox, quadro branco e pincel.

Momento 33 Revisão dos conceitos envolvendo fenômenos termoquímicos; (40 min)

Momento 34 Aplicação da atividade pedagógica; (50 min)

Fica a Dica!



Caro professor procure desenvolver a sequência proposta no formato intercomponente curricular, visto que o conteúdo de calorimetria também é estudado na componente curricular de física.

CONCEITOS BÁSICOS SOBRE TERMOQUÍMICA

Reações químicas

No nosso dia-a-dia observamos constantemente diversas reações químicas causadas pelas variações de energia. Essas vão desde no formato de calor, luz (luminosa), elétrica e mecânica.

O calor é, sem dúvida, a forma mais frequente de variação de energia que acompanha as reações químicas, daí a importância da Termoquímica.

Termoquímica: É o estudo das quantidades de calor liberadas ou absorvidas durante as reações químicas.

Onde podemos classifica-las em:

Reações exotérmicas: As que produzem calor, por exemplo, a queima do carvão
 $(C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)})$

Reações endotérmicas: As que absorvem calor, por exemplo, a decomposição do carbonato de cálcio
 $(CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)})$

Calorimetria

A calorimetria é o estudo das quantidades de calor liberada ou absorvida durante um fenômeno físico ou reação química. Esta é expressa em quantidade de calor (Q) e calorias (cal). Na qual a caloria é a quantidade de calor necessária para elevar de 14,5° para 15,5° a temperatura de 1 grama de água.

Como as várias formas de energia se equivalem podemos também expressar as quantidades de calor em outra unidade, chamada de JOULE (J). Estabelecendo que:

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

A medida da quantidade de calor liberada ou absorvida durante um fenômeno é feita em um aparato denominado de **CALORIMETRO**. Nele o calor liberado ou absorvido em um sistema irá aquecer ou resfriar certa quantidade de água, assim por essa troca de calor com a água é possível determinar se a quantidade de calor envolvida no processo a partir da seguinte relação:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

Onde:

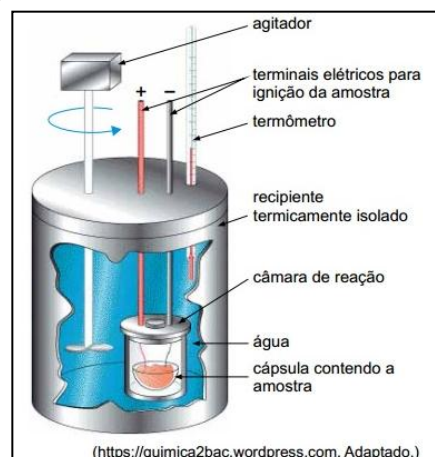
Q = calor liberado ou absorvido pelo sistema (Cal)

m = massa do sistema (g)

c = calor específico do sistema (cal/g.K)

ΔT = variação de temperatura do sistema (K)

Calorímetro de água



Energia Interna

Ao imaginarmos um recipiente hermeticamente fechado, dentro do qual ocorra uma reação química. A justificativa que podemos utilizar para explicar a quantidade de calor liberada ou absorvida por essa reação é admitir que qualquer substância possui certa quantidade de **ENERGIA INTERNA (E)** armazenada em seu interior, principalmente na forma de energia de ligação (valência) entre os átomos. Assim ao realizasse uma reação química teremos duas hipóteses:

a) Se a soma da energias internas dos reagentes for maior que a soma das energias internas dos produtos formados, haverá uma sobra de energia e, conseqüentemente, a reação irá liberar calor (reações exotérmicas).

$$\Delta E = E_{\text{produtos}} - E_{\text{reagentes}} < 0 \quad (2)$$

Assim a variação de energia é negativo, indicando que o conjunto das moléculas perde energia durante a reação, em consequência, a vizinhança essa energia em forma de calor.

b) Se a energia das moléculas iniciais ($E_{\text{reagentes}}$) for menos que a das moléculas finais (E_{produtos}), a reação só poderá se processar se nós fornecermos, no mínimo, a energia que está faltando, ou seja, a reação só poderá caminhar se absorver calor (reações endotérmicas).

$$\Delta E = E_{\text{produtos}} - E_{\text{reagentes}} > 0 \quad (3)$$

No caso ocorre o inverso do anterior.

Entalpia

Entalpia é a definição atribuída ao calor nos estudos de termoquímica quando medido em pressão constante. Onde cada substância trás consigo uma energia armazenada.

Assim temos que a **VARIAÇÃO DE ENTALPIA (ΔH)** acontece da seguinte forma:

a) Nas reações exotérmicas: $\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} < 0$

b) Nas reações endotérmicas: $\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} > 0$

A variação de entalpia (ΔH) com a energia interna (ΔE) podem ser associadas da seguinte maneira:

$$\Delta H = \Delta E + t \quad (4)$$

Esta expressão trás a ideia de que a energia não pode ser criada e nem destruída, apenas transformada. Esse fato também é chamado de **PRINCIPIO DA CONSERVAÇÃO DE ENERGIA** (ou **Primeira Lei da Termodinâmica**).

O Princípio da Conservação da Energia explica que sempre que um sistema sofre uma transformação física ou química, podemos fazer um BALANÇO ENERGETICO, para assim averiguar a energia total ganha é sempre igual a energia total perdida.

As Entalpias das reações podem se apresentar em alguns casos particulares:

a) Entalpia padrão de formação de uma substancia (ΔH_f°)

É a variação de entalpia verificada na forma de 1 mol de substância considerada, a partir das substancias simples correspondentes, admitindo que todas as substancias estejam no estado padrão.

Exemplo: a 25°C e 1 atm, temos:

A entalpia de formação da agua (H_2O)

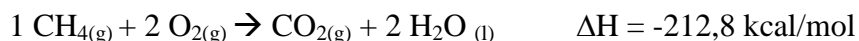


b) Entalpia de combustão de uma substância

É a variação de entalpia verificada na combustão total de 1 mol da substancia considerada, admitindo que todas as substancias estejam no estado padrão.

Exemplo: a 25°C e 1 atm, temos:

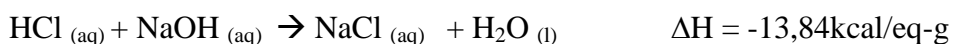
A entalpia de combustão do metano (CH_4):



c) Entalpia de neutralização

É a variação de entalpia verificada na neutralização de 1 equivalente-grama de um acido por 1 equivalente-grama de uma base, supondo-se todas as substancias em diluição total, a 25°C e 1 atm.

A reação de neutralização é sempre exotérmica, por exemplo:



d) Energia de ligação

É a variação de entalpia verificada na quebra de 1 mol de uma determinada ligação química, admitindo que todas as substancias estejam no estado padrão, a 25°C e 1 atm.

Onde temos que a quebra da ligação é um processo endotérmico, portanto, ΔH é sempre positiva. Por exemplo:



Lei de Hess

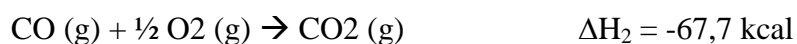
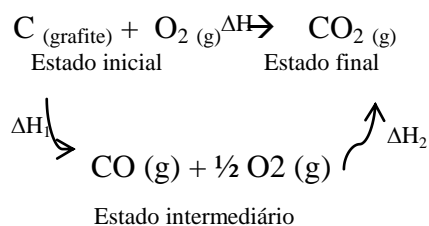
A Lei de Hess é uma lei experimental fundamental no estudo das reações Termoquímica. Ela estabelece que:

A variação de entalpia em uma reação química depende apenas dos estados inicial e final da reação.

Por exemplo: A transformação do carbono grafite reagindo com o oxigênio e se convertendo em gás carbônico poderá ser feito por dois caminhos distintos:

1º caminho - direto

2º caminho - por etapas, considerando a produção intermediária de monóxido de carbono.



Somando as entalpias $\Delta H_1 + \Delta H_2 = -26,4 \text{ kcal} + (-67,7 \text{ kcal}) = -94,1 \text{ kcal}$

Logo temos que $\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H$

ROTEIROS EXPERIMENTAIS INVESTIGATIVAS

01 - Avaliando o Valor Calórico De Alguns Alimentos

Conteúdo abordado: Calorimetria e Trocas de energia

Competências e habilidades:

ESCOLA APRENDENTE: Competências e Habilidades - Equacionar e resolver problemas, sendo capaz de interpretar resultados numéricos e experimentais; - Elaborar hipóteses explicativas a partir de fenômenos observados.

ENEM 2009: Competência de área 7 – Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico tecnológicas. **H26** – Avaliar implicações sociais, ambientais e/ou econômicas na produção ou no consumo de recursos energéticos ou minerais, identificando transformações químicas ou de energia envolvidas nesses processos.

Contexto: As calorias dos alimentos em nosso corpo

A caloria é uma unidade de energia utilizada para quantificar os nutrientes dos alimentos, tal como carboidratos, lipídios e proteínas após o processo de metabolização nos organismos vivos. E, apesar de serem vistas como vilãs, as calorias levam consigo o preconceito de prejudicar a boa forma (geralmente as mulheres têm mais dificuldades para perder peso do que os homens), porém analisando por um olhar científico elas exercem funções básicas no organismo, como por exemplo, dar energia para todas as funções metabólicas, ajudar a manter a temperatura do corpo, auxiliar os batimentos cardíacos, favorecer a visão, além de outros.

Através de processos metabólicos, o corpo “queima” as calorias, ou seja, as enzimas decompõem as gorduras em glicerol e ácidos graxos; as proteínas em aminoácidos; e os carboidratos em glicose e outros açúcares. Depois, as moléculas são transportadas para as células através da corrente sanguínea. Nas células, as moléculas de geradas na metabolização do organismo são absorvidas. Em seguida, elas podem tomar dois caminhos: serem utilizadas imediatamente ou serem enviadas para o estágio final do metabolismo para liberarem energia.

Então, se as calorias também são importantes para o organismo, mas estamos sempre lutando para perder mais do que ganhar calorias, o que é preciso ser feito para que a quantidade de calorias não ultrapasse a necessária para o nosso corpo? A resposta é simples: praticar atividade física regularmente e tomar cuidado com a quantidade de calorias ingeridas diariamente, pois o corpo é como uma bateria, se você ingere mais energia do que gasta, ele guarda sob a forma de gordura.

Há ainda alimentos chamados pelos nutricionistas como calorias “vazias” e calorias “cheias”. No caso das calorias “vazias”, elas são representadas pelo baixo valor nutricional dos alimentos, pois existe pouco ou nenhum nutriente neles. Por isso, esses alimentos são chamados de Hipercalóricos, não são saudáveis, portanto, devem ser consumidos com moderação, são exemplos, os alimentos provenientes de lojas “fastfoods”. Já os alimentos com calorias “cheias” possuem grande valor nutricional e baixa caloria, fazem parte de uma dieta saudável, desse modo devem ser consumidos em maior quantidade. Pode-se exemplificar as fibras, frutas e verduras, dentre outros.

Sabe-se que quando a quantidade ingerida de calorias é maior que a quantidade gasta, a pessoa engorda, e quando o consumo de calorias é menor, ela emagrece. Segundo a Organização Mundial da Saúde, a quantidade de calorias que deve ser consumida diariamente é 2.500 kcal para um adulto. No entanto, cada organismo necessita de uma determinada quantidade para funcionar bem, por isso, é preciso levar em consideração alguns aspectos como o metabolismo de cada pessoa, sexo, idade, peso, altura e rotina de exercícios físicos. Afinal, há pessoas que querem perder peso, outras desejam ganhar peso ou massa muscular. Assim sendo, o ideal é que a pessoa procure por um nutricionista para que ele possa elaborar uma dieta personalizada levando em conta todas as suas características.

Problematização: Muito se fala sobre o número de calorias de alimentos e bebidas e até mesmo sobre a quantidade que devem ser perdidas para emagrecer. Mas você sabe realmente o que quer dizer calorias em um alimento? Será que diferentes alimentos apresentam o mesmo valor calórico?

PRÁTICA EXPERIMENTAL

Calorimetria é o estudo da medição da quantidade de energia liberadas ou absorvidas durante os fenômenos físicos e/ou químicos. A quantidade de energia depende da própria temperatura e da massa total do sistema. Esta pode ser calculada por:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

Unidades correspondentes: $Q = \text{cal}$ $m = \text{grama}$ $c = \text{cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$ $T = ^\circ\text{C}$

Onde m é a massa total da solução, c é o calor específico da solução e ΔT é a variação de temperatura da solução.

O calorímetro é o aparelho utilizado para medir a quantidade de energia térmica liberada ou absorvida numa transformação física ou química, este consiste em um dispositivo isolado (adiabático) na qual a energia transferida é monitorada pela variação de temperatura que ele provoca. O mais simples de trabalhar é o calorímetro de água, pois colocando um corpo aquecido ou uma reação em meio aquoso no calorímetro a variação de temperatura da água poderá nos fornecer a quantidade de energia liberada ou absorvida pelo corpo ou pela reação (ATKINS, 2012). E a quantidade de energia cedida (Q_c) pelo corpo ou reação é igual à quantidade de energia recebida (Q_r) pela água.

$$Q_c = - Q_r \quad (2)$$

Objetivos:

Construir um sistema de calorímetro alternativo e determinar aproximadamente a quantidade de energia cedido à água de acordo com a energia térmica liberada com a combustão de diferentes alimentos.

Materiais

- Proveta de 25 ml
- Tubo de ensaio 20 ml
- Estante de tubo de ensaio
- Pinça
- Placa de vidro
- Termômetro
- Balança de precisão

- Clipe (suporte para queima da amostra)
- Fósforo
- Vela
- Água
- Garras de madeira
- Caixa de leite tretapack (opcional)
- Amostras de alimentos (torrada, salgadinho, castanha do Pará, amendoim, batata frita)

Procedimento

- Construa do amparato para trocas de energia segundo o esquema:



Fonte: <https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/medindo-energia-dos-alimentos.htm>

- Ou simplesmente utilize o clipe metálico como base para prender cada amostra, deixando suspenso da superfície (2 cm de altura). Com o suporte universal, prenda na garra o tubo de ensaio, e em outra garra prenda o termômetro, lembrando-se de deixar a base do termômetro a 1 cm da base do tubo de ensaio;
- Separe 0,4 g da massa das amostras dos alimentos sugeridos nesta prática;
- Meça na proveta 10 ml de água e em seguida coloque no tubo de ensaio;
- Alinhe o clipe, tipo um esperto com base, de forma que o mesmo sirva de suporte para a amostra;
- Espete com o clipe a amostra a ser queimada;
- Meça a temperatura inicial da água;

- Queime o alimento com a vela. Quando o mesmo estiver somente com a sua chama, retire a vela, segure o tubo de ensaio com a garra e o coloque acima (dentro da chama) do alimento em combustão;
- No instante em que o alimento finalizar a queima, faça a medição da temperatura da água (temperatura final).
- Repita o processo com todas as amostras.

Analizando os resultados

Calcule a variação de temperatura de cada amostra

Amostra (0,4 g)	Temperatura inicial (°C)		Temperatura final (°C)	
	Água		Água	
Torrada				
Salgadinho tipo chips				
Castanha do Pará				
Amendoim				
Batata frita				

A variação de temperatura se dá pela variação de temperatura da água, já que energia cedida é igual à energia recebida.

$$\Delta T = T_f - T_i \quad (3)$$

A variação de temperatura ainda não é uma medida da quantidade de energia presente no alimento, mas ela é uma indicação indireta dessa quantidade. Isso acontece porque a partir da combustão do alimento a energia será transferida para a água. Assim, alimentos menos calóricos liberem menor quantidade de energia e os mais calóricos liberam maior quantidade de energia.

QUESTÕES DISCURSIVAS

1. Determine a quantidade de energia consumida pela água em cada combustão.
2. Por que não podemos considerar essa quantidade de energia como sendo o valor real das calorias do alimento?
3. Compare os valores obtidos no experimento com os valores calóricos apresentados na embalagem. Quais as diferenças?
4. Compare as amostras estudadas e relate o que você observou como diferença nesse experimento.

02- Reações Com Ácido Clorídrico.

Conteúdo abordado: Calor específico e Quantidade de Calor envolvido em uma reação química.

Competências e habilidades:

ESCOLA APRENDENTE: Competências e Habilidades - Equacionar e resolver problemas, sendo capaz de interpretar resultados numéricos e experimentais; - Elaborar hipóteses explicativas a partir de fenômenos observados.

ENEM 2009: Competência de área 7 – Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico tecnológicas. **H26** – Avaliar implicações sociais, ambientais e/ou econômicas na produção ou no consumo de recursos energéticos ou minerais, identificando transformações químicas ou de energia envolvidas nesses processos.

Contexto: A atuação do ácido clorídrico no estômago.

O estômago é um órgão humano que tem um papel importantíssimo no processo da digestão, onde sua principal função é decompor os alimentos que são consumidos diariamente, reduzindo-o a fragmentos para que eles em seguida possam ser absorvidos pelo intestino. Para conseguir fazer isso, esse órgão produz o suco gástrico, uma mistura rica em ácido clorídrico (HCl) e em enzimas digestivas – a principal delas é a pepsina, responsável pela quebra das proteínas.

O ácido clorídrico (HCl) é um ácido forte, mesmo em concentrações baixas e medianas (como dentro do estômago), ele é capaz de reagir com uma série de objetos. A concentração do ácido encontrada no estômago já seria suficiente para que ele reagisse com diversos materiais a base de metais, tais como o ferro, cobre, alumínio, as rochas calcárias e até mesmo o mármore. Para esses materiais, a reação com o ácido possibilita uma visualização macroscópica que é evidenciada pela formação de bolhas, oriundo da produção do gás hidrogênio (H₂), um dos principais produtos da reação do ácido com o metal.

Embora seja um ácido classificado como forte, por conta disto é bastante agressivo, o HCl não atua sozinho na quebra dos alimentos dentro do estômago. Na verdade, sua principal função é criar um ambiente ácido e propício para ativar as enzimas que podem agir com o máximo de eficiência possível nesse ambiente.

Problematização: Diante do contexto apresentado, como podemos comprovar a ação (força) do ácido clorídrico exposto aos metais e assim evidenciar a quantidade de energia liberada na reação.

PRÁTICA EXPERIMENTAL

Calorimetria é o estudo da medição da quantidade de energia liberadas ou absorvidas durante os fenômenos físicos e/ou químicos. A quantidade de energia depende da própria temperatura e da massa total do sistema. Esta pode ser calculada por:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

Unidades correspondentes: $Q = \text{cal}$ $m = \text{grama}$ $c = \text{cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$ $T = ^\circ\text{C}$

Onde m é a massa total da solução, c é o calor específico da solução e ΔT é a variação de temperatura da solução.

O calorímetro é o aparelho utilizado para medir a quantidade de energia térmica liberada ou absorvida numa transformação física ou química, este consiste em um dispositivo isolado (adiabático) na qual a energia transferida é monitorada pela variação de temperatura que ele provoca. O mais simples de trabalhar é o calorímetro de água, pois colocando um corpo aquecido ou uma reação em meio aquoso no calorímetro a variação de temperatura da água poderá nos fornecer a quantidade de energia liberada ou absorvida pelo corpo ou pela reação (ATKINS, 2012). E a quantidade de energia cedido (Q_c) pelo corpo ou reação é igual à quantidade de energia recebida (Q_r) pela água.

$$Q_c = - Q_r \quad (2)$$

É importante também consideramos a capacidade térmica do recipiente na qual ocorre a reação, pois o mesmo representa a vizinhança na troca energética. Assim iremos

iniciar determinando a capacidade calorífica da garrafa térmica (calorímetro) utilizada em nosso experimento.

DETERMINAÇÃO DA CAPACIDADE CALORÍFICA DO CALORÍMETRO (CONSTANTE DO CALORÍMETRO)

1.1. Conceitos básicos

A determinação da quantidade de energia envolvida em transformações químicas é feita em aparelhos denominados Calorímetros. Para isso é importante conhecer um importante valor da constante do calorímetro, na qual esse valor consiste em uma constante do calorímetro, K , e é dada pela quantidade de energia que é necessário fornecer a uma determinada parte do sistema calorimétrico que participa das trocas de energia térmica, para elevar de 1°C a temperatura do calorímetro.

O calorímetro consiste em um sistema adiabático, ou seja, o sistema não troca nem de massa e nem de calor com a vizinhança. Logo a quantidade de calor (Q) é igual à zero. Assim temos que a quantidade de calor cedido (Q_c) é o oposto da quantidade de calor recebido (Q_r), logo temos

$$Q_c = - Q_r, \quad (2)$$

Substituindo as grandezas termos a seguinte relação:

$$[C_{\text{cal}} \cdot (T_{\text{final}} - T_{\text{inicial calorímetro}})] + [m_{\text{agua}} \cdot c_{\text{agua}} \cdot (T_{\text{final}} - T_{\text{inicial agua}})] = 0 \quad (3)$$

Unidades correspondentes: $c_{\text{agua}} = 1 \text{ cal/g. }^{\circ}\text{C}$ $C_{\text{cal}} = \text{capacidade o calorímetro}$
 $T_{\text{final}} = \text{temperatura final após o equilíbrio térmico da água no recipiente}$

1.2. Materiais e Reagentes

- Garrafa térmica
- Termômetro químico
- Água destilada
- Proveta de 250 ml
- Béquer de 500 ml
- Bico de Bunsen

1.3. Procedimento experimental

- Medir em proveta 100 mL a água destilada e determine sua temperatura utilizando o termômetro do calorímetro (T_2).
- Aquecer 500 mL de água destilada até uma temperatura cerca de $15\text{ }^\circ\text{C}$ acima da temperatura da água no ambiente do laboratório.
- Medir 100 mL da água aquecida, transferi-lá para o calorímetro, e medir a temperatura interior do mesmo após atingir o equilíbrio térmico (T_1).
- Transferir, rapidamente, a água destilada para o calorímetro e fecha-lo o mais rápido possível.
- Medir a temperatura final de equilíbrio (T_e), após agitação durante 30 segundos.
- Repetir este procedimento por cinco vezes.
- Anotar o número do calorímetro utilizado.

1.4. Apresentação e discussão dos resultados

Os valores das temperaturas medidas devem ser registrados na Tabela

TABELA 1: Valores das temperaturas obtidas nos ensaios.

Experimento	Temperatura $^\circ\text{C}$				
	T_1	T_2	T_e	$T_1 - T_e$	$T_e - T_2$
1					
2					
3					
4					
5					
6					

1.4.1 Calcule a capacidade térmica do calorímetro.

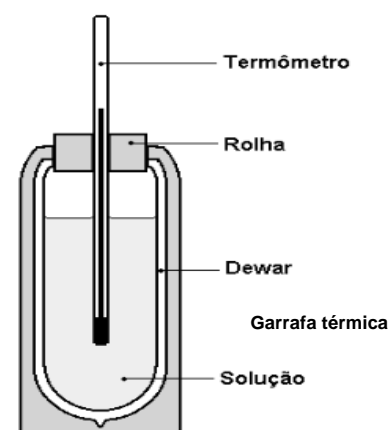
2. DETERMINAÇÃO DA QUANTIDADE DE ENERGIA ENVOLVIDA NA REAÇÃO DO ÁCIDO CLORÍDRICO COM O ALUMÍNIO

2.1. Materiais

- Termômetro químico (-10°C a 100°C)
- Garrafa térmica (calorímetro) com parede interna espelhada (vidro)
- Proveta de 50 ml
- Pipeta 20 ml
- Pipetador ou pera
- Bastão de vidro
- 15 ml de ácido muriático- comercial (solução de ácido clorídrico 33% - HCl)
- 1 g papel-alumínio (alumínio - Al)
- 45 ml de água
- Balança de precisão
- Estilete

2.2. Procedimento

- Com o estilete faça um furo na tampa da garrafa térmica no diâmetro do termômetro, em seguida insira o termômetro de tal forma que ele fique fixo;
- Adicione 45 ml de água na proveta logo após coloque no calorímetro
- Com a pipeta sugue com o auxílio do pipetador 15 ml do ácido muriático e acrescente ao calorímetro;
- Observe e anote a temperatura no sistema (inicial);
- Pegar 1g de papel alumínio e diminuir a superfície de contato em pequenos pedaços e em seguida acrescente ao sistema e tampe rapidamente. Agite-o suavemente de forma a produzir uma mistura homogênea entre o ácido muriático e o papel-alumínio;
- Observe atentamente a variação de temperatura do sistema até que a temperatura esteja estabilizada, ou seja, não ocorra mais variação. Esta temperatura será considerada a temperatura final.



Fonte: Google imagens

2.3 Organização dos conceitos

2.3.1. Calcule o valor da variação de temperatura e a quantidade de energia absorvida pelo calorímetro

$$T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}} \quad (4)$$

$$C_{\text{calorímetro}} = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

Obs. C cal calculado no item 1.4.1.

2.3.2. Calculando as massas de água na reação temos a seguinte sequência:

Ácido muriático 33% , $d_{\text{HCl}} : 1,18\text{g/ml}$, $d_{\text{H}_2\text{O}}: 1\text{g/mL}$

a) Calcule a concentração considerando 1 litro (1000 ml)

$$d=m/v \rightarrow 1,18\text{g/ml} = m/1000\text{ml} \rightarrow m = 1180\text{g de ácido clorídrico}$$

b) Considerando que apenas 33% (0,33) dessa solução é soluto (HCl), temos:

c) Assim fazemos a proporção de massa na amostra experimental de 15 ml;

d) Como a densidade do ácido clorídrico é de 1,18g/ml calculamos o volume de ácido presente no ácido muriático.

e) Logo o volume de água presente no ácido muriático será a diferença entre o volume da amostra pelo volume de ácido clorídrico

f) Assim podemos ter o volume total de água na reação

g) Assim a massa de água total, considerando que a densidade da água é 1g/mL será de:

2.3.3. Calcule a quantidade de energia absorvida pela água na solução $Q_{\text{água}}$.
(dados: $c_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ cal/g}\cdot^\circ\text{C}$) $Q_{\text{água}} = m \cdot c \cdot \Delta T$

2.3.4. Calcule o calor total desprendido (Q_3):

$Q_{\text{total}} = Q_{\text{calorimetro}} + Q_{\text{água}} = \text{_____ cal}$

QUESTÕES DISCURSIVAS

1. Analisando os resultados experimentais, que fatores atribuir para que a ocorresse variação na temperatura do sistema ao final da reação?
2. Como podemos representar para a reação estudada no procedimento pratico apresentado?
3. Caracterize a reação química observada em endotérmica ou exotérmica e apresente uma justificativa para a resposta em função do fenômeno observado.

03 - Comparando a Energia de Combustão de Diferentes Combustíveis

Conteúdo abordado: Energia térmica dos combustíveis

Competências e habilidades:

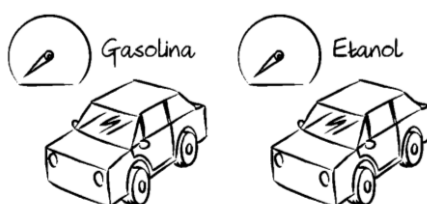
ESCOLA APRENDENTE: Competências e Habilidades - Equacionar e resolver problemas, sendo capaz de interpretar resultados numéricos e experimentais; - Elaborar hipóteses explicativas a partir de fenômenos observados.

ENEM 2009: Competência de área 7 – Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico tecnológicas. **H26** – Avaliar implicações sociais, ambientais e/ou econômicas na produção ou no consumo de recursos energéticos ou minerais, identificando transformações químicas ou de energia envolvidas nesses processos.

Contexto: O rendimento energético dos diferentes combustíveis

Sabemos que quando queimamos um combustível produzimos energia na forma de luz e calor. Porém diferentes materiais produzem quantidades diferentes de energia. Por exemplo, motores movidos a álcool e gasolina têm rendimentos diferentes.

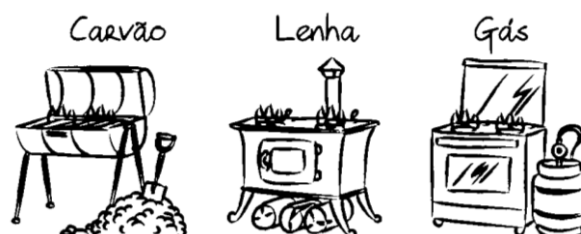
Figura 1: Um automóvel movido a gasolina e álcool apresentam diferentes rendimentos.



Fonte: Google imagens

No processo de cozimento dos alimentos também podemos observar essas diferenças energéticas de acordo com o tipo de combustível utilizado em cada equipamento, até mesmo as propriedades organolépticas dos alimentos se tornam diferentes de acordo com a fonte de energia térmica utilizada.

Figura 2: Churrasqueira, fogão a lenha e fogão a gás. Todos apresentam fontes energéticas distintas.



Fonte: Google imagens

É de fundamental importância saber a quantidade de energia liberada pelos combustíveis, e assim poder comparar o valor energético de cada um deles. Na Tabela 1 são mostradas as entalpias de combustão (ΔH°) para alguns combustíveis, isto é, a energia liberada na queima completa de um mol do combustível.

Tabela 1: Entalpia de combustão padrão para vários combustíveis.

COMBUSTÍVEL	FÓRMULA MOLECULAR	ΔH° (kJ/mol)
Carbono (carvão)	$C_{(s)}$	- 393,5
Metano (gás natural)	$CH_4 (g)$	- 802
Propano (componente do gás de cozinha)	$C_3H_8 (g)$	- 2.220
Butano (componente do gás de cozinha)	$C_4H_{10} (g)$	- 2.878
Octano (componente da gasolina)	$C_8H_{18} (l)$	- 5.471
Etileno (acetileno, usado em maçarico)	$C_2H_2 (g)$	- 1.300
Etanol (álcool)	$C_2H_5OH (l)$	- 1.368
Hidrogênio	$H_2 (g)$	- 286

Fonte: Google imagens

No qual podemos atribuir diversos fatores que justifiquem essa variação energética, tais como: massa molar, quantidade de mols participantes na reação, as ligações existentes na molécula do combustível, dentre outros.

Problematização: A queima de um combustível libera energia, porém diferentes materiais e quantidades dos mesmos produzem diferentes proporções de energia (térmica e luminosa). Como podemos comprovar essa diferença de energia nos diversos combustíveis?

PRÁTICA EXPERIMENTAL

Calorimetria é o estudo e a medição das quantidades de energia liberadas ou absorvidas durante os fenômenos físicos e/ou químicos. A quantidade de energia depende da própria temperatura e da massa total do sistema. Onde pode ser calculada por:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

Unidades correspondentes: $Q = \text{cal}$ $m = \text{grama}$ $c = \text{cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$ $T = ^\circ\text{C}$

Onde m é a massa total da solução, c é o calor específico da solução e ΔT é a variação de temperatura da solução.

O calorímetro é o aparelho utilizado para medir a quantidade de energia térmica liberada ou absorvida numa transformação física ou química, este consiste em um dispositivo isolado (adiabático) na qual a energia transferida é monitorada pela variação de temperatura que ele provoca. O mais simples de trabalhar é o calorímetro de água, pois colocando um corpo aquecido ou uma reação em meio aquoso no calorímetro a variação de temperatura da água poderá nos fornecer a quantidade de energia liberada ou absorvida pelo corpo ou pela reação (ATKINS, 2012). E a quantidade de energia cedida (Q_c) pelo corpo ou reação é igual à quantidade de energia recebida (Q_r) pela água.

$$Q_c = - Q_r \quad (2)$$

Objetivo

Evidenciar através das trocas de energia da chama de cada combustível aquele que terá maior valor calorífico.

Materiais

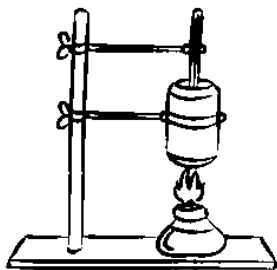
- Duas latas de alumínio (350 ml)
- Suporte universal com garra e argola
- Arame para prender as latinhas na argola do suporte universal
- Duas lamparinas (uma com etanol e outra com querosene)
- Proveta 50 ml
- Fósforo
- Termômetro químico
- Balança de precisão
- Água

Procedimento

Construção do sistema calórico alternativo:

- Com o arame envolva a latinha de alumínio para que a mesma fique apoiada na argola do suporte universal (Figura 4).
- Coloque o termômetro preso no suporte
- Adicione 100 ml de água na proveta em seguida transfira para lata de alumínio;

Figura 3: Esquema o aparato experimental



Fonte: Google imagens

- Ajuste a altura do termômetro de forma que o bulbo fique mergulhado na água, a uma distância de 1 cm do fundo da latinha;
- Depois de 10 segundos anote a temperatura inicial da água;
- Meça a massa inicial da lamparina com etanol. Anote;
- Aqueça até 90°C a água dentro da latinha com a chama do etanol;
- Quando a temperatura desejada for atingida apague a lamparina, com cuidado, e pese novamente. Anote a massa final observada.

- Repita o mesmo processo com a lamparina de querosene; (obs. A combustão desse material apresenta maior quantidade de fuligem produzida no processo de combustão, assim utilize a capela do laboratório de ciências);
- Compare a massa dos combustíveis que foi necessária para se ter o mesmo valor energético na latinha contendo água (com temperatura de 90°C);

Analizando os resultados

Calcule a variação de temperatura e massa de cada amostra

Combustíveis	Temperatura inicial da água (°C)	Temperatura final da água (°C)	ΔT (°C)	Massa inicial da amostra (g)	Massa final da amostra (g)	Massa de combustível consumido (g)
Álcool						
Querosene						

A variação de temperatura se dar pela variação de temperatura da água, já que calor cedido é igual a calor recebido.

$$\Delta T = T_f - T_i \quad (3)$$

QUESTÕES DISCURSIVAS

- 1 – Analisando os dois processos de combustão, qual dos combustíveis mostrou-se mais eficiente (rendimento/tempo) no processo de combustão?
- 2 – Apresente explicações que justifique a variação de energia no processo de combustão de ambos combustíveis.
- 3- Para cada um dos processos apresente a representação da reação de combustão do etanol.
- 4- Analise o resultado calórico encontrado para o etanol com o dado encontrado na tabela 1 – entalpia de combustão, estabeleça uma relação entre esses valores.

04 - Extração e Combustão do Gás Hidrogênio

Conteúdo abordado: Reações químicas exotérmicas e quantidade de luz produzida em reações de combustão

Competências e habilidades:

ESCOLA APRENDENTE: Competências e Habilidades - Equacionar e resolver problemas, sendo capaz de interpretar resultados numéricos e experimentais; - Elaborar hipóteses explicativas a partir de fenômenos observados.

ENEM 2009: Competência de área 7 – Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico tecnológicas. **H26** – Avaliar implicações sociais, ambientais e/ou econômicas na produção ou no consumo de recursos energéticos ou minerais, identificando transformações químicas ou de energia envolvidas nesses processos.

Contexto: Hidrogênio, a promessa energética do futuro

O gás hidrogênio (H_2) é o combustível que fornece mais energia por grama de combustível consumido. Na qual a combustão de 1g deste gás libera 142 kJ de energia, enquanto a combustão de 1g de gasolina produz 48 kJ de energia. O gás hidrogênio é um dos constituintes mais abundantes na Terra e sua queima não produz de gases poluentes à atmosfera, ou seja, combustão limpa ao ar, já que a água é o único produto de sua combustão.

No entanto, atualmente existem dois grandes obstáculos ao uso do gás hidrogênio (H_2) como substituto do petróleo. O primeiro é a necessidade de se obter o gás por um processo barato e que não use combustível fóssil. O modo mais conhecido para obtenção do gás hidrogênio é através do processo de eletrólise da água, porém este possui um custo elevado. O segundo obstáculo ao uso do gás hidrogênio como combustível é o seu armazenamento, pois requer recipientes reforçados e que ocupam muito espaço.

Contudo o uso do gás hidrogênio como combustível tem duas grandes vantagens: o produto formado (H_2O) não é poluente e a quantidade de energia liberada na combustão é bem elevada. Considerando que os combustíveis comuns como o carvão, petróleo, gás natural, entre outros, são poluentes e não renováveis, o hidrogênio se apresenta como uma boa alternativa para movimentar veículos, alimentarem fogões domésticos, aquecer casas em lugares frios, entre outras aplicações.

Uma aplicação que promete revolucionar a economia e o meio ambiente é a utilização do gás hidrogênio em automóveis, ônibus e caminhões, na qual o uso desse gás

será usado em células de combustão, porém esse processo ainda se encontra na fase de estudos. As células de combustão para veículos elétricos movidos por um dispositivo que funciona como uma bateria recarregável, a célula a combustível não armazena energia, ela apenas emprega um processo eletroquímico para gerar eletricidade e funciona enquanto for alimentada com combustível hidrogênio e comburente oxigênio. Uma das preocupações é conseguir colocar hidrogênio suficiente a bordo para assegurar a autonomia de rodagem que os consumidores exigem.

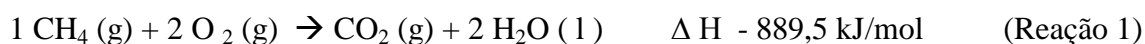
Problemática: A energia renovável, energia alternativa ou energia limpa são três nomes possíveis para qualquer energia obtida por meio de fontes renováveis, que não geram grandes impactos ambientais negativos. Assim, em busca de fonte de energias renováveis e eficientes como podemos evidenciar cientificamente que o gás hidrogênio é realmente o “combustível do futuro”?

PRÁTICA EXPERIMENTAL

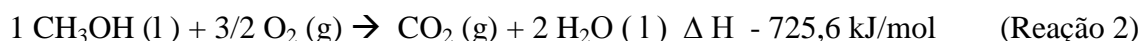
A entalpia de combustão de uma substância é a variação de entalpia (quantidade de energia liberada) verificada na combustão total de 1 mol de uma determinada substância, supondo-se no estado padrão todas as substâncias envolvidas nessa combustão.

Pelo fato de se referir à combustão total de 1 mol de uma substância, esse valor também é chamado de calor molar de combustão. Por exemplo, a 25 ° C e 1 atm, temos:

•Entalpia de combustão do metano (CH₄):



•Entalpia de combustão do álcool metílico (CH₃OH):



Notamos que ΔH , nesses exemplos, é sempre negativo, pois as reações de combustão são sempre exotérmicas.

Objetivo: Realizar reações químicas para obtenção do gás hidrogênio em laboratório.

Materiais

- Balão volumétrico 250 ml
- Bolinhas de papel alumínio

- Solução de HCl 1 molar (ácido muriático)
- Bexiga - vela e isqueiro
- Fita adesiva
- Cabo de madeira com 1 metro

Procedimentos

- Dentro do balão volumétrico adicione as bolinhas de papel alumínio e a solução HCl (ácido muriático).
- Vede com a bexiga, em seguida quando o sistema para de liberar gás (hidrogênio), com cuidado retire a bexiga e prenda com uma fita adesiva em uma superfície.
- Coloque a vela no cabo de madeira, acenda a vela e com cuidado a aproxime da bexiga.
- Observe o a explosão e descreva o que acontece.

QUESTÕES DISCURSIVAS

1. A partir das observações dos fenômenos envolvidos na prática experimental como podemos representar reação de formação e combustão do gás hidrogênio.
2. Uma das evidencias observadas com a combustão do hidrogênio é a criação de uma chama intensa. Como podemos explicar esses fenômenos em termos científicos?
3. Analisando os diversos fatores que envolvem o processo de obtenção e aplicação do gás hidrogênio, explique por que essa fonte de energia ainda não está sendo aplicada em grande escala.

05 - Energia Térmica Envolvida em uma Reação de Neutralização.

Conteúdo abordado – A energia de dissociação, quantidade de calor e Lei de Hess.

Competências e habilidades:

ESCOLA APRENDENTE: Competências e Habilidades - Equacionar e resolver problemas, sendo capaz de interpretar resultados numéricos e experimentais; - Elaborar hipóteses explicativas a partir de fenômenos observados.

ENEM 2009: Competência de área 7 – Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico tecnológicas.
H26 – Avaliar implicações sociais, ambientais e/ou econômicas na produção ou no consumo de recursos energéticos ou minerais, identificando transformações químicas ou de energia envolvidas nesses processos.

Contexto: O Etileno na Natureza

Os vegetais, assim como os animais, produzem de hormônios em processos naturais, estes são também chamados de substâncias químicas. Para os hormônios vegetais são fabricados em tecidos específicos e são transportados, ou não, para outras partes do vegetal onde desencadearão respostas fisiológicas importantes para o desenvolvimento da planta.

Um homônimo vegetal é amplamente conhecido como etileno, com fórmula molecular C_2H_4O , sendo sintetizado a partir da metionina, um tipo de aminoácido. Essa substância química é encontrada no estado gasoso e foi descoberto no século XIX a partir de estudos que tentavam compreender como as folhas de algumas árvores localizadas próximas às lâmpadas que utilizavam gás para a queima caíam. Analisando o gás presente nas lâmpadas – gás esse que continha etileno –, descobriu-se que ele exercia influência sobre o desenvolvimento da planta, causando a queda das folhas.

Esse gás que é produzido naturalmente em plantas e responsável pelo amadurecimento de frutos, também pode ser obtido por “caminhos” diferentes, conforme explicitado no diagrama da Lei de Hess abaixo. A Lei de Hess, uma lei experimental, calcula a variação de entalpia (quantidade de calor absorvido ou liberado) considerando, apenas, os estados inicial e final de uma reação química. Analise o diagrama representado a partir da reação ao lado



Problemática: A produção natural do etileno é um fenômeno que envolve evidências definidas pela lei de Hess, as principais são as reações por etapas e um nível de energia em cada reação intermediária. Utilizando reagentes básicos do laboratório de ciências, como podemos evidenciar as etapas definidas pela Lei de Hess?

PRÁTICA EXPERIMENTAL

Etapa I - Determinação da quantidade de energia de dissolução do hidróxido de sódio sólido em água.

1 – Pesar um frasco erlenmeyer de 250 mL (calor específico do vidro = 0,2 cal/ g.°C). Anotar a massa do erlenmeyer.

2 – Acrescentar 50 mL de água destilada (calor específico da água = 1 cal/g.°C). Medir a temperatura da água, pesar a massa e anotar o valor. Aguardar 1 minuto e medir a temperatura da água (T_i)

Obs: Considerar a densidade da água = 1 g/ mL .

3 – Em um vidro de relógio, pesar 0,5 g de hidróxido de sódio sólido, e na sequência transferir para o frasco erlenmeyer contendo água.

4 – Dissolver o NaOH(s) com o auxílio de um bastão de vidro e introduzir um termômetro para anotar a temperatura máxima atingida (T_f).

5 – Calcule o calor absorvido pela água utilizando a expressão

$$Q_{\text{água}} = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

onde Q é a quantidade de calor (cal), m é a massa de água (g), c é o calor específico da água (1cal g /°C) e ΔT é a variação de temperatura (°C), ou seja,

$$\Delta T = T_f - T_i \quad (2)$$

6 – Calcule o calor absorvido pelo vidro (erlenmeyer) utilizando a mesma expressão

$$Q_{\text{vidro}} = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

No qual Q é a quantidade de calor (cal), m é a massa do erlenmeyer (g), c é o calor específico do vidro (0,2 cal/ g .°C) e ΔT é a variação de temperatura (°C), ou seja,

$$\Delta T = T_f - T_i \quad (2)$$

O calor absorvido pelo vidro e pela água ($Q_{\text{água}} + Q_{\text{vidro}}$) é o calor liberado na dissolução do $\text{NaOH}_{(s)}$ (X_1): $\text{NaOH}_{(s)} + \text{água}_{(l)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} + X_1 \text{ cal}$

Obs: calor específico da água é a quantidade de calor necessária para elevar a temperatura de um grama de água de $14,5^\circ\text{C}$ a $15,5^\circ\text{C}$. Idem para o vidro.

Anote o calor de dissolução na forma de variação de entalpia, ΔH_1 .

Etapa II - Determinação do calor de dissolução do hidróxido de sódio sólido e reação com ácido clorídrico em solução aquosa:

1 – Pesar um frasco erlenmeyer de 250 mL e anotar a massa medida.

2 – Acrescentar 50 mL de solução aquosa 0,25 mol/L de HCl ao erlenmeyer (calor específico da solução diluída = calor específico da água = $1 \text{ cal/g}\cdot^\circ\text{C}$). Aguardar 1 minuto e medir a temperatura da solução (T_i)

Obs: Considerar densidade da solução aquosa = 1 g/mL . Anotar a massa da solução.

3 – Em vidro de relógio, pesar 0,5 g de hidróxido de sódio sólido, ao 0,01 g e, rapidamente, transferir para o frasco erlenmeyer contendo a solução de HCl.

4 – Dissolver e reagir o $\text{NaOH}_{(s)}$ com o auxílio de um bastão de vidro e introduzir um termômetro para anotar a temperatura máxima atingida (T_f).

5 – Calcular o calor absorvido pela solução utilizando a expressão

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

no qual Q é a quantidade de calor (cal), m é a massa de solução de HCl(g), c é o calor específico da solução de HCl ($1 \text{ cal/g}\cdot^\circ\text{C}$) e ΔT é a variação de temperatura ($^\circ\text{C}$), ou seja,

$$\Delta T = T_f - T_i. \quad (2)$$

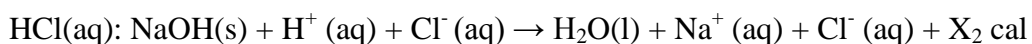
6 – Calcular o calor absorvido pelo vidro (erlenmeyer) utilizando a mesma expressão

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

no qual Q é a quantidade de calor (cal), m é a massa do erlenmeyer (g), c é o calor específico do vidro ($0,2 \text{ cal g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}$) e ΔT é a variação de temperatura ($^\circ\text{C}$), Ou seja,

$$\Delta T = T_f - T_i. \quad (2)$$

O calor absorvido pelo vidro e pela solução aquosa ($Q_{\text{vidro}} + Q_{\text{água}}$) é o calor liberado na dissolução do NaOH(s) e reação com o



Anote o calor de dissolução e da reação acima na forma de variação de entalpia, ΔH_2 .

Etapa III - Determinação do calor de neutralização na reação do hidróxido de sódio em solução aquosa com o ácido clorídrico em solução aquosa:

1- Pesar um frasco erlenmeyer de 250 mL e anotar a massa medida.

2- Acrescentar 25 mL de solução aquosa $0,5 \text{ mol/L}$ de HCl ao erlenmeyer

Aguardar 1 minuto e medir a temperatura da solução de HCl (T_i)

3- A seguir, acrescentar 25 mL de solução aquosa $0,5 \text{ mol/L}$ de NaOH à solução de HCl contida no erlenmeyer (calor específico da solução resultante = calor específico da água = $1 \text{ cal g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}$).

A temperatura da solução de NaOH deve ser a mesma da solução de HCl (T_i)

4- Mexer o erlenmeyer para que a reação se complete. Introduzir um termômetro para anotar a temperatura máxima atingida (T_f).

Obs: Considerar a densidade da solução aquosa resultante = 1 g/mL . Anotar a massa da solução.

5- Calcular o calor absorvido pela solução resultante utilizando a expressão:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

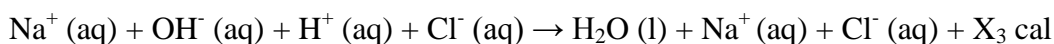
Na qual Q é a quantidade de calor (cal), m é a massa de solução resultante, c é o calor específico da solução resultante (1 cal/ g °C) e ΔT é a variação de temperatura (°C), ou seja, Tf - Ti.

6- Calcular o calor absorvido pelo vidro (erlenmeyer) utilizando a mesma expressão:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

Na qual Q é a quantidade de calor (cal), m é a massa do erlenmeyer (g), c é o calor específico do vidro (0,2 cal /g .°C) e ΔT é a variação de temperatura (°C), Ou seja, Tf – Ti.

O calor absorvido pelo vidro e pela solução aquosa ($Q_{\text{vidro}} + Q_{\text{água}}$) é o calor liberado na reação do NaOH(aq) com o HCl(aq):



Anote o calor da reação acima na forma de variação de entalpia, ΔH₃.

Etapa IV: Comprovação da Lei de Hess Com as equações das etapas I, II e III comprovar a Lei de Hess

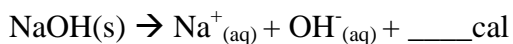
4.1 – Complete o quadro:

Massa do erlenmeyer (m)	Ti	Tf	T	C	$Q_{\text{erlenmeyer}} = m \cdot c \cdot T$
Massa da água (m)	Ti	Tf	T	C	$Q_{\text{água}} = m \cdot c \cdot T$

Massa de NaOH(s) _____ g $Q_{\text{erlenmeyer}} + Q_{\text{água}} = \text{_____ cal}$

O calor absorvido pela água e pelo vidro é o calor liberado na dissolução de _____ g de hidróxido de sódio, ou seja, _____ cal.

Complete a equação considerando a massa de NaOH utilizada na experiência:



--

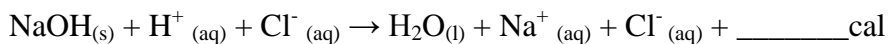
4.2. Complete o quadro:

Massa do erlenmeyer (m)	Ti	Tf	T	C	$Q_{\text{erlenmeyer}} = m \cdot c \cdot T$
Massa da sol. HCl 0,25mol/ L (m)	Ti	Tf	T	C	$Q_{\text{água}} = m \cdot c \cdot T$

Massa de NaOH(s) _____ g $Q_{\text{erlenmeyer}} + Q_{\text{água}} = \text{ ______ cal}$

O calor absorvido pela água e pelo vidro é o calor liberado na dissolução de _____g de hidróxido de sódio, ou seja, _____cal

Complete a equação considerando a massa de NaOH e a quantidade de HCl utilizados na experiência:



4.3. Complete o quadro:

Massa do erlenmeyer (m)	Ti	Tf	T	C	$Q_{\text{erlenmeyer}} = m \cdot c \cdot T$
Massa das soluções de HCl e NaOH (m1)	Ti	Tf	T	C	$Q_{\text{soluções}} = m \cdot c \cdot T$

$Q_{\text{erlenmeyer}} + Q_{\text{soluções}} = \text{ ______ cal}$

O calor absorvido pela água e pelo vidro é o calor liberado na reação de _____mmol (n) de NaOH com _____mmol (n) de HCl e formação de _____mmol (n) de H₂O; ou seja, _____cal

--

4.4. Complete a equação considerando o nº de mmols de NaOH e de HCl utilizados na experiência: $n\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})} + n\text{Cl}^-_{(\text{aq})} \rightarrow n\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + n\text{Na}^+_{(\text{aq})} + n\text{Cl}^-_{(\text{aq})} +$
_____cal

QUESTÕES DISCURSIVAS

1. Observados as etapas ocorridas na prática experimental, como podemos representar as equações presentes nas etapas I, II e III. Relacionar estas a etapas aos conceitos visto na Lei de Hess.
2. Explique o porquê da variação de temperatura envolvida na reação entre o ácido e a base. Cite o que ocorre com as energias de ligações de cada reação e classifique os processos em endotérmico ou exotérmico.

REFERÊNCIAS

“Energia dos alimentos” em Só Biologia. Virtuoso Tecnologia da Informação, 2008-2020. Consultado em 09/11/2020 às 02:29. Disponível na Internet em <https://www.sobiologia.com.br/conteudos/Corpo/alimentos7.php>

“Queimadas na Amazônia chocam o mundo” em YouTube. Consultado em 29/08/2019. Disponível na internet em <https://www.youtube.com/watch?v=2RV4NaG5a5U>.

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

BERBEL, N. A. N. As metodologias ativas e a promoção da autonomia de estudantes. Ciências Sociais e Humanas, Londrina, v. 32, n. 1, p. 25-40, jan./jun. 2011

BRASIL. Ministério da Educação. Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas Educacionais Anísio Teixeira. (2009a) **Matriz de Referência para o ENEM 2009.** Brasília: INEP/MEC.

CARVALHO, A. M. P. Ensino de ciências por investigação: condições para implementação em sala de aula. São Paulo: Cengage Learning. 2013.

CARVALHO, A. M. P. et al. Termodinâmica: Um ensino por investigação. São Paulo: Universidade de São Paulo - Faculdade de Educação. 1999.

CEARA. Secretaria da Educação. **Metodologias de Apoio: matrizes curriculares para ensino médio.** – Fortaleza: SEDUC, 2009. (Coleção Escola Aprendiz - Volume 1)

CLEMENT, L.; CUSTÓDIO, J. F.; ALVES, J. P.; Potencialidades do Ensino por Investigação para Promoção da Motivação Autônoma na Educação Científica. Alexandria - Revista de Educação em Ciência e Tecnologia, v.8, n.1, p.101-129, 2015.

FELTRE, R. Físico-química, vol. 2 , Editora Moderna, 5ª edição, São Paulo,2002.

GIORDAN, M.; GUIMARÃES, Y. A. F.; Estudo Dirigido de Iniciação à Sequência Didática. Especialização em Ensino de Ciências, Rede São Paulo de Formação Docente (REDEFOR). Faculdade de Educação da Universidade de São Paulo, 2012.

MACHADO, P.F.L.; MÓL, G.S. Experimentando química com segurança. Revista Química Nova na Escola, v. 27, fev. 2008a.

OLIVEIRA, D. G. D. B.; GABRIEL, S. S.; MARTINS, G. S. V. M; A experimentação investigativa: utilizando materiais alternativos como ferramenta de ensino-aprendizagem de química. Revista de Pesquisa Intercomponente curricularr, Cajazeiras, n. 2, suplementar, p. 238-247, set. de 2017.

PAIVA, M. R. F. et al. Metodologias ativas de ensino-aprendizagem: revisão integrativa. SANARE-Revista de Políticas Públicas, v. 15, n. 2, p. 145-153, 2016.

REIS, MARTHA. **Química**. Vol.2. 1.ed, São Paulo: editora ática, 2017.

SALESSE, L. Z.; BARICATTI, R. A. **O currículo escolar e a experimentação na busca de uma alfabetização científica no ensino de química de qualidade e com utilidade no ensino médio**. 24p. Maringá, 2008. Disponível em <http://www.diaadiaeducacao.pr.gov.br/portals/pde/arquivos/618-4.pdf> . Acesso em: 27 jul. 2020.

SASSERON, L. H. **Fundamentos teórico-metodológicos para o ensino de ciências: a sala de aula. O ensino por investigação: pressupostos e práticas**. São Paulo: USP/Univesp, 2015. p. 116-124. Disponível em: <www.midia.atp.usp.br/plc/plc0704/impressos/plc0704_12.pdf>. Acesso em: 19/10/2019.

SCARPA, D. L.; SASSERON, L. H.; SILVA e, M. B. **O ensino por investigação e a argumentação em aulas de ciências naturais**. Tópicos educacionais, v. 23, n. 1, p.7-27, 2017.

SILVA, D. P. ; MARCONDES, M.E.R. **Questões propostas no planejamento de atividades experimentais de natureza investigativa no ensino de Química: reflexões de um grupo de professores**. X congresso internacional sobre investigación en didáctica de las ciencias. Sevilla, Espanha. Setembro de 2017.

SOUZA V. R.; **Uma proposta para o ensino de energia mecânica e sua conservação através do uso de analogias**. Rio de Janeiro, 2015. Disponível em: <<http://objdig.ufrj.br/12/teses/828141.pdf>>. Acesso em: 16 maio de 2020.

SOUZA, F. L., AKAHOSHI, L.H., MARCONDES, M. E. R. E CARMO, M. P. **Atividades experimentais investigativas no ensino de química. Cetec capacitações: Projeto de formação continuada de professores da educação profissional do Programa Brasil Profissionalizado – Centro Paula Souza - Setec/MEC**. 2013.

SUART, R.C.; MARCONDES, M.E.R. **A manifestação de habilidades cognitivas em atividades experimentais investigativas no ensino médio de química**. Revista Ciências e Cognição, v. 14 (1), p. 50-74, 2009.