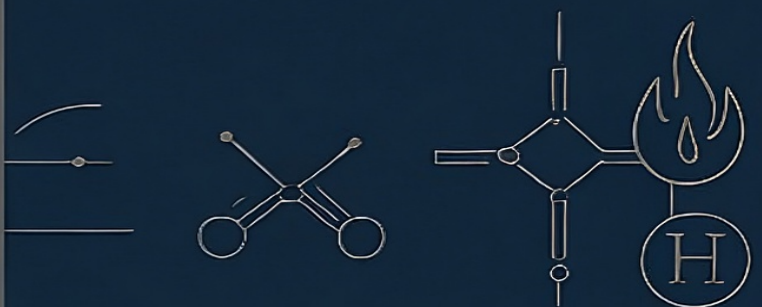
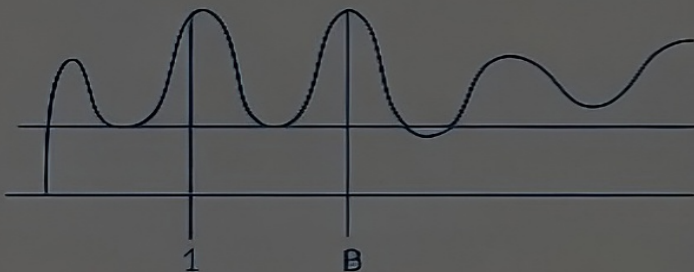
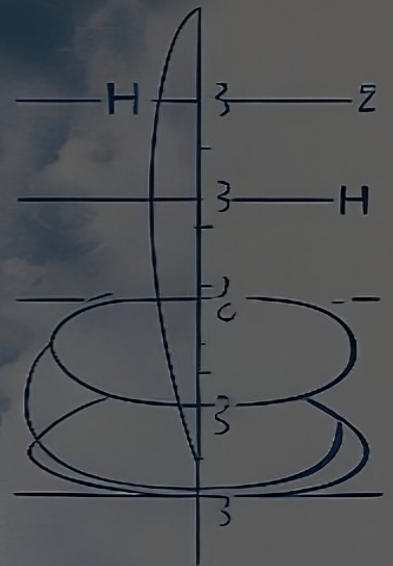


TERMOQUÍMICA

FUNDAMENTOS E APLICAÇÕES ENERGÉTICAS



De Boni, Luís Alcides Brandini e Fernandes, Rochele da Silva

D001t Termoquímica : fundamentos e aplicações energéticas / Luís Alcides Brandini De Boni e Rochele da Silva Fernandes. 1. ed. - Nova Prata : Associação Científica Araucária, 2025.

168 p.. : il.

ISBN 978-65-989731-0-0.

1. Química. 2. Termoquímica. 3. Físico-Química. 4. Calorimetria. I. Fernandes, Rochele da Silva . II. Título.

CDU 541.42 | CDD 541.36

PREVIEW. O ARQUIVO DISPONIBILIZADO ESTÁ EM DESENVOLVIMENTO



ISBN n 978-65-989731-0-0

DOI: 10.52571/TQ/TERMOQUIMICA

TERMOQUÍMICA: FUNDAMENTOS E APLICAÇÕES ENERGÉTICAS

Versão 1.0 - preview

Autores: Prof. Dr. Luis A. B. De Boni & Rochele da Silva Fernandes

Ano: 2025

LICENÇA

Este trabalho está licenciado sob a Licença Creative Commons Atribuição 4.0 Internacional (CC BY 4.0).

Para ver uma cópia desta licença, visite:

<https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/deed.pt-br>

VOCÊ É LIVRE PARA:

- ✓ Compartilhar — copiar e redistribuir em qualquer meio
- ✓ Adaptar — remixar e criar obras derivadas
- ✓ Uso comercial — usar para fins comerciais

SOB A CONDIÇÃO DE:

→ Atribuição — Dar crédito apropriado ao autor original

CITAÇÃO SUGERIDA:

DOI: 10.52571/TQ/TERMOQUIMICA






CONTATO:






E-mail: [tchequimica@tchequimica.com]


Website: [livro.tchequimica.com]

Sumário

PARTE I: INTRODUÇÃO E MOTIVAÇÃO.....	8
Capítulo 1: Por que Estudar Termoquímica?.....	9
1. Aplicações Práticas.....	9
2. Importância Científica.....	10
3. Termodinâmica vs Termoquímica.....	10
Tabela Comparativa Rápida.....	11
Como Elas se Conectam?.....	11
PARTE II: FUNDAMENTOS.....	12
2.1 Sistema Termodinâmico.....	13
2.2 Estado Termodinâmico.....	14
2.3 Energia Interna (U).....	14
2.4 Calor (q).....	14
2.5 Trabalho (.....)	15
2.6 Unidades de Energia.....	15
📄 Lista de Exercícios.....	16
Capítulo 3: Entalpia (H).....	23
3.1 Definição e Justificativa.....	23
3. Entalpia (.....)	23
3.2 Variação de Entalpia (.....)	23
3.3 Relação entre e.....	24
3.4 Medição de Entalpia.....	24
📄 Lista de exercícios.....	25
PARTE III: PRIMEIRA LEI DA TERMODINÂMICA.....	30
Capítulo 4: Primeira Lei da Termodinâmica.....	31
4.1 Conservação de Energia.....	31
4.2 Formulação Matemática.....	31
4.3 Convenções de Sinais.....	32
4.4 Processos a Volume Constante.....	32
4.5 Processos a Pressão Constante.....	32
4.6 Exemplos Resolvidos.....	32
📄 Lista de exercícios.....	33
PARTE IV: TERMOQUÍMICA APLICADA.....	35
Capítulo 5: Reações Químicas e Variação de Entalpia.....	36
5.1 Reações Exotérmicas.....	36
5.2 Reações Endotérmicas.....	36
5.3 Diagramas Entálpicos.....	37
5.4 Entalpias de Mudança de Estado.....	38
O Conceito Fundamental: O Que São Entalpias de Mudança de Estado?.....	38
As Seis Transformações Possíveis.....	38
Processos Endotérmicos: Requerem energia (absorvem calor).....	38
5.5 Relação entre Reação Direta e Inversa.....	40
📄 Lista de exercícios.....	41
Capítulo 6: Calorimetria.....	46

6.1 Introdução à Calorimetria.....	46
6.2 Capacidade Calorífica e Calor Específico.....	46
6.3 Equação Fundamental da Calorimetria.....	47
6.4 Calorímetro de Bomba (Volume Constante).....	47
 Lista de exercícios.....	49
6.5 Calorímetro de “Café” (Pressão Constante).....	54
Calorímetro de Café (ou Calorímetro de Pressão Constante): Descrição e Procedimentos.....	55
1. Materiais do Calorímetro de Café.....	55
2. Procedimento para Medições.....	56
3. Propostas de Experimentos (vide o capítulo dos experimentos).....	57
 Lista de exercícios.....	57
Capítulo 7: Lei de Hess.....	61
7.1 Enunciado da Lei de Hess.....	61
7.2 Fundamento Teórico.....	62
7.3 Formulação Matemática.....	62
7.4 Métodos de Aplicação.....	62
7.5 Exemplos Resolvidos Detalhados.....	63
7.6 Entalpia de Formação Padrão (ΔH_f°).....	64
 Lista de exercícios.....	64
Gabarito Completo.....	67
Capítulo 8: Entalpias Específicas.....	73
8.1 Entalpia de Formação (ΔH_f°).....	73
8.2 Entalpia de Combustão (ΔH_c°).....	73
8.3 Entalpia de Neutralização (ΔH_n°).....	74
8.4 Entalpia de Dissolução (ΔH_d°).....	75
8.5 Entalpia de Ligação (ΔH_l°).....	75
8.6 Comparação das Entalpias.....	76
 Lista de exercícios.....	77
Capítulo 9: Ciclos Termoquímicos.....	80
9.1.1 O que é e para que serve?.....	80
9.1.2 Fundamento Teórico: Lei de Hess.....	80
9.1.3 Representação Gráfica.....	80
9.2 Etapas Detalhadas do Ciclo.....	81
9.2.1 Etapa 1: Sublimação do Sódio (ΔH_{sub}°).....	81
9.2.2 Etapa 2: Dissociação do Cloro ($\frac{1}{2}\Delta H_{dis}^\circ$).....	81
9.2.3 Etapa 3: Ionização do Sódio (IE_1).....	82
9.2.4 Etapa 4: Afinidade Eletrônica do Cloro (AE).....	82
9.2.5 Etapa 5: Formação da Rede Cristalina (ΔH_{red}°).....	82
9.2.6 Aplicação da Lei de Hess.....	82
9.3 Importância da Energia de Rede (ΔH_{red}°).....	83
 Lista de exercícios.....	83
Gabarito.....	84
PARTE VI: MATERIAL COMPLEMENTAR.....	87
Apêndice A: História da Termoquímica.....	88
Germain Hess (1802-1850).....	88
Antoine Lavoisier (1743-1794) e Pierre-Simon Laplace (1749-1827).....	89
James Prescott Joule (1818-1889).....	90
Hermann von Helmholtz (1821-1894) e Julius Robert von Mayer (1814-1878).....	91

Marcellin Berthelot (1827-1907) e Julius Thomsen (1826-1909).....	91
Walther Nernst (1864-1941).....	92
Apêndice B: Tabelas de Dados Termodinâmicos.....	94
Tabela B.1: Entalpias de Formação Padrão (°).....	95
Tabela B.2: Entalpias de Combustão (°).....	95
Tabela B.3: Entalpias de Mudança de Estado.....	95
Tabela B.4: Calores Específicos (c).....	95
Tabela B.5: Energias de Ligação (°).....	95
Apêndice C: Gabaritos Completos (proposta para próxima versão, mover todos os gabaritos nesta seção).....	95
Apêndice D: Formulário.....	96
Equações Fundamentais.....	96
Processos Específicos.....	96
Lei de Hess.....	96
Calorimetria.....	96
Energias de Ligação.....	96
Constantes Úteis.....	96
Referências Bibliográficas.....	97
FORMULÁRIO DE REVISÃO – LIVRO DE QUÍMICA.....	97
DECLARAÇÃO SOBRE O USO DE INTELIGÊNCIA ARTIFICIAL.....	99
 EXPERIMENTOS DE TERMOQUÍMICA.....	103
EXPERIMENTO 1: Determinação da capacidade térmica do calorímetro.....	103
EXPERIMENTO 2: Determinação da entalpia de neutralização (HCl + NaOH).....	107
EXPERIMENTO 3: Cal Virgem + Água (Reação Exotérmica).....	112
 ALTERNATIVA: Sachê Caseiro de Ferro (se preferir).....	114
EXPERIMENTO 4: Compressa Fria - Dissolução de NH_4NO_3 (Reação Endotérmica).....	115
EXPERIMENTO 5: Neutralização Ácido-Base (Calorimetria de Reação).....	117
EXPERIMENTO 6: Combustão de Etanol (Calorimetria de Biocombustível).....	119
EXPERIMENTO 7: Lei de Hess - Três Caminhos (Função de Estado).....	121
EXPERIMENTO 8: Entalpia de Formação do MgO (Ciclo de Born-Haber Simplificado).....	123
EXPERIMENTO 9: Calorímetro com Arduino (Neutralização em Tempo Real).....	126
TABELA RESUMO - Visão geral dos 9 experimentos.....	132
PUBLICAÇÃO CIENTÍFICA EM QUÍMICA E EDUCAÇÃO.....	133
 GUIA DO PROFESSOR.....	149
 ÍNDICE.....	149
1. VISÃO GERAL DO GUIA.....	150
2. PLANEJAMENTO DE AULAS.....	151
3. PREPARAÇÃO DOS REAGENTES.....	152
4. GABARITOS COMPLETOS DOS 9 EXPERIMENTOS.....	152
5. BANCO DE QUESTÕES COM RESPOSTAS.....	155
6. RUBRICAS DE AVALIAÇÃO.....	156
7. GESTÃO DE TURMA E SEGURANÇA.....	157
8. ADAPTAÇÕES E CONTEXTUALIZAÇÕES.....	158
8.2 Contextualização Interdisciplinar.....	158
9. TROUBLESHOOTING PEDAGÓGICO.....	158
10. RECURSOS COMPLEMENTARES.....	159
 ANEXOS.....	160
ANEXO A: Lista de Materiais Consolidada (1 Turma).....	160

ANEXO B: Modelo de Roteiro para Alunos.....	161
ANEXO C: Certificado de Conclusão (modelo).....	164
 CONCLUSÃO DO GUIA DO PROFESSOR.....	164

PARTE I: INTRODUÇÃO E MOTIVAÇÃO

Capítulo 1: Por que Estudar Termoquímica?

PARTE I: INTRODUÇÃO E MOTIVAÇÃO

Capítulo 1: Por que Estudar Termoquímica?

A Termoquímica é muito mais do que um conteúdo que "cai na prova". Ela é a chave para entender o motor invisível que impulsiona o mundo ao nosso redor, desde as reações químicas que sustentam a vida até os foguetes que levam humanos ao espaço. Vamos explorar as razões pelas quais o estudo da Termoquímica é tão crucial, organizando-as do mais prático ao mais fundamental.

1. Aplicações Práticas

A Termoquímica é a ciência que explica como a energia se comporta em reações químicas, e suas aplicações práticas estão por toda parte.

- **Energia e Combustíveis:** Já se perguntou por que a gasolina move um carro ou por que o etanol é considerado uma alternativa? A Termoquímica desvenda os segredos da combustão, calculando a quantidade de energia liberada por cada combustível. Isso nos ajuda a comparar eficiências, desenvolver novos biocombustíveis e criar motores mais econômicos.
- **Indústria Química:** Em qualquer planta industrial que produz fertilizantes, plásticos ou medicamentos, a Termoquímica é essencial. Ela responde a perguntas críticas como: "Esta reação é viável? Ela libera ou consome muita energia?" ou "Como podemos projetar um reator para evitar superaquecimento?" Além disso, a Termoquímica permite recuperar o calor liberado em uma etapa para usar em outra, economizando recursos e dinheiro.
- **Processos Biológicos:** Seu corpo é uma verdadeira usina termoquímica! A digestão, a respiração celular e a contração muscular são reações químicas que envolvem troca de calor. A Termoquímica nos ajuda a entender o metabolismo, a dieta e como nosso corpo gera e utiliza energia para se manter vivo.
- **Exemplos do Cotidiano:**
 - Sachês de aquecimento para mãos ou pés usam uma reação exotérmica de oxidação do ferro.
 - Compressas de gelo instantâneo utilizam uma reação endotérmica, absorvendo calor do corpo.
 - Cozinhar é pura Termoquímica: ferver água (endotérmico), grelhar um bife (exotérmico) e assar um bolo (várias reações complexas).

2. Importância Científica

A Termoquímica nos confere o poder de prever e controlar reações químicas, além de ser a base para outras ciências.

- **Prever e Controlar Reações:** Combinando a entalpia (H) com a entropia (S), podemos calcular a Energia Livre de Gibbs (G), que nos diz se uma reação ocorrerá espontaneamente em determinadas condições. Isso é fundamental para avaliar a

viabilidade de processos químicos. Além disso, a Termoquímica nos permite calcular a energia necessária para reações endotérmicas, crucial para o projeto de processos industriais.

- **Base para Outras Ciências:** A Termoquímica não é uma disciplina isolada. Ela é um pilar fundamental para o avanço do conhecimento em áreas como Físico-Química, Bioquímica, Ciência dos Materiais e diversas Engenharias (Química, de Materiais, Ambiental e Mecânica).
- **Segurança em Processos Químicos:** Entender a energia das reações é vital para garantir a segurança na indústria química. Muitos acidentes ocorrem devido a reações exotérmicas que saem do controle. A Termoquímica permite calcular a taxa de liberação de calor e projetar sistemas de resfriamento e segurança para evitar catástrofes. Além disso, saber como armazenar substâncias reativas com segurança é essencial para prevenir acidentes.

3. Termodinâmica vs Termoquímica

Embora a diferença entre Termodinâmica e Termoquímica seja sutil, ela é fundamental. Vamos usar uma analogia para esclarecer essa distinção.

Imagine a "Ciência dos Veículos":

- A **Termodinâmica** seria como a "Ciência dos Veículos" como um todo, estudando princípios universais que se aplicam a qualquer tipo de veículo: carros, aviões, barcos, trens. Ela abrange motores, aerodinâmica, eficiência do combustível e as leis da física que governam o movimento. É uma ciência ampla e fundamental.
- A **Termoquímica** seria como o "Manual de Como Dirigir um Carro". Ela aplica os princípios da "Ciência dos Veículos" a um contexto específico: dirigir um carro. Foca em como usar o acelerador, o freio, a embreagem e como ler o painel. Utiliza as leis da física, mas seu foco é prático e específico.

Traduzindo para a química:

- **Termodinâmica:** É a ciência-mãe que estuda as relações entre calor, trabalho, temperatura e energia em qualquer sistema físico, não apenas em reações químicas. Seu escopo é universal, aplicando-se a motores de carros, geladeiras, estrelas, buracos negros, reações químicas e a atmosfera terrestre. As principais perguntas são: "Quais são as regras fundamentais que governam a energia e suas transformações? A energia pode ser criada ou destruída? Por que alguns processos acontecem espontaneamente e outros não?" Os conceitos-chave incluem as Quatro Leis da Termodinâmica, Entropia (S), Energia Livre de Gibbs (G), Trabalho (W) e Calor (Q).
- **Termoquímica:** É um ramo específico da Termodinâmica que aplica seus princípios para estudar o calor (energia) absorvido ou liberado durante uma reação química ou uma mudança de estado físico. Seu escopo é específico, aplicando-se apenas a reações químicas (como combustão e neutralização) e mudanças de fase (como fusão e ebulição). A pergunta principal é: "Quanto de calor esta reação química específica libera ou absorve?" Os conceitos-chave são Entalpia (H) e suas variações (ΔH), como Entalpia de Reação ($\Delta H_{\text{reação}}$), Entalpia de Formação (ΔH_f), Entalpia de Combustão (ΔH_c). A Lei de Hess é uma ferramenta central da Termoquímica.

Tabela Comparativa Rápida

Termodinâmica vs Termoquímica

Característica	Termodinâmica	Termoquímica
Foco	Energia em qualquer processo físico.	Calor em reações químicas e mudanças de estado.
Pergunta Principal	“Por que o universo funciona assim?”	“Quanto calor essa reação libera?”
Ferramentas	As 4 Leis da Termodinâmica, Entropia (S), Energia Livre (G).	Entalpia (H), Lei de Hess, Calorimetria.
Exemplo de Análise	“A combustão de metano é espontânea porque aumenta a entropia do universo ($\Delta G < 0$).”	“A combustão de 1 mol de metano libera 890,3 kJ de calor ($\Delta H = -890,3\text{kJ}$).”

Como Elas se Conectam?

A Termoquímica usa as leis da Termodinâmica como sua base:

- Ela utiliza a **Primeira Lei da Termodinâmica** (conservação de energia) para justificar por que podemos calcular o calor de uma reação somando os calores de outras reações (Lei de Hess).
- Ela usa a **Segunda Lei da Termodinâmica** (através da Entropia e Energia Livre de Gibbs) para explicar por que uma reação exotérmica (que libera calor) tende a ser espontânea.

Em resumo:

- A Termodinâmica oferece o livro de regras universal para a energia.
- A Termoquímica é o capítulo desse livro que ensina a aplicar essas regras para calcular o calor das reações químicas.

Conclusão

Estudar Termoquímica é aprender a linguagem da energia no universo químico. É a diferença entre apenas ver uma reação acontecer e realmente entender por que ela acontece, quanto de energia ela movimenta e como podemos usar isso a nosso favor de forma segura, eficiente e inovadora. Em última análise, estudamos Termoquímica para entender, prever, otimizar e controlar o mundo energético em que vivemos.

PARTE II: FUNDAMENTOS

2.1 Sistema Termodinâmico

Um sistema termodinâmico é uma região específica do universo que isolamos para estudo. Ele é cercado por uma fronteira que o separa do resto do universo, conhecido como vizinhança. A natureza dessa fronteira determina o tipo de sistema:

- **Sistema Aberto:** Este tipo de sistema pode trocar tanto energia quanto matéria com a vizinhança. Um exemplo claro é uma panela de água fervendo sobre uma fogueira. A água pode evaporar (troca de matéria) e o calor é transferido da fogueira para a água (troca de energia).
- **Sistema Fechado:** Um sistema fechado permite a troca de energia, mas não de matéria, com a vizinhança. Considere uma garrafa térmica contendo um líquido. Embora o líquido permaneça dentro da garrafa (sem troca de matéria), o calor pode ser transferido para dentro ou para fora, dependendo das condições externas.
- **Sistema Isolado:** Este é o sistema mais restrito, pois não troca nem energia nem matéria com a vizinhança. Uma garrafa térmica ideal serve como exemplo, onde o conteúdo é completamente isolado do ambiente externo, sem qualquer transferência de calor ou matéria.



Figura 1: Diagrama ilustrativo dos três tipos de sistemas termodinâmicos, destacando as trocas de energia e matéria.

2.2 Estado Termodinâmico

O estado termodinâmico de um sistema é caracterizado por um conjunto de variáveis de estado que definem completamente as condições do sistema em um dado momento. As variáveis mais comuns são pressão (P), volume (V), temperatura (T) e número de moles (n).

- **Função de Estado:** Estas são propriedades que dependem exclusivamente do estado atual do sistema, independentemente do caminho seguido para alcançá-lo. Exemplos incluem a energia interna (U) e a entalpia (H). Se você sabe o valor dessas propriedades em um estado, pode prever seu valor em qualquer outro estado, desde que conheça as variáveis de estado.
- **Função de Caminho:** Ao contrário das funções de estado, as funções de caminho dependem do processo ou caminho seguido para alcançar o estado final. O trabalho (w) e o calor (q) são exemplos clássicos. O valor de trabalho ou calor transferido pode variar dependendo de como o sistema é levado de um estado a outro.
- **Estado Padrão:** Em termodinâmica, frequentemente usamos um estado de referência chamado estado padrão, definido a 298 K (25°C) e 1 bar de pressão. Este estado é útil para comparações e cálculos padronizados.

2.3 Energia Interna (U)

A energia interna é a soma total de toda a energia armazenada no sistema, englobando tanto a energia cinética quanto a potencial das partículas que o compõem.

- **Natureza Microscópica:** A energia cinética está relacionada ao movimento das partículas (átomos e moléculas), enquanto a energia potencial envolve as interações entre essas partículas, como forças de ligação química ou interações elétricas.
- **U como Função de Estado:** A energia interna é uma propriedade de estado, o que significa que seu valor depende apenas das variáveis de estado (P , V , T , n) do sistema. Isso implica que, se o sistema é levado de um estado para outro, a mudança na energia interna (ΔU) é a mesma, independentemente do caminho seguido.
- **Impossibilidade de Medir U Absoluta:** Devido à natureza microscópica da energia interna, é impossível medir seu valor absoluto. Em vez disso, medimos mudanças na energia interna (ΔU), que podem ser determinadas experimentalmente.

2.4 Calor (q)

O calor é a transferência de energia entre um sistema e sua vizinhança devido a uma diferença de temperatura.

- **Diferença Conceitual:** É crucial distinguir calor de temperatura. Calor é uma forma de transferência de energia, enquanto temperatura é uma medida do grau de agitação das partículas em um sistema. Um objeto pode ter alta temperatura e não transferir calor se estiver isolado.
- **Convenção de Sinais:**
 - $q > 0$: Quando o sistema absorve calor da vizinhança, o valor de q é positivo. Isso ocorre, por exemplo, quando um bloco de metal é aquecido em uma chama.
 - $q < 0$: Quando o sistema libera calor para a vizinhança, o valor de q é negativo. Um exemplo é quando um copo de água quente esfria ao ambiente.

2.5 Trabalho (w)

O trabalho é a transferência de energia entre um sistema e sua vizinhança devido a forças externas.

- Trabalho Mecânico: Um tipo comum de trabalho em termodinâmica é o trabalho de expansão ou compressão, dado pela fórmula $w = -P \Delta V$. Isso significa que, quando um sistema se expande (ΔV positivo), ele realiza trabalho sobre a vizinhança (w negativo), e quando é comprimido (ΔV negativo), trabalho é realizado sobre o sistema (w positivo).

Convenção de Sinais (Convenção Química):

$w > 0$: Trabalho é realizado sobre o sistema. Isso acontece, por exemplo, quando um pistão comprime um gás, transferindo energia para o sistema.

$w < 0$: Trabalho é realizado pelo sistema. Quando um gás se expande e empurra um pistão, ele transfere energia para a vizinhança.

2.6 Unidades de Energia

As unidades de energia mais utilizadas em termodinâmica são:

Joule (J): Esta é a unidade SI (Sistema Internacional de Unidades) de energia. É utilizada em cálculos científicos e técnicos.

Caloria (cal): Embora menos utilizada em contextos científicos modernos, a caloria ainda é comum em química e nutrição. A relação entre calorias e joules é definida como $1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$. Exemplos Numéricos:

Para converter calorias para joules: Se você tem 100 cal, a conversão é:

$$100 \times 4.184 \text{ J/cal} = 418.4 \text{ J}.$$

Para converter joules para calorias: Se você tem 500 J, a conversão é:

$$500 \text{ J} \div 4.184 \text{ J/cal} \approx 119,5 \text{ cal}$$



Lista de Exercícios

Parte I: Múltipla Escolha

1. Qual das seguintes opções melhor define um sistema termodinâmico?

- a) Qualquer objeto no universo.
- b) Uma região específica do universo em estudo, separada por uma fronteira.
- c) A vizinhança de um objeto de estudo.
- d) Um conjunto de reações químicas.

2. Uma xícara de café deixada sobre uma mesa, esfriando, é um exemplo de:

- a) Sistema Isolado.
- b) Sistema Aberto.
- c) Sistema Fechado.
- d) Sistema em equilíbrio.

3. Um balão de festa cheio de gás hélio, que lentamente perde gás para o ambiente, é classificado como um:

- a) Sistema Isolado.
- b) Sistema Fechado.
- c) Sistema Aberto.
- d) Sistema Adiabático.

4. Em um sistema isolado, qual das seguintes trocas com a vizinhança é possível?

- a) Apenas troca de matéria.
- b) Apenas troca de energia.
- c) Troca de matéria e energia.

d) Nenhuma troca de matéria ou energia.

5. A energia interna (U) de um sistema é uma:

- a) Função de caminho.
- b) Variável que depende apenas do processo.
- c) Função de estado.
- d) Medida do calor do sistema.

6. Qual das alternativas NÃO é uma função de estado?

- a) Energia Interna (U)
- b) Entalpia (H)
- c) Temperatura (T)
- d) Trabalho (w)

7. A diferença entre os estados inicial e final de uma função de estado é:

- a) Dependente do caminho percorrido.
- b) Sempre nula.
- c) Independente do caminho percorrido.
- d) Igual ao calor trocado.

8. O estado padrão em termodinâmica é definido como:

- a) 0 K e 1 atm.
- b) 298 K e 1 bar.
- c) 273 K e 1 Pa.
- d) 25 °C e 1 atm.

9. Calor (q) é definido como:

- a) A energia total de um sistema.
- b) A transferência de energia devido a uma diferença de temperatura.
- c) A energia cinética das partículas de um sistema.
- d) O trabalho realizado por um sistema.

10. Quando um sistema absorve calor do ambiente, o valor de q é:

- a) Negativo.
- b) Positivo.
- c) Nulo.
- d) Igual ao trabalho realizado.

11. Um bloco de metal quente é colocado em um recipiente com água fria. Até que o equilíbrio térmico seja atingido, podemos dizer que:

- a) O metal realiza trabalho sobre a água.
- b) A água absorve calor ($q > 0$) e o metal libera calor ($q < 0$).
- c) A água libera calor ($q < 0$) e o metal absorve calor ($q > 0$).
- d) Não há troca de energia entre eles.

12. Trabalho (w) é a transferência de energia entre um sistema e sua vizinhança devido a:

- a) Uma diferença de temperatura.
- b) Forças externas.
- c) Reações químicas.

d) Uma mudança de estado.

13. De acordo com a convenção de sinais da termodinâmica química, quando um gás expande e empurra um pistão:

- a) $w > 0$, porque o sistema está realizando trabalho.
- b) $w < 0$, porque o sistema está realizando trabalho.
- c) $w > 0$, porque trabalho é realizado sobre o sistema.
- d) $w < 0$, porque trabalho é realizado sobre o sistema.

14. A fórmula para o trabalho de expansão/compressão contra uma pressão externa constante é:

- a) $w = -P\Delta T$
- b) $w = -P/V$
- c) $w = -P\Delta V$
- d) $w = P\Delta V$

15. Qual é a unidade de energia do Sistema Internacional de Unidades (SI)?

- a) Caloria (cal)
- b) Watt (W)
- c) Newton (N)
- d) Joule (J)

16. A conversão correta de 50 calorias para Joules é:

- a) $50 / 4,184 \text{ J}$
- b) $50 \times 4,184 \text{ J}$
- c) $50 - 4,184 \text{ J}$
- d) $50 + 4,184 \text{ J}$

17. A soma da energia cinética e potencial das partículas que compõem um sistema define:

- a) A entalpia do sistema.
- b) O calor do sistema.
- c) A energia interna do sistema.
- d) O trabalho do sistema.

18. É impossível medir o valor absoluto da energia interna (U) porque:

- a) Ela é sempre zero.
- b) Ela depende de fatores microscópicos inacessíveis.
- c) Ela não é uma propriedade termodinâmica.
- d) Ela é igual ao calor, que não pode ser medido diretamente.

19. Se um gás em um cilindro é comprimido por um pistão, o trabalho realizado sobre o sistema (w) será:

- a) Negativo.
- b) Positivo.
- c) Nulo.
- d) Igual à variação de temperatura.

20. A diferença fundamental entre uma função de estado e uma função de caminho é que:

- a) A função de estado depende do processo, enquanto a função de caminho não.
- b) A função de caminho depende do processo, enquanto a função de estado não.

- c) Ambas dependem do processo.
d) Ambas são independentes do processo.

Parte II: Completar as sentenças

21. Um sistema que pode trocar tanto energia quanto matéria com a vizinhança é chamado de sistema _____.
22. A região do universo fora do sistema termodinâmico é chamada de _____.
23. Propriedades como pressão (P), volume (V) e temperatura (T) são conhecidas como _____ de estado.
24. A energia interna (U) e a entalpia (H) são exemplos de _____ de estado, pois seu valor depende apenas do estado atual do sistema.
25. Calor (q) e trabalho (w) são _____ de caminho, pois seus valores dependem de como a transformação ocorre.
26. A variação da energia interna, representada por _____, é que pode ser medida experimentalmente.
27. Quando um sistema libera calor para a vizinhança, o valor de q é _____.
28. Quando um gás é comprimido, ΔV é _____ e o trabalho w é _____.
29. A unidade de energia comum em nutrição, mas não a unidade SI, é a _____.
30. A relação de conversão é $1 \text{ cal} = \text{_____} \text{ J}$.

Parte III: Situação Problema

31. Um gás contido em um cilindro com um pistão móvel se expande de um volume inicial de 10 L para um volume final de 25 L contra uma pressão externa constante de 2 atm. Calcule o trabalho realizado pelo gás (em L·atm).
32. Um pistão comprime um gás, reduzindo seu volume de 8,0 L para 3,0 L. Se a pressão externa exercida sobre o pistão for de 1,5 atm, qual é o trabalho realizado sobre o gás (em L·atm)?
33. Durante um processo, um sistema absorve 150 J de calor de sua vizinhança. Qual o valor e o sinal de q?
34. Um sistema realiza 80 J de trabalho sobre sua vizinhança. Qual o valor e o sinal de w?

35. Converta 25,0 calorias para Joules. (Dado: 1 cal = 4,184 J)

36. Converta 104,6 Joules para calorias. (Dado: 1 cal = 4,184 J)

37. Uma reação química ocorre dentro de um recipiente de metal rígido. O recipiente não permite a entrada ou saída de matéria, mas aquece durante a reação. Classifique o sistema (recipiente + reação) como aberto, fechado ou isolado. Justifique sua resposta com base na troca de energia e matéria.

Parte IV: Relacionar Colunas

38. Relacione o tipo de sistema (Coluna A) com sua principal característica (Coluna B).

Coluna A

1. Sistema Aberto

2. Sistema Fechado

3. Sistema Isolado

Coluna B

() Permite a troca de energia e de matéria.

() Permite apenas a troca de energia.

() Não permite troca de energia nem de matéria.

39. Relacione o conceito (Coluna A) com o exemplo ou definição correta (Coluna B).

Coluna A

1. Função de Estado

2. Função de Caminho

3. Calor (q)

4. Trabalho (w)

Coluna B

() Energia interna (U).

() Trabalho (w).

() Energia transferida por diferença de temperatura.

() Energia transferida por forças externas.

40. Relacione a situação (Coluna A) com o sinal da grandeza termodinâmica (Coluna B).

Coluna A

1. O sistema absorve calor do ambiente.

2. O sistema é comprimido por um pistão.

3. Um gás se expande empurrando um pistão.

4. O sistema libera calor para o ambiente.

Coluna B

() $q > 0$

() $w < 0$

() $w > 0$

() $q < 0$

Gabarito

Parte I: Múltipla Escolha

1. b)

2. c) - Justificativa Corrigida: (Perde energia na forma de calor, mas não matéria, o que caracteriza um sistema fechado).
3. c) (Perde matéria (gás) para o ambiente)
4. d)
5. c)
6. d)
7. c)
8. b)
9. b)
10. b)
11. b)
12. b)
13. b)
14. c)
15. d)
16. b)
17. c)
18. b)
19. b)
20. b)

Parte II: Completar Frases

21. Aberto
22. Vizinhança
23. Variáveis
24. Funções
25. Funções
26. ΔU
27. Negativo
28. Negativo, Positivo
29. Caloria
30. 4,184

Parte III: Situação Problema

31. Dados: $V_1 = 10 \text{ L}$, $V_2 = 25 \text{ L}$, $P = 2 \text{ atm}$.
 $\Delta V = V_2 - V_1 = 25 \text{ L} - 10 \text{ L} = 15 \text{ L}$.
 $w = -P\Delta V = - (2 \text{ atm}) * (15 \text{ L}) = -30 \text{ L} \cdot \text{atm}$.
(O sinal negativo indica que o trabalho foi realizado pelo sistema).
32. Dados: $V_1 = 8,0 \text{ L}$, $V_2 = 3,0 \text{ L}$, $P = 1,5 \text{ atm}$.
 $\Delta V = V_2 - V_1 = 3,0 \text{ L} - 8,0 \text{ L} = -5,0 \text{ L}$.
 $w = -P\Delta V = - (1,5 \text{ atm}) * (-5,0 \text{ L}) = +7,5 \text{ L} \cdot \text{atm}$.
(O sinal positivo indica que o trabalho foi realizado sobre o sistema).
33. O sistema absorve calor, portanto q é positivo. $q = +150 \text{ J}$.
34. O sistema realiza trabalho, portanto w é negativo. $w = -80 \text{ J}$.
35. Energia (J) = $25,0 \text{ cal} \times 4,184 \text{ J/cal} = 104,6 \text{ J}$.

36. Energia (cal) = $104,6 \text{ J} \div 4,184 \text{ J/cal} = 25,0 \text{ cal}$.

37. O sistema é Fechado. Justificativa: Não há troca de matéria com a vizinhança (o recipiente é rígido e fechado), mas há troca de energia (o recipiente aquece, transferindo calor para o ambiente externo).

Parte IV: Relacionar Colunas

38. Gabarito Corrigido:

1. Sistema Aberto -> (3)
2. Sistema Fechado -> (1)
3. Sistema Isolado -> (2)

39. Gabarito com Nota Explicativa:

1. Função de Estado -> (2)
2. Função de Caminho -> (4)
3. Calor (q) -> (1)
4. Trabalho (w) -> (3)

Nota: *Tanto o calor (q) quanto o trabalho (w) são funções de caminho. Devido ao formato de associação um-a-um, "Função de Caminho" foi associada a um deles (trabalho), e "Calor" foi associado à sua definição, mantendo a consistência lógica do exercício.*

40.

1. O sistema absorve calor do ambiente. -> (2)
2. O sistema é comprimido por um pistão. -> (3)
3. Um gás se expande empurrando um pistão. -> (1)
4. O sistema libera calor para o ambiente. -> (4)

Capítulo 3: Entalpia (H)

3.1 Definição e Justificativa

3. Entalpia (H)

A entalpia é uma função de estado termodinâmica definida como $H = U + PV$, onde U é a energia interna, P é a pressão e V é o volume. A introdução dessa grandeza se justifica principalmente por:

Processos a Pressão Constante: A maioria das reações químicas e processos industriais ocorre a pressão constante, como em sistemas abertos à atmosfera. Nesses casos, a entalpia se torna uma propriedade particularmente útil.

Simplificação de Cálculos: Ao usar a entalpia, podemos simplificar a análise de processos que envolvem troca de calor a pressão constante, pois a variação de entalpia (ΔH) diretamente reflete a quantidade de calor trocado.

3.2 Variação de Entalpia (ΔH)

A variação de entalpia (ΔH) é definida como:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

Em processos a pressão constante, isso simplifica para:

$$\Delta H = q_p$$

Função de Estado: Assim como a energia interna, a entalpia é uma função de estado. Isso significa que ΔH depende apenas do estado inicial e final do sistema, não do caminho seguido.

3.3 Relação entre ΔH e ΔU

A relação entre a variação de entalpia e a variação de energia interna é dada por:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_{\text{gás}} RT$$

onde $\Delta n_{\text{gás}}$ é a mudança no número de moles de gás, R é a constante universal dos gases e T é a temperatura.

- Quando $\Delta n_{\text{gás}} = 0$: Para processos envolvendo sólidos e líquidos, onde as mudanças no número de moles de gás são insignificantes ($\Delta n_{\text{gás}} = 0$), a variação de entalpia é aproximadamente igual à variação de energia interna.

- Quando $\Delta n_{\text{gás}} \neq 0$: Em processos que envolvem gases e onde há uma mudança significativa no número de moles de gás ($\Delta n_{\text{gás}} \neq 0$), a variação de entalpia difere da variação de energia interna devido ao termo adicional $\Delta n_{\text{gás}} RT$.

Exemplo Numérico: Considere uma reação química em que há uma produção líquida de 2 moles de gás a 298 K. Se $\Delta U = 50$ kJ, calcule ΔH .

Usando a fórmula e convertendo R para $8.314 \text{ J}/(\text{mol K})$:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_{\text{gás}} RT$$

$$\Delta H = 50 \text{ kJ} + (2 \text{ mol})(8.314 \text{ J}/(\text{mol K}))(298 \text{ K})$$

$$\Delta H = 50 \text{ kJ} + 4955.57 \text{ J}$$

$$\Delta H = 50 \text{ kJ} + 4.95557 \text{ kJ} = 54.95557 \text{ kJ}$$

3.4 Medição de Entalpia

Assim como a energia interna, não é possível medir o valor absoluto da entalpia (H). Em vez disso, medimos mudanças na entalpia (ΔH).

- Por que medimos ΔH ? A medição de ΔH é possível experimentalmente, enquanto a medição de H absoluta não é, devido à natureza microscópica e à dependência do estado de referência.

- Referência: Estado Padrão: O estado padrão (298 K e 1 bar) serve como uma referência conveniente para relatar mudanças de entalpia. No entanto, ΔH pode ser medido em outras condições, desde que essas condições sejam claramente especificadas.

Lista de exercícios

1. Exercícios teóricos

1. Defina entalpia (H) e explique sua importância em processos industriais.
2. Qual é a relação entre entalpia (H) e energia interna (U)?
3. Explique por que a entalpia é mais conveniente do que a energia interna para processos a pressão constante.
4. O que significa "entalpia é uma função de estado"? Justifique.
5. Qual é a fórmula para a variação de entalpia (ΔH) em um processo?
6. Em que condições a variação de entalpia (ΔH) é igual à variação de energia interna (ΔU)?
7. Por que não é possível medir o valor absoluto da entalpia?
8. Qual é o estado padrão utilizado para referenciar mudanças de entalpia?
9. Em um processo isométrico (volume constante), qual é o valor de ΔH ?
10. Em um processo isobárico (pressão constante), qual é a relação entre o calor trocado (q) e ΔH ?

2. Exercícios Numéricos

11. Calcule a variação de entalpia (ΔH) para um sistema que sofre uma variação de energia interna de 200 kJ, realiza 50 kJ de trabalho volumétrico e opera a uma pressão constante de 1 bar.
12. Se $\Delta U = 150 \text{ kJ}$ e $\Delta(PV) = 30 \text{ kJ}$, qual é o valor de ΔH ?
13. Um sistema absorve 250 kJ de calor a uma pressão constante de 1 bar e sofre uma variação de volume que resulta em $W = -50 \text{ kJ}$. Calcule ΔH .
14. Se $\Delta H = 400 \text{ kJ}$ e $\Delta U = 350 \text{ kJ}$, qual é o valor de $\Delta(PV)$?
15. Um gás ideal sofre uma expansão isobárica em que $q = 200 \text{ kJ}$ e $W = 50 \text{ kJ}$. Calcule ΔH .
16. Para um sistema em que $\Delta U = -100 \text{ kJ}$ e $\Delta(PV) = 20 \text{ kJ}$, determine ΔH .
17. Um sistema sofre uma variação de entalpia de 120 kJ e libera 30 kJ de trabalho volumétrico. Qual é o valor de ΔU ?
18. Um processo isobárico ocorre com $q = 150 \text{ kJ}$ e $W = -40 \text{ kJ}$. Calcule ΔH .

19. Se um gás ideal sofre uma variação de entalpia de 200 kJ e $\Delta(PV)=50$ kJ, qual é o valor de ΔU ?
20. Um sistema sofre uma variação de energia interna de -80 kJ e realiza 20 kJ de trabalho. Se a pressão é constante em 1 bar, calcule ΔH .

3. Exercícios Aplicados

21. Considere a reação química: $A(g)+B(g)\rightarrow C(g)+D(g)$. Se $\Delta H=-120$ kJ, qual é o tipo de reação (exotérmica ou endotérmica)?
22. Para um gás ideal em um processo isobárico, mostre que $q=\Delta H$.
23. Se um sistema libera 100 kJ de calor em um processo isobárico e $W=-30$ kJ, qual é o valor de ΔH ?
24. Em um processo isométrico ($\Delta V=0$), qual é o valor de $\Delta(PV)$? Justifique.
25. Um gás ideal sofre uma expansão isobárica em que o calor trocado $q=200$ kJ e o trabalho realizado pelo sistema $W=-50$ kJ. Calcule a variação de entalpia ΔH .
26. Qual é o valor de ΔH para um sistema em que $q=0$ e $W=0$?
27. Um gás ideal sofre uma expansão isobárica em que $q=300$ kJ. Se $W=-80$ kJ, calcule ΔH .
28. Se um sistema sofre uma variação de entalpia de 250 kJ e $\Delta U=200$ kJ, qual é o valor de $\Delta(PV)$?
29. Em um processo isobárico, se $q=-100$ kJ, qual é o sinal de ΔH ?
30. Considere um gás ideal em que $n=2$ mol, $R=8.314$ J/mol·pK, e a temperatura varia de 300 K para 400 K. Calcule a variação de entalpia (ΔH) sabendo que $C_p=3R/2$.

Gabaritos e Justificativas

1. Exercícios Teóricos

1. Resposta: Entalpia (H) é uma função termodinâmica definida como $H = U + PV$. É importante em processos industriais porque muitos ocorrem a pressão constante, e ΔH pode ser medido diretamente como o calor trocado (q_p) nessas condições.

2. Resposta: A relação é dada por $H = U + PV$.

3. Resposta: A entalpia é mais conveniente porque, em processos isobáricos, $q_p = \Delta H$, enquanto $q_v = \Delta U$. Isso simplifica os cálculos de calor trocado em processos industriais comuns.

4. Resposta: A entalpia é uma função de estado porque sua variação depende apenas dos estados inicial e final, não do caminho percorrido entre eles.

5. Resposta: A fórmula é $\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$.

6. Resposta: $\Delta H = \Delta U$ quando $\Delta(PV) = 0$, o que ocorre em processos isométricos ($\Delta V = 0$).

7. Resposta: Não é possível medir o valor absoluto da entalpia devido à natureza microscópica da energia interna e à dependência do estado de referência.

8. Resposta: O estado padrão é 298 K e 1 bar.

9. Resposta: Em um processo isométrico, $\Delta V = 0$, então $\Delta(PV) = 0$ e, consequentemente, $\Delta H = \Delta U$.

10. Resposta: Em processos isobáricos, $q_p = \Delta H$ porque $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$ e, nessas condições, $q_p = \Delta U + P\Delta V$.

2. Exercícios Numéricos

11. Gabarito: $\Delta H = 250$ kJ.

• Justificativa: Em um processo isobárico, $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$. Dados: $\Delta U = 200$ kJ, $W = -50$ kJ (trabalho realizado pelo sistema). Como $W = -P\Delta V$, então $P\Delta V = 50$ kJ. Portanto, $\Delta H = 200 + 50 = 250$ kJ.

12. Gabarito: $\Delta H = 180$ kJ.

• Justificativa: $\Delta H = \Delta U + \Delta(PV) = 150 + 30 = 180$ kJ.

13. Gabarito: $\Delta H = 250$ kJ.

• Justificativa: Em um processo isobárico, $q_p = \Delta H$. Dados: $q_p = 250$ kJ, então $\Delta H = 250$ kJ.

14. Gabarito: $\Delta(PV) = 50$ kJ.

• Justificativa: $\Delta(PV) = \Delta H - \Delta U = 400 - 350 = 50$ kJ.

15. Gabarito: $\Delta H = 200$ kJ.

• Justificativa: Em um processo isobárico, $q_p = \Delta H$. Dados: $q_p = 200$ kJ, então $\Delta H = 200$ kJ.

16. Gabarito: $\Delta H = -80$ kJ.

• Justificativa: $\Delta H = \Delta U + \Delta(PV) = -100 + 20 = -80$ kJ.

17. Gabarito: $\Delta U = 90$ kJ.

• Justificativa: $\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$. Dados: $\Delta H = 120$ kJ, $W = -30$ kJ (trabalho realizado pelo sistema). Como $W = -P\Delta V$, então $P\Delta V = 30$ kJ. Portanto, $\Delta U = \Delta H - P\Delta V = 120 - 30 = 90$ kJ.

18. Gabarito: $\Delta H = 150$ kJ.

• Justificativa: Em um processo isobárico, $q_p = \Delta H$. Dados: $q_p = 150$ kJ, então $\Delta H = 150$ kJ.

19. Gabarito: $\Delta U = 150$ kJ.

• Justificativa: $\Delta U = \Delta H - \Delta(PV) = 200 - 50 = 150$ kJ.

20. Gabarito: $\Delta H = -100$ kJ.

• Justificativa: $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$. Dados: $\Delta U = -80$ kJ, $W = 20$ kJ (trabalho realizado pelo sistema). Como $W = -P\Delta V$, então $P\Delta V = -20$ kJ. Portanto, $\Delta H = -80 + (-20) = -100$ kJ.

3. Exercícios Aplicados

21. Gabarito: Reação exotérmica (pois $\Delta H < 0$).

22. Gabarito: Em processos isobáricos: $q_p = \Delta U + W = (\Delta H - \Delta(PV)) + (\Delta PV) = \Delta H$.

23. Gabarito: $\Delta H = -100$ kJ.

• Justificativa: Em um processo isobárico, $q_p = \Delta H$. Dados: $q_p = -100$ kJ, então $\Delta H = -100$ kJ.

24. Gabarito: $\Delta(PV) = 0$, pois em processos isométricos ($V = \text{constante}$), $PV = nRT = \text{constante}$.

25. Gabarito: $\Delta H = 200 \text{ kJ}$.

• Justificativa: Em um processo isobárico, $\Delta H = q_p$. Dados: $q_p = 200 \text{ kJ}$, então $\Delta H = 200 \text{ kJ}$.

26. Gabarito: $\Delta H = 0$.

• Justificativa: Se não há calor trocado nem trabalho realizado, a variação de entalpia é zero.

27. Gabarito: $\Delta H = 300 \text{ kJ}$.

• Justificativa: Em um processo isobárico, $\Delta H = q_p$. Dados: $q_p = 300 \text{ kJ}$, então $\Delta H = 300 \text{ kJ}$.

28. Gabarito: $\Delta(PV) = 50 \text{ kJ}$.

• Justificativa: $\Delta(PV) = \Delta H - \Delta U = 250 - 200 = 50 \text{ kJ}$.

29. Gabarito: O sinal de ΔH é negativo ($\Delta H < 0$).

• Justificativa: Em processos isobáricos, $\Delta H = q_p$. Se $q_p = -100 \text{ kJ}$, então $\Delta H = -100 \text{ kJ}$, indicando que o sistema libera calor para o ambiente.

30. Gabarito: $\Delta H = 2.494 \text{ kJ}$.

• Justificativa:

$$\Delta H = nC_p\Delta T$$

Dados:

$$n = 2 \text{ mol},$$

$$C_p = \frac{3R}{2} = \frac{3 \times 8.314}{2} = 12.471 \text{ J/mol} \cdot \text{K},$$

$$\Delta T = 400 \text{ K} - 300 \text{ K} = 100 \text{ K}.$$

$$\Delta H = 2 \times 12.471 \times 100 = 2494.2 \text{ J} = 2.494 \text{ kJ}.$$

PARTE III: PRIMEIRA LEI DA TERMODINÂMICA

Capítulo 4: Primeira Lei da Termodinâmica

4.1 Conservação de Energia

A Primeira Lei da Termodinâmica é uma manifestação do princípio da conservação de energia no contexto termodinâmico. Este princípio estabelece que:

- **Energia Não Pode Ser Criada Nem Destruída:** A energia total de um sistema isolado permanece constante. Ela pode ser transformada de uma forma para outra, mas não pode desaparecer ou surgir do nada.
- **Transformação Entre Formas de Energia:** A energia pode mudar de forma, como de energia química para energia térmica e mecânica em um motor, mas a quantidade total de energia no sistema permanece inalterada.

4.2 Formulação Matemática

A Primeira Lei da Termodinâmica é expressa matematicamente como:

$$\Delta U = q + w$$

onde:

- ΔU é a mudança na energia interna do sistema.
- q é o calor adicionado ao sistema.
- w é o trabalho realizado sobre ou pelo sistema.
- **Interpretação Física:** Esta equação indica que qualquer mudança na energia interna de um sistema é resultante da soma do calor transferido para o sistema e do trabalho realizado sobre ou pelo sistema.
- **Relação com a Conservação de Energia:** A fórmula reflete o princípio da conservação de energia, pois mostra que a energia interna é conservada se considerarmos as trocas de calor e trabalho com o ambiente.

4.3 Convenções de Sinais

Para evitar ambiguidades, usamos convenções de sinais padronizadas:

q	Sistema absorve calor da vizinhança	Sistema libera calor para a vizinhança
w	Trabalho é realizado sobre o sistema	Trabalho é realizado pelo sistema
ΔU	Energia interna do sistema aumenta	Energia interna do sistema diminui

4.4 Processos a Volume Constante

Em processos onde o volume do sistema permanece constante ($\Delta V = 0$):

- **Consequência:** Nenhum trabalho é realizado sobre ou pelo sistema ($w = 0$). Isso ocorre porque o trabalho realizado em um processo termodinâmico é dado por

$w = -P\Delta V$. Se $\Delta V = 0$, então $w = 0$.

- **Conclusão:** O calor transferido ao sistema é diretamente igual à mudança na energia interna ($\Delta U = q$).

- **Aplicação:** Bomba calorimétrica, onde o volume é mantido constante e o calor transferido pode ser medido diretamente como a mudança na energia interna.

4.5 Processos a Pressão Constante

Em processos onde a pressão permanece constante ($P = \text{constante}$):

- Trabalho: O trabalho realizado pode ser calculado como $w = -P \cdot \Delta V$.
- Conclusão: O calor transferido ao sistema é igual à mudança na entalpia

$$(q_P = \Delta H).$$

• Aplicação: Calorímetro de café, frequentemente usado para medir calores de reação em processos que ocorrem a pressão constante.

4.6 Exemplos Resolvidos

Exemplo 1: Sistema Absorve Calor e Realiza Trabalho. Considere um sistema que absorve 50 kJ de calor e realiza 20 kJ de trabalho sobre a vizinhança. Calcule a mudança na energia interna (ΔU).

Usando a fórmula $\Delta U = q + w$: $\Delta U = 50 + (-20)$: $\Delta U = 30 \text{ kJ}$

Exemplo 2: Reação em Bomba Calorimétrica. Em uma bomba calorimétrica, uma reação química libera 40 kJ de calor. Como o volume é constante, qual é a mudança na energia interna (ΔU)?

Como $w = 0$ em processos a volume constante: $\Delta U = q = -40 \text{ kJ}$

Exemplo 3: Reação em Frasco Aberto. Em uma reação química realizada em um frasco aberto (pressão constante), o sistema absorve 60 kJ de calor e o volume aumenta em 2 L a uma pressão de 1 bar. Calcule a mudança na entalpia (ΔH).

Primeiro, calcule o trabalho realizado: $w = -P \cdot \Delta V = -(1 \text{ bar})(2 \text{ L}) = -2 \text{ L} \cdot \text{bar}$

Convertendo para joules (para simplificação, usamos $1 \text{ L} \cdot \text{bar} \approx 100 \text{ J}$. O valor exato é 101.325 J): $w \approx -200 \text{ J} = -0.2 \text{ kJ}$

Agora, calcule ΔU : $\Delta U = q + w = 60 \text{ kJ} - 0.2 \text{ kJ} \approx 59.8 \text{ kJ}$

Mas como o processo é a pressão constante: $\Delta H = q_P = 60 \text{ kJ}$

Lista de exercícios

1. Questão: Um sistema absorve 75 kJ de calor e realiza 30 kJ de trabalho sobre a vizinhança. Qual é a mudança na energia interna (ΔU)?
2. Questão: Em uma bomba calorimétrica, uma reação libera 50 kJ de calor. Qual é a mudança na energia interna (ΔU)?
3. Questão: Em uma reação a pressão constante, o sistema absorve 80 kJ de calor e o volume diminui em 4 L a uma pressão de 1.5 bar. Calcule a mudança na entalpia (ΔH).
4. Questão: Determine o calor transferido em um processo a volume constante onde a energia interna do sistema aumenta em 25 kJ.
5. Questão: Em um processo a pressão constante, o sistema libera 30 kJ de calor e o volume aumenta em 1 L a uma pressão de 2 bar. Qual é a mudança na entalpia (ΔH)?
6. Questão: Um sistema isolado sofre uma mudança na energia interna de -10 kJ. Sem troca de calor ou trabalho com o ambiente, o que isso implica sobre a energia do sistema?
7. Questão: Qual é a relação entre calor transferido a volume constante (q_V) e a mudança na energia interna (ΔU)?
8. Questão: Explique por que a Primeira Lei da Termodinâmica é considerada uma lei de conservação de energia.
9. Questão: Como as convenções de sinais para calor (q) e trabalho (w) ajudam a interpretar a Primeira Lei da Termodinâmica?
10. Questão: Dê um exemplo prático de um processo a volume constante e explique por que $w = 0$ nesse caso.
11. Questão: Por que o calor transferido a pressão constante (q_P) é igual à mudança na entalpia (ΔH)?
12. Questão: Calcule o trabalho realizado por um sistema que se expande de 3 L para 5 L a uma pressão constante de 1 bar. Especifique se o sistema está se expandindo contra uma pressão externa constante (processo irreversível) ou em equilíbrio (processo reversível).
13. Questão: Em uma reação química, o sistema absorve 100 kJ de calor e realiza 40 kJ de trabalho sobre a vizinhança. Qual é a mudança na energia interna (ΔU)?
14. Questão: Explique a diferença entre processos a volume constante e processos a pressão constante em termos de trabalho realizado.
15. Questão: Em um processo a pressão constante, um sistema sofre uma mudança na energia interna de 20 kJ e realiza 5 kJ de trabalho. Calcule o calor transferido (q).

Gabarito dos Exercícios

1. Resposta: $\Delta U = 75 - 30 = 45 \text{ kJ}$
2. Resposta: $\Delta U = -50 \text{ kJ}$
3. Resposta: $\Delta H = q_P = 80 \text{ kJ}$
4. Resposta: $q = \Delta U = 25 \text{ kJ}$
5. Resposta: $\Delta H = q_P = -30 \text{ kJ}$
6. Resposta: Isso implica que a energia do sistema foi transformada internamente, mas a energia total permanece constante.
7. Resposta: Em processos a volume constante, $q_V = \Delta U$.
8. Resposta: A Primeira Lei da Termodinâmica é considerada uma lei de conservação de energia porque afirma que a energia total de um sistema isolado permanece constante, podendo apenas ser transformada de uma forma para outra.
9. Resposta: As convenções de sinais ajudam a determinar se o sistema está ganhando ou perdendo energia, facilitando a interpretação da Primeira Lei.
10. Resposta: Um exemplo é uma reação em uma bomba calorimétrica, onde o volume é mantido constante, então $w = 0$.
11. Resposta: Em processos a pressão constante, $q_P = \Delta H$ porque a entalpia é definida como $H = U + PV$, e a mudança em PV é contabilizada no trabalho realizado.
12. Resposta: Se o sistema se expande contra uma pressão externa constante (processo irreversível): $w = -P \cdot \Delta V = -(1 \text{ bar})(5 - 3) \text{ L} = -2 \text{ L} \cdot \text{bar} \approx -200 \text{ J}$
13. Resposta: $\Delta U = 100 - 40 = 60 \text{ kJ}$
14. Resposta: Em processos a volume constante, $w = 0$, enquanto em processos a pressão constante, $w = -P \cdot \Delta V$.
15. Resposta: Usando $\Delta U = q + w$: $q = \Delta U - w = 20 - (-5) = 25 \text{ kJ}$ (Note: como o sistema realiza trabalho, $w = -5 \text{ kJ}$ na convenção usada.)

PARTE IV: TERMOQUÍMICA APLICADA

Capítulo 5: Reações Químicas e Variação de Entalpia

5.1 Reações Exotérmicas

Reações exotérmicas são aquelas em que a variação de entalpia (ΔH) é negativa:

- **Definição:** $\Delta H < 0$
- **Energia dos Produtos < Energia dos Reagentes:** Após a reação, os produtos têm menos energia do que os reagentes.
- **Calor Liberado para a Vizinhança:** O excesso de energia é liberado na forma de calor para o ambiente.
- Exemplos:
 - **Combustão:** Queima de combustíveis como o metano
 $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}, \Delta H < 0$
 - **Neutralização Ácido-Base:** Reação entre ácidos e bases, como
 $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}, \Delta H < 0$
 - **Formação de Ligações:** Quando ligações químicas são formadas, liberando energia.

5.2 Reações Endotérmicas

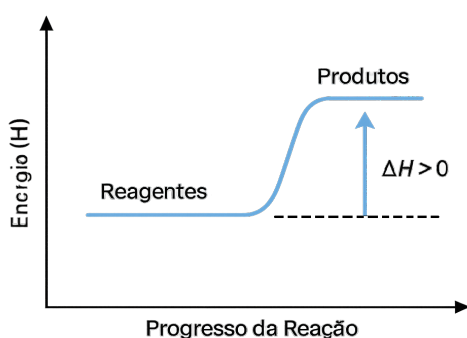
Reações endotérmicas são aquelas em que a variação de entalpia (ΔH) é positiva:

- **Definição:** $\Delta H > 0$
- **Energia dos Produtos > Energia dos Reagentes:** Após a reação, os produtos têm mais energia do que os reagentes.
- **Calor Absorvido da Vizinhança:** A reação absorve calor do ambiente para prosseguir.
- Exemplos:
 - **Fotossíntese:** Plantas absorvem luz solar para converter CO_2 e H_2O em glicose e O_2 , $\Delta H > 0$.
 - **Decomposição Térmica:** Quebra de compostos por calor, como
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2, \Delta H > 0$
 - **Quebra de Ligações:** Quando ligações químicas são quebradas, absorvendo energia.

5.3 Diagramas Entálpicos

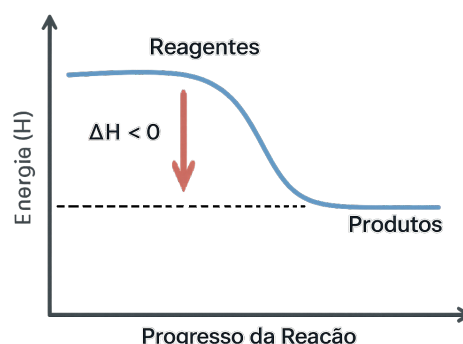
Diagramas entálpicos são representações gráficas que mostram a variação de entalpia em uma reação química:

- **Representação Gráfica:** O eixo vertical representa a energia, enquanto o eixo horizontal representa o progresso da reação.
- **Diagrama para Reação Exotérmica:** Mostra uma queda na energia dos reagentes para os produtos, indicando calor liberado.
- **Diagrama para Reação Endotérmica:** Mostra uma elevação na energia dos reagentes para os produtos, indicando calor absorvido.
- **Interpretação de ΔH :** A altura da diferença entre as linhas dos reagentes e produtos representa o valor de ΔH .



☀️ Reação endotérmica (absorção de calor)

Figura 2: Diagrama para Reação Endotérmica



☀️ Reação exotérmica (liberação de calor)

Figura 3: Diagrama para Reação Exotérmica

5.4 Entalpias de Mudança de Estado

Imagine que você está observando um cubo de gelo derretendo em um dia quente. Enquanto o gelo se transforma em água, algo invisível está acontecendo: energia está sendo transferida! Este capítulo explora exatamente essa energia invisível que acompanha todas as mudanças de estado da matéria.

O Conceito Fundamental: O Que São Entalpias de Mudança de Estado?

As entalpias de mudança de estado representam a quantidade de energia necessária para que uma substância transite entre diferentes estados físicos (sólido, líquido ou gasoso). Durante essas transformações, algo curioso acontece: a temperatura permanece constante! Isso ocorre porque toda a energia fornecida ou liberada é utilizada exclusivamente para romper ou formar as ligações entre as partículas, não para aumentar sua agitação térmica.

Pense nisso como uma "conta de energia" que a matéria precisa pagar para mudar de "roupagem" física!

As Seis Transformações Possíveis

Processos Endotérmicos: Requerem energia (absorvem calor)

- **Fusão** (*Sólido* → *Líquido*): $\Delta H_{\text{fus}} > 0$ (endotérmica)
- **Vaporização** (*Líquido* → *Gás*): $\Delta H_{\text{vap}} > 0$ (endotérmica)
- **Sublimação** (*Sólido* → *Gás*): $\Delta H_{\text{sub}} > 0$ (endotérmica)



Figura 4: Mudanças de estados físicos

Processos Exotérmicos: Libertam energia (liberam calor)

- **Condensação** (*Gás* → *Líquido*): $\Delta H_{\text{cond}} < 0$ (exotérmica)
- **Solidificação** (*Líquido* → *Sólido*): $\Delta H_{\text{sol}} < 0$ (exotérmica)
- **Deposição/Sublimação** (*Gás* → *Sólido*): $\Delta H_{\text{dep}} < 0$ (exotérmica)

As Relações Matemáticas que Conectam os Processos

As entalpias não são valores aleatórios - elas seguem relações precisas:

- $\Delta H_{\text{fus}} = -\Delta H_{\text{solid}}$

A energia para derreter é exatamente a mesma liberada ao solidificar.

- $\Delta H_{\text{vap}} = -\Delta H_{\text{cond}}$

A energia para vaporizar é exatamente a mesma liberada ao condensar.

- $\Delta H_{\text{sub}} = \Delta H_{\text{fus}} + \Delta H_{\text{vap}}$

Sublimar é como derreter e depois vaporizar de uma só vez.

Essas relações não são coincidências - refletem o **princípio da conservação da energia!**

Exemplos do Mundo Real

Substância	ΔH_{fus} (kJ/mol)	ΔH_{vap} (kJ/mol)	ΔH_{sub} (kJ/mol)	Aplicação Prática
Água(H ₂ O)	6,01	40,65		Manutenção de temperatura corporal
CO ₂			25,23	Gelo seco para efeitos especiais

Curiosidade: Você já se perguntou por que queimamos a língua com o vapor de uma panela, mas não com a água fervente na mesma temperatura? A resposta está na entalpia de vaporização! O vapor libera essa energia extra (40,65 kJ/mol) quando condensa em sua pele, causando queimaduras mais severas.

Aplicações que Você Encontra no Dia a Dia

- **Ar-condicionado e geladeiras:** Funcionam explorando a vaporização e condensação de fluidos refrigerantes. Quando o refrigerante vaporiza, absorve calor do ambiente (resfriando-o); quando condensa, libera esse calor para fora.
- **Sudorese:** Nosso corpo usa a evaporação do suor para se resfriar. A água da pele absorve calor do corpo para vaporizar, diminuindo nossa temperatura.
- **Cozimento a vapor:** O vapor de água atinge temperaturas acima de 100°C sob pressão, transferindo energia extra aos alimentos através da condensação.

Experimente Você Mesmo!

Atividade prática: Coloque dois cubos de gelo idênticos em pratos separados. Adicione sal a um deles e observe qual derrete mais rápido. O sal abaixa o ponto de fusão da água, demonstrando como as entalpias de mudança de estado podem ser modificadas!

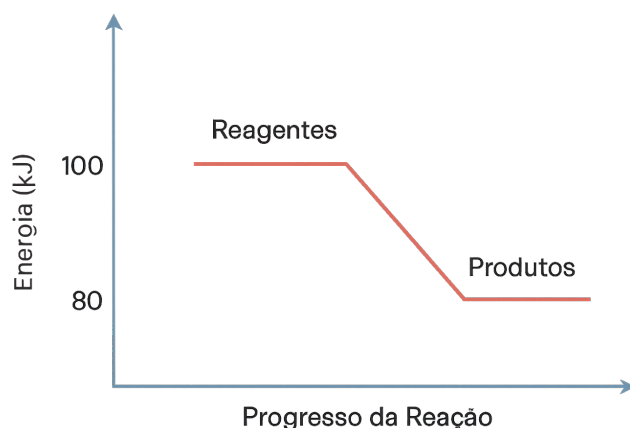
5.5 Relação entre Reação Direta e Inversa

A relação entre uma reação química direta e sua reação inversa é descrita pela variação de entalpia:

- Se $A \rightarrow B$ tem ΔH_1 : A reação direta tem uma variação de entalpia ΔH_1
- Então $B \rightarrow A$ tem $\Delta H_2 = -\Delta H_1$: A reação inversa tem uma variação de entalpia oposta.
- **Princípio da Reversibilidade:** Em condições ideais, reações químicas são reversíveis, e a variação de entalpia da reação inversa é o negativo da reação direta.

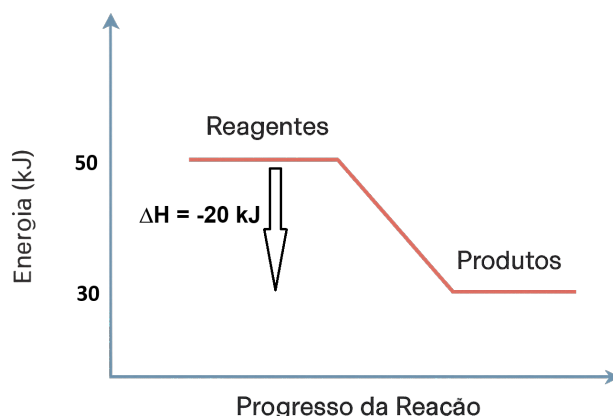
Lista de exercícios

1. **Questão:** Qual é a variação de entalpia (ΔH) de uma reação exotérmica?
2. **Questão:** Dê um exemplo de uma reação química endotérmica e explique por que ela é considerada assim.
3. **Questão:** Interprete o seguinte diagrama entálpico:
 - Reagentes: 100 kJ
 - Produtos: 80 kJ



4. **Questão:** Qual é a entalpia de fusão (ΔH_{fus}) da água em kJ/mol?
5. **Questão:** Explique a relação entre a entalpia de fusão e a entalpia de solidificação.
6. **Questão:** Qual é a variação de entalpia (ΔH) para a reação inversa se a reação direta $A \rightarrow B$ tem $\Delta H = -30$ kJ?
7. **Questão:** Dê um exemplo de uma mudança de estado endotérmica e explique por que ela é considerada assim.
8. **Questão:** Qual é a entalpia de vaporização (ΔH_{vap}) da água em kJ/mol?
9. **Questão:** Explique por que a fotossíntese é considerada uma reação endotérmica.
10. **Questão:** Qual é a variação de entalpia (ΔH) para a sublimação do dióxido de carbono (CO_2)?
11. **Questão:** Desenhe um diagrama entálpico para a seguinte reação exotérmica:
 - Reagentes: 50 kJ

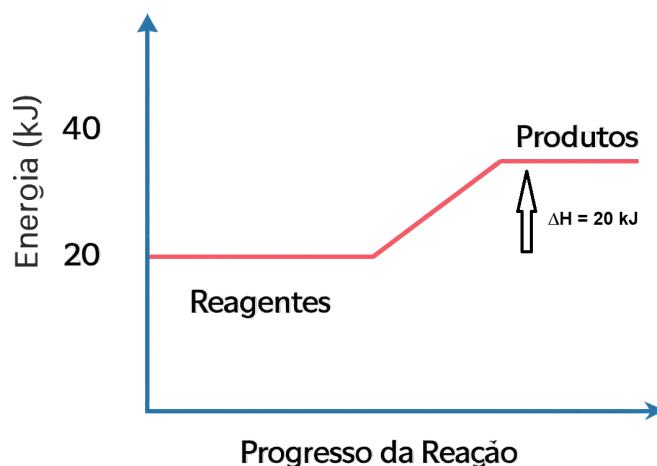
- Produtos: 30 kJ



12. **Questão:** Explique a diferença entre reações exotérmicas e endotérmicas em termos de energia dos produtos e reagentes.
13. **Questão:** Qual é a variação de entalpia (ΔH) para a condensação do vapor de água?
14. **Questão:** Dê um exemplo de uma reação química que libera calor e explique por que ela é considerada exotérmica.
15. **Questão:** Qual é a relação entre a entalpia de sublimação e as entalpias de fusão e vaporização?
16. **Questão:** Explique por que a decomposição térmica é considerada uma reação endotérmica.
17. **Questão:** Qual é a variação de entalpia (ΔH) para a solidificação do mercúrio?
18. **Questão:** Dê um exemplo de uma mudança de estado que absorve calor e explique por que ela é considerada endotérmica.
19. **Questão:** Explique a relação entre reações diretas e inversas em termos de variação de entalpia.
20. **Questão:** Qual é a variação de entalpia (ΔH) para a fusão do gelo?
21. **Questão:** Dê um exemplo de uma reação química que absorve calor e explique por que ela é considerada endotérmica.
22. **Questão:** Qual é a entalpia de sublimação (ΔH_{sub}) do dióxido de carbono (CO_2) em kJ/mol?
23. **Questão:** Explique por que a neutralização ácido-base é considerada uma reação exotérmica.
24. **Questão:** Qual é a variação de entalpia (ΔH) para a vaporização da água?

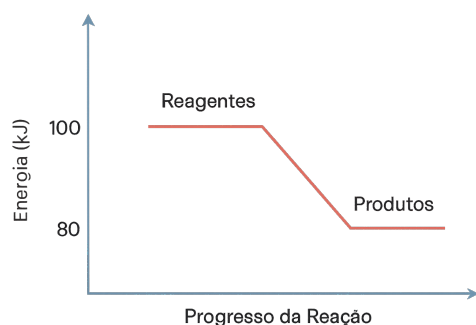
25. **Questão:** Desenhe um diagrama entálpico para a seguinte reação endotérmica:

- Reagentes: 20 kJ
- Produtos: 40 kJ



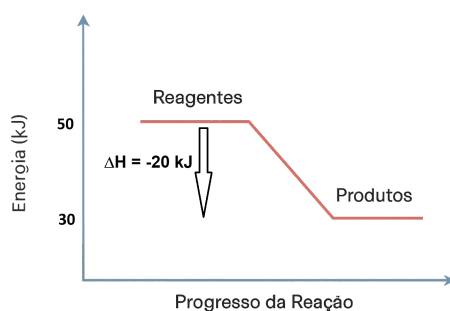
Gabarito dos Exercícios:

1. **Resposta:** $\Delta H < 0$
2. **Resposta:** Um exemplo de reação endotérmica é a fotossíntese, onde as plantas absorvem luz solar (calor) para converter CO_2 e H_2O em glicose e O_2 . Ela é considerada endotérmica porque absorve calor do ambiente ($\Delta H > 0$).
3. **Resposta:** O diagrama mostra uma reação exotérmica, pois a energia dos produtos (80 kJ) é menor que a dos reagentes (100 kJ). Isso indica que a reação libera 20 kJ de calor para a vizinhança ($\Delta H = -20 \text{ kJ}$).



4. **Resposta:** ΔH_{fus} da água = 6,01 kJ/mol
5. **Resposta:** A entalpia de fusão (ΔH_{fus}) é o calor absorvido quando um sólido derrete, enquanto a entalpia de solidificação (ΔH_{sol}) é o calor liberado quando um líquido congela. Elas são opostas em sinal: $\Delta H_{\text{fus}} = -\Delta H_{\text{sol}}$
6. **Resposta:** Para a reação inversa $B \rightarrow A$, $\Delta H_2 = -\Delta H_1 = -(-30 \text{ kJ}) = 30 \text{ kJ}$

7. **Resposta:** Um exemplo de mudança de estado endotérmica é a vaporização da água, onde a água líquida absorve calor para se transformar em vapor. Ela é considerada endotérmica porque absorve calor ($\Delta H_{\text{vap}} > 0$).
8. **Resposta:** ΔH_{vap} da água = 40,65 kJ/mol
9. **Resposta:** A fotossíntese é considerada uma reação endotérmica porque absorve energia luminosa (calor) do ambiente para converter CO_2 e H_2O em glicose e O_2 , resultando em uma variação de entalpia positiva ($\Delta H > 0$).
10. **Resposta:** ΔH_{sub} do CO_2 = 25,23 kJ/mol
11. **Resposta:** O diagrama mostra uma queda na energia de 50 kJ (reagentes) para 30 kJ (produtos), indicando uma reação exotérmica que libera 20 kJ de calor ($\Delta H = -20$ kJ).



12. **Resposta:** Em reações exotérmicas, a energia dos produtos é menor que a dos reagentes, e a reação libera calor ($\Delta H < 0$). Em reações endotérmicas, a energia dos produtos é maior que a dos reagentes, e a reação absorve calor ($\Delta H > 0$).
13. **Resposta:** ΔH_{cond} do vapor de água = $-\Delta H_{\text{vap}} = -40,65$ kJ/mol
14. **Resposta:** Um exemplo de reação exotérmica é a combustão do metano ($\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$), que libera calor para a vizinhança. Ela é considerada exotérmica porque a energia dos produtos é menor que a dos reagentes ($\Delta H < 0$).
15. **Resposta:** A entalpia de sublimação (ΔH_{sub}) é igual à soma da entalpia de fusão (ΔH_{fus}) e da entalpia de vaporização (ΔH_{vap}): $\Delta H_{\text{sub}} = \Delta H_{\text{fus}} + \Delta H_{\text{vap}}$.
16. **Resposta:** A decomposição térmica é considerada uma reação endotérmica porque absorve calor para quebrar as ligações químicas dos reagentes, resultando em uma variação de entalpia positiva ($\Delta H > 0$).
17. **Resposta:** ΔH_{sol} do mercúrio = $-\Delta H_{\text{fus}}$ (valor específico depende do mercúrio, geralmente negativo).
18. **Resposta:** Um exemplo de mudança de estado que absorve calor é a fusão do gelo, onde o gelo absorve calor para se transformar em água líquida. Ela é considerada endotérmica porque absorve calor ($\Delta H_{\text{fus}} > 0$).
19. **Resposta:** A relação entre reações diretas e inversas é que a variação de entalpia da reação inversa é o negativo da variação de entalpia da reação direta. Se $A \rightarrow B$ tem ΔH_1 , então $B \rightarrow A$ tem $\Delta H_2 = -\Delta H_1$.

20.**Resposta:** ΔH_{fus} do gelo = 6,01 kJ/mol

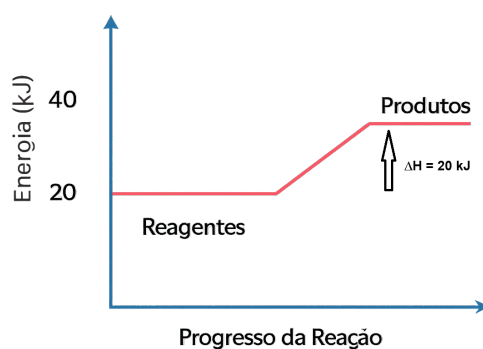
21.**Resposta:** Um exemplo de reação química que absorve calor é a decomposição térmica do carbonato de cálcio ($\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$), que absorve calor do ambiente. Ela é considerada endotérmica porque a energia dos produtos é maior que a dos reagentes ($\Delta H > 0$).

22.**Resposta:** ΔH_{sub} do CO_2 = 25,23 kJ/mol

23.**Resposta:** A neutralização ácido-base é considerada uma reação exotérmica porque libera calor quando um ácido reage com uma base, formando água e um sal. A energia dos produtos é menor que a dos reagentes ($\Delta H < 0$).

24.**Resposta:** ΔH_{vap} da água = 40,65 kJ/mol

25.**Resposta:** O diagrama mostra uma elevação na energia de 20 kJ (reagentes) para 40 kJ (produtos), indicando uma reação endotérmica que absorve 20 kJ de calor ($\Delta H = 20$ kJ).



Capítulo 6: Calorimetria

6.1 Introdução à Calorimetria

A calorimetria é a ciência dedicada à medição do calor envolvido em processos físicos e químicos. Ela é crucial para:

- **O que é Calorimetria?** Estudar e quantificar as trocas de calor entre um sistema e seu ambiente.
- **Importância da Medição Experimental:** Fornecer dados empíricos que validam teorias termodinâmicas e termoquímicas.
- **Relação com Termoquímica:** A calorimetria é uma ferramenta essencial na termoquímica, permitindo a medição de calores de reação e mudanças de entalpia.

6.2 Capacidade Calorífica e Calor Específico

A capacidade calorífica e o calor específico são propriedades que descrevem como um material responde a mudanças de temperatura:

- **Capacidade Calorífica (C):** Quantidade de energia necessária para elevar a temperatura de um sistema em 1 K.
 - **Unidade:** J/K
- **Calor Específico (c):** Quantidade de energia necessária para elevar a temperatura de 1 grama de uma substância em 1 K.
 - **Unidade:** J/(g·K) ou cal/(g · °C)
- **Relação:** $C = m \cdot c$
- **Tabela de Calores Específicos:**
 - **Água:** $c = 4.18 \text{ J/(g·K)}$
 - **Alumínio:** $c = 0.903 \text{ J/(g·K)}$
 - **Cobre:** $c = 0.385 \text{ J/(g·K)}$
 - **Ferro:** $c = 0.444 \text{ J/(g·K)}$

6.3 Equação Fundamental da Calorimetria

A equação fundamental da calorimetria é usada para calcular a quantidade de calor transferida em um processo:

- **Equação:** $q = m \cdot c \cdot \Delta T$
- **m:** Massa da substância (g)
- **c:** Calor específico (J/(g·K))

- ΔT : Variação de temperatura (K ou °C)

Exemplos Numéricos:

Exemplo 1: Calcule o calor necessário para elevar a temperatura de 50 g de água de 20°C para 80°C.

$$m = 50 \text{ g}$$

$$c = 4.18 \text{ J/(g}\cdot\text{K)}$$

$$\Delta T = 80^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C} = 60 \text{ K}$$

$$q = 50 \cdot 4.18 \cdot 60 = 12540 \text{ J} = 12.54 \text{ kJ}$$

Exemplo 2: Determine o calor específico de um metal se 100 g do metal absorvem 2500 J de calor e sua temperatura aumenta em 10°C.

$$m = 100 \text{ g}$$

$$q = 2500 \text{ J}$$

$$\Delta T = 10 \text{ K}$$

$$c = q / (m \cdot \Delta T) \rightarrow c = 2500 / (100 \cdot 10) = 0.25 \text{ J/(g} \cdot \text{K)}$$

6.4 Calorímetro de Bomba (Volume Constante)

A calorimetria de bomba é um método essencial para medir calores de reação sob condições de volume constante, especialmente útil no estudo de processos exotérmicos como combustões de combustíveis ou explosivos. O instrumento, conhecido como calorímetro de bomba, é constituído por um recipiente fechado e rígido (garantindo $\Delta V \approx 0$, conforme exigência fundamental do método e ilustrado na Figura 1), um banho de água para controle térmico, um termômetro de alta precisão para mensurar variações de temperatura (ΔT), fios de ignição para iniciar reações controladas e um agitador para homogeneizar a temperatura no sistema.

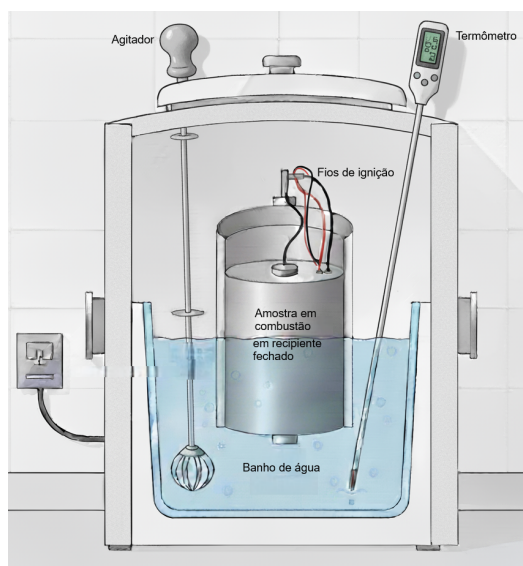


Figura: Diagrama de um calorímetro de bomba: 1) Agitador (para homogeneizar temperatura); 2) Termômetro (medir ΔT); 3) Fios de ignição (iniciar combustão); 4) Amostra (ex.: metano) no recipiente fechado; 5) Recipiente rígido (garante volume constante); 6) Banho de água (controle térmico).

O princípio físico fundamental reside no fato de que, em condições de volume constante, nenhum trabalho de expansão ($P\Delta V$) é realizado. Dessa forma, o calor transferido (q_v) é diretamente igual à variação da energia interna (ΔU) do sistema. A rigidez do recipiente (item 5 na Figura 1) é crucial para manter essa condição.

Para quantificar o calor liberado, utiliza-se a equação $q_v = C \cdot \Delta T$, onde C representa a capacidade calorífica total do calorímetro (determinada em calibrações prévias) e ΔT é a variação de temperatura medida.

Esta técnica tem aplicações cruciais na determinação do calor de combustão de substâncias como metano, gasolina ou explosivos, além de fornecer dados sobre variações de energia interna em reações químicas. Por exemplo, na combustão do metano ($\text{CH}_4(g) + 2\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$) a amostra é fixada no recipiente selado (conforme posição da amostra na Figura 1), o sistema é estabilizado, e a reação é iniciada por ignição elétrica. Se a capacidade calorífica do calorímetro for $C = 5.0 \text{ kJ}/^\circ\text{C}$ e a temperatura aumentar 10.0°C , o calor liberado será $q_v = 50.0 \text{ kJ}$, correspondente a ΔU para a quantidade de metano utilizada.

Entretanto, o método apresenta vantagens e limitações. Entre as vantagens, destaca-se a alta precisão para reações rápidas e exotérmicas, além de um isolamento térmico eficiente que minimiza perdas de calor. Por outro lado, requer calibrações rigorosas e não é adequado para reações que envolvam variações significativas de pressão.

É importante notar que, embora o calorímetro de bomba meça diretamente ΔU , muitas tabelas termodinâmicas utilizam a entalpia (ΔH). Para converter entre essas grandezas, usa-se a relação $\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$. Para sistemas que envolvem gases ideais, a equação simplifica-se para $\Delta H \approx \Delta U + \Delta n_g \cdot R \cdot T$, onde Δn_g é a variação de moles de gás na reação.

Lista de exercícios

1. Questões de Múltipla Escolha

1. Princípio do Calorímetro de Bomba. Qual o princípio que justifica o uso do calorímetro de bomba para medir ΔU ?
 - a) Trabalho de expansão ($P\Delta V$) é desprezível.
 - b) Volume constante, então $P\Delta V = 0$, e $q_v = \Delta U$.
 - c) O calorímetro é à pressão constante.
 - d) A variação de entalpia (ΔH) é igual a ΔU .
2. Significado de C na Equação $q_v = C \cdot \Delta T$. Na equação $q_v = C \cdot \Delta T$, o termo C representa:
 - a) A capacidade calorífica do sistema (reação).
 - b) A capacidade calorífica total do calorímetro.
 - c) O calor específico do gás.
 - d) A variação de energia interna (ΔU).
3. Componente que Garante Volume Constante. Qual componente do calorímetro de bomba garante a condição de volume constante?
 - a) O termômetro.
 - b) O agitador.
 - c) O recipiente rígido (bomba).
 - d) O banho de água.
4. Vantagens que NÃO Incluem. Vantagens do calorímetro de bomba NÃO incluem:
 - a) Isolamento térmico eficiente.
 - b) Adequação para reações com variação de pressão.
 - c) Alta precisão em reações rápidas.
 - d) Necessidade de calibrações rigorosas (limitação, não vantagem).

5. Cálculo de q_v com C e ΔT . Se uma reação no calorímetro de bomba aumenta a temperatura em $8,0^\circ\text{C}$ e $C = 2,5 \text{ kJ}/^\circ\text{C}$, o calor liberado q_v é:
- a) 20,0 kJ.
 - b) 30,0 kJ.
 - c) 5,0 kJ.
 - d) 0,3 kJ.
6. Validade da Relação $\Delta H = \Delta U + \Delta n_g \cdot R \cdot T$. A relação $\Delta H = \Delta U + \Delta n_g \cdot R \cdot T$ é válida quando:
- a) Para qualquer sistema (mesmo não ideal).
 - b) Para gases ideais e temperatura constante.
 - c) Para reações em pressão constante.
 - d) Para líquidos e sólidos.
7. Aplicação Ideal do Calorímetro de Bomba. O calorímetro de bomba é ideal para medir o calor de:
- a) Neutralização (reação ácido-base).
 - b) Combustão de metano.
 - c) Dissolução de sal em água.
 - d) Fusão do gelo.
8. Afirmação Verdadeira sobre Δn_g . Qual afirmação sobre Δn_g (variação de moles de gás) é VERDADEIRA?
- a) $\Delta n_g = 0$ quando a reação não envolve gases.
 - b) Δn_g é sempre positiva em reações exotérmicas.
 - c) Δn_g não afeta ΔH em gases ideais.
 - d) $\Delta n_g = \text{moles finais de gás} - \text{moles iniciais de gás}$.
9. Cálculo de $\Delta n_g \cdot R \cdot T$. Se em uma reação $\Delta n_g = -2 \text{ mol}$ ($R = 8,14 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $T = 298 \text{ K}$), o termo $\Delta n_g \cdot R \cdot T$ é:
- a) 4,86 kJ.

- b) -4,86 kJ.
- c) 0,486 kJ.
- d) -0,486 kJ.

10. Limitação do Calorímetro de Bomba. O que limita o uso do calorímetro de bomba para certas reações?

- a) A capacidade de medir variação de temperatura pequena.
- b) A necessidade de variação significativa de pressão.
- c) A impossibilidade de manter volume constante.
- d) O calorímetro é sempre à pressão constante.

2. Situações-Problema

11. **Combustão de Etano (C_2H_6).** Um calorímetro de bomba tem capacidade calorífica $C = 10,0 \text{ kJ/}^\circ\text{C}$. Durante a combustão de 0,5 mol de etano (C_2H_6), a temperatura aumenta em $12,4^\circ\text{C}$. Calcule q_v e ΔU para a quantidade de etano utilizada.

12. **Combustão de Metano (CH_4).** Na combustão do metano ($CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$), se $C = 5,0 \text{ kJ/}^\circ\text{C}$ e $\Delta T = 10,0^\circ\text{C}$, qual o ΔU para 1 mol de metano?

13. **Capacidade Calorífica do Calorímetro.** Uma reação química no calorímetro de bomba libera 45,0 kJ de calor, e a variação de temperatura é $9,0^\circ\text{C}$. Qual a capacidade calorífica C do calorímetro?

14. **Conversão ΔH para Decomposição de N_2O_5 .** Na reação $N_2O_5(g) \rightarrow 2NO_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$, determine ΔH sabendo que o ΔU fornecido corresponde a 1 mol de N_2O_5 . Dados: $\Delta U = 23,1 \text{ kJ}$, $R = 8,14 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $T = 298 \text{ K}$.

15. **Combustão de Propano (C_3H_8).** O calorímetro de bomba tem $C = 8,0 \text{ kJ/}^\circ\text{C}$. Ao queimar 0,2 mol de propano (C_3H_8), a temperatura sobe $15,0^\circ\text{C}$. Calcule q_v , ΔU (por mol de propano) e ΔH (considerando gases ideais, $R = 8,314 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $T = 298 \text{ K}$; reação: $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$).

16. **Limitação com Variação de Pressão.** Explique por que o calorímetro de bomba não é adequado para reações que envolvem variação significativa de pressão. Detalhe como o recipiente rígido (bomba) e o princípio de volume constante influenciam essa limitação.

- 17. Decomposição de Sólido em Gases** ($A(s) \rightarrow 2B(g) + C(g)$). Uma reação de decomposição de um sólido em gases ($A(s) \rightarrow 2B(g) + C(g)$) ocorre em um calorímetro de bomba. Se $C = 6,0 \text{ kJ/}^\circ\text{C}$ e $\Delta T = 5,0^\circ\text{C}$, calcule ΔU (para a reação como escrita) e ΔH (use $R = 8,314 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $T = 300 \text{ K}$, $\Delta n_g = 3 \text{ mol}$).
- 18. Comparação com Calorímetro de Café.** Discuta as vantagens do calorímetro de bomba em relação ao calorímetro de café (soluções em copo térmico). Mencione aplicações típicas de cada um (ex: combustões rápidas vs. dissoluções lentas).
- 19. Combustão de Etileno** (C_2H_4). Na combustão de $0,1 \text{ mol}$ de etileno (C_2H_4), o calorímetro de bomba ($C = 7,5 \text{ kJ/}^\circ\text{C}$) registra $\Delta T = 8,5^\circ\text{C}$. Calcule q_v , ΔU (por mol de etileno) e ΔH (reação: $\text{C}_2\text{H}_4(g) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$, $R = 8,314 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $T = 298 \text{ K}$).
- 20. Erro de Calibração em q_v .** Se um erro de calibração do calorímetro leva a $C_{\text{real}} = 1,2 \times C_{\text{cal}}$, e ΔT medido é $10,0^\circ\text{C}$, qual o erro percentual no cálculo de q_v ? Explique se o erro causa subestimação ou superestimação de q_v .

Gabarito e Explicações

Múltipla Escolha

- b** - Em volume constante, $P\Delta V = 0$, então $q_v = \Delta U$ (1º princípio da termodinâmica).
- b** - C é a capacidade calorífica do calorímetro (inclui recipiente, termômetro, etc.).
- c** - O recipiente rígido (bomba) mantém volume constante, essencial para $P\Delta V = 0$.
- b** - O calorímetro de bomba não é adequado para variação de pressão (exige volume constante).
- a** - $q_v = C \cdot \Delta T = 2,5 \text{ kJ/}^\circ\text{C} \times 8,0^\circ\text{C} = 20,0 \text{ kJ}$.
- b** - A equação só é válida para gases ideais e temperatura constante (derivação da termodinâmica de gases perfeitos).
- b** - Combustão de metano é típica de calorímetro de bomba (reações rápidas/exotérmicas em volume constante).
- a** - Se a reação não envolve gases, $\Delta n_g = 0$ (ex: reação sólido-líquido).
- b** - $\Delta n_g \cdot R \cdot T = (-2) \cdot 8,14 \cdot 298/1000 \text{ kJ} = -4,86 \text{ kJ}$.
- b** - O método exige volume constante; variação de pressão causa trabalho de expansão ($P\Delta V$), violando $q_v = \Delta U$.

Situações-Problema

11. $q_v = C \cdot \Delta T = 10,0 \times 12,4 = 124 \text{ kJ}$; $\Delta U = q_v = 124 \text{ kJ}$ (volume constante, $q_v = \Delta U$ para 0,5 mol de etano).

12. $q_v = C \cdot \Delta T = 5,0 \times 10,0 = 50 \text{ kJ}$; $\Delta U = 50 \text{ kJ/1 mol de metano} = 50 \text{ kJ/mol}$.

13. $C = q_v/\Delta T = 45,0/9,0 = 5,0 \text{ kJ/}^\circ\text{C}$.

14. **Reação:** $\text{N}_2\text{O}_5(g) \rightarrow 2\text{NO}_2(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \Delta n_g = (2 + 0,5) - 1 = 1,5 \text{ mol}$.

$\Delta H = \Delta U + (\Delta n_g \cdot R \cdot T) = 23,1 + (1,5 \times 8,14 \times 298 \div 1000) \approx 23,1 + 3,64 = 26,74 \text{ kJ}$ (para 1 mol de N_2O_5).

- $q_v = C \cdot \Delta T = 8,0 \times 15,0 = 120 \text{ kJ}$;

- $\Delta U = 120 \text{ kJ/0,2 mol de propano} = 600 \text{ kJ/mol}$;

- **Reação:** $\text{C}_3\text{H}_8(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 3\text{CO}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \Delta n_g = 3 - 6 = -3 \text{ mol}$.
 $\Delta H = 600 + (-3 \times 8,314 \times 298 \div 1000) \approx 600 - 7,43 = 592,57 \text{ kJ/mol}$.

15. O calorímetro exige volume constante (recipiente rígido). Se a reação causa variação de pressão, há trabalho de expansão ($P\Delta V$), violando $q_v = \Delta U$ (pois $q = \Delta U + P\Delta V$ em volume variável). Além disso, um recipiente insuficientemente rígido pode sofrer deformações, permitindo variação de volume e introduzindo erros na medida.

- $q_v = C \cdot \Delta T = 6,0 \times 5,0 = 30 \text{ kJ}$; $\Delta U = 30 \text{ kJ}$ (reação como escrita);

- $\Delta H = 30 + (3 \times 8,314 \times 300/1000) \approx 30 + 7,48 = 37,48 \text{ kJ}$.

18. Vantagens do calorímetro de bomba:

- Isolamento térmico superior (menos perdas de calor);
- Adequado para reações rápidas e exotérmicas (ex: combustões);
- Mede diretamente ΔU (volume constante).

Calorímetro de café: mais perdas de calor, lento, adequado para reações mais lentas (ex: dissoluções, fusões).

- $q = C \cdot \Delta T = 7,5 \times 8,5 = 63,75 \text{ kJ}$;

- $\Delta U = 63,75 \text{ kJ/0,1 mol de etileno} = 637,5 \text{ kJ/mol}$;

- **Reação:** $\text{C}_2\text{H}_4(g) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \Delta n_g = 2 - 4 = -2 \text{ mol}$.
 $\Delta H = 637,5 + (-2 \times 8,314 \times 298 \div 1000) \approx 637,5 - 4,95 = 632,55 \text{ kJ/mol}$.

19. Se $C_{\text{real}} = 1,2 \times C_{\text{cal}}$:

- $q_{v,\text{real}} = 1,2 \cdot C_{\text{cal}} \times 10,0$;

- $q_{v,\text{cal}} = C_{\text{cal}} \times 10,0$;

- Erro percentual: $[(1,2 \cdot C_{\text{cal}} \times 10) - (C_{\text{cal}} \times 10)] / (C_{\text{cal}} \times 10) \times 100\% = 20\%$.

O erro causa subestimação de q_v se usarmos C_{cal} , pois $C_{\text{real}} > C_{\text{cal}}$ faz com que o calor real liberado seja maior do que o calculado.

6.5 Calorímetro de “Café” (Pressão Constante)

O calorímetro de “café” é uma versão mais simples usada para medir calores de reação a pressão constante:

- **Descrição do Aparelho:** Consiste em um recipiente aberto imerso em um banho de água.
- **Pressão Constante** $\rightarrow (q_p = \Delta H)$: Como a pressão é constante, o calor transferido é igual à mudança na entalpia.
- **Aplicações:** Frequentemente usado para medir calores de reação em soluções aquosas, como neutralizações ácido-base.

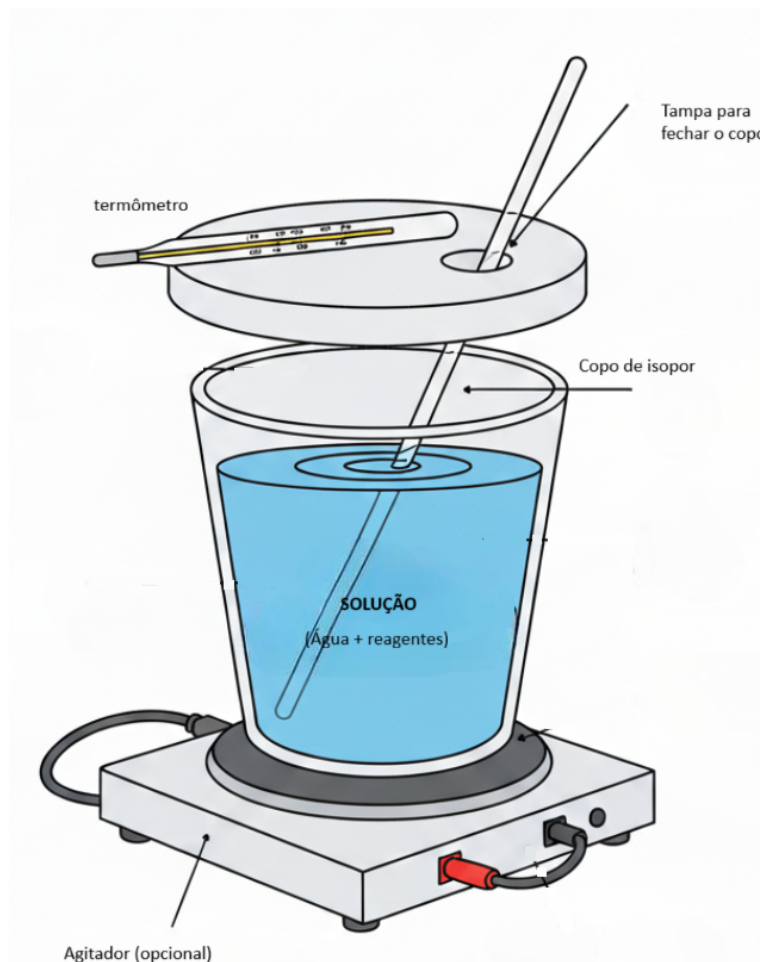


Figura: representação de um calorímetro de copo de café.

Calorímetro de Café (ou Calorímetro de Pressão Constante): Descrição e Procedimentos

1. Materiais do Calorímetro de Café

Com base na imagem e nos princípios teóricos, os componentes típicos de um calorímetro de café são:

- **Copo de Isopor (poliestireno expandido):** Atua como o recipiente principal do calorímetro. O isopor é um excelente isolante térmico, minimizando a troca de calor com o ambiente externo.
- **Tampa (papelão, cortiça ou madeira):** Reduz perdas de calor por convecção e evaporação. Possui orifícios para acomodar o termômetro e o agitador.
- **Termômetro (de mercúrio ou álcool colorido):** Essencial para medir a variação de temperatura (ΔT) da solução durante a reação.

- **Agitador (bastão de vidro ou magnético):** Garante a homogeneização da temperatura na solução e a distribuição uniforme dos reagentes. Na imagem, parece ser um bastão de vidro manual.
- **Solução aquosa (reagentes):** Contém as substâncias que reagirão (ex.: ácido e base) dissolvidas em água, onde o calor será liberado ou absorvido.
- **Béquer de vidro (opcional):** Em algumas montagens, a reação ocorre dentro de um béquer de vidro colocado dentro do copo de isopor, evitando o contato direto dos reagentes com o isopor.
-

2. Procedimento para Medições

O objetivo é medir o calor (q) de uma reação a pressão constante, que equivale à variação de entalpia (ΔH). O procedimento padrão é:

1. Montagem e Equilíbrio Térmico:

- Monte o calorímetro, colocando o copo de isopor sobre uma base estável.
- Insira o termômetro e o agitador.
- Adicione um dos reagentes (ex.: 50,0 mL de HCl 1,0 mol/L) e aguarde até que a temperatura se estabilize (T_1).

2. Preparo do Segundo Reagente:

- Meça a mesma quantidade do segundo reagente (ex.: 50,0 mL de NaOH 1,0 mol/L) e ajuste sua temperatura para igualar T_1 .

3. Mistura dos Reagentes:

- Adicione rapidamente o segundo reagente ao calorímetro, tampe e agite imediatamente.
- Registre a temperatura final (T_2), que é o valor máximo (reação exotérmica) ou mínimo (reação endotérmica) atingido.

4. Cálculo do Calor (Q):

- Use a Equação:
- onde:
- Q: Calor trocado (em Joules).

- m : Massa da substância (em gramas).
 - C : Calor específico da substância ($J/g \cdot ^\circ C$).
 - ΔT : Variação de temperatura (, em $^\circ C$).
- **Relação entre Q e q :** Se Q é o calor total medido, q pode ser o calor por mol de reagente:
 - **Sinal de q :**

5. Cálculo da Entalpia (ΔH):

- O calor da reação (Q) é igual a q (Lei da Conservação de Energia).
- Para obter a entalpia molar (ΔH), divida pelo número de mols do reagente limitante.

3. Propostas de Experimentos (vide o capítulo dos experimentos)

Lista de exercícios

1. **Questão:** Calcule o calor necessário para elevar a temperatura de 100 g de água de $15^\circ C$ para $75^\circ C$.

2. **Questão:** Determine o calor específico de um metal se 50 g do metal absorvem 1000 J de calor e sua temperatura aumenta em 5°C .
3. **Questão:** Em um calorímetro de bomba, a combustão de 1 g de metano (CH_4) libera 55.5 kJ de calor. Qual é a mudança na energia interna (ΔU) do sistema?
4. **Questão:** Em um calorímetro de café, a neutralização de 25 mL de ácido clorídrico (0.5 M) com 25 mL de hidróxido de sódio (0.5 M) libera calor. Se a temperatura da água aumenta em 5°C e a massa da solução é 50 g, calcule o calor liberado (q).
5. **Questão:** Qual é a capacidade calorífica de 200 g de alumínio se seu calor específico é $0.903 \text{ J}/(\text{g}\cdot\text{K})$?
6. **Questão:** Explique a diferença entre capacidade calorífica e calor específico.
7. **Questão:** Descreva o funcionamento de um calorímetro de bomba e suas aplicações principais.
8. **Questão:** Descreva o funcionamento de um calorímetro de café e suas aplicações principais.
9. **Questão:** Como você determinaria o calor específico de um metal desconhecido em um experimento de calorimetria?
10. **Questão:** Calcule o calor liberado quando 10 g de NaOH são dissolvidos em 100 g de água, causando um aumento de temperatura de 5°C . Use o calor específico da água como $4.18 \text{ J}/(\text{g}\cdot\text{K})$.
11. **Questão:** Explique por que o calorímetro de bomba é usado para medir calores de combustão.
12. **Questão:** Explique por que o calorímetro de café é usado para medir calores de reação em soluções aquosas.
13. **Questão:** Em um experimento, 20 g de um metal desconhecido absorvem 800 J de calor e sua temperatura aumenta em 10°C . Determine o calor específico do metal.
14. **Questão:** Qual é a relação entre o calor transferido em um processo a volume constante (q_v) e a mudança na energia interna (ΔU)?
15. **Questão:** Qual é a relação entre o calor transferido em um processo a pressão constante (q_p) e a mudança na entalpia (ΔH)?
16. **Questão:** Em um calorímetro de café, a temperatura da água aumenta em 3°C quando 5 g de um sal são dissolvidos em 50 g de água. Calcule o calor de dissolução do sal.
17. **Questão:** Explique a importância da medição experimental em calorimetria.
18. **Questão:** Como a calorimetria está relacionada à termoquímica?

19. **Questão:** Em um calorímetro de bomba, a combustão de 2 g de etanol (C_2H_5OH) libera 136.3 kJ de calor. Qual é a mudança na energia interna (ΔU) do sistema?
20. **Questão:** Em um experimento de calorimetria, 100 g de água absorvem 4180 J de calor e sua temperatura aumenta em $2^\circ C$. Verifique a consistência do resultado usando a equação fundamental da calorimetria.

Gabarito dos Exercícios:

1. Resposta: $m = 100 \text{ g}$

$$c = 4,18 \text{ J/(g}\cdot\text{K)}$$

$$\Delta T = 75^\circ C - 15^\circ C = 60 \text{ K}$$

$$\text{Cálculo: } q = m \times c \times \Delta T = 100 \times 4,18 \times 60 = 25080 \text{ J} = 25,08 \text{ kJ}$$

2. Resposta: $m = 50 \text{ g}$

$$q = 1000 \text{ J}$$

$$\Delta T = 5 \text{ K}$$

$$\text{Cálculo: } c = q / (m \times \Delta T) = 1000 / (50 \times 5) = 0,4 \text{ J/(g}\cdot\text{K)}$$

3. Resposta: Como o processo ocorre a volume constante, temos $q_v = \Delta U$.

$$\text{Dado: } \Delta U = 55,5 \text{ kJ}$$

4. Resposta: $m = 50 \text{ g}$

$$c = 4,18 \text{ J/(g}\cdot\text{K)}$$

$$\Delta T = 5 \text{ K}$$

$$\text{Cálculo: } q = m \times c \times \Delta T = 50 \times 4,18 \times 5 = 1045 \text{ J} = 1,045 \text{ kJ}$$

5. Resposta: $m = 200 \text{ g}$

$$c = 0,903 \text{ J/(g}\cdot\text{K)}$$

$$\text{Cálculo: } C = m \times c = 200 \times 0,903 = 180,6 \text{ J/K}$$

6. Resposta: A capacidade calorífica (C) é a energia necessária para elevar a temperatura de um sistema inteiro em 1 K, enquanto o calor específico (c) é a energia necessária para elevar a temperatura de 1 grama de uma substância em 1 K. A relação entre eles é ($C = m \cdot c$).

7. Resposta: O calorímetro de bomba é um dispositivo fechado onde a reação ocorre a volume constante. Ele é usado principalmente para medir calores de combustão, pois permite que o calor liberado pela reação seja completamente capturado e medido como a mudança na energia interna (ΔU).

8. Resposta: O calorímetro de café é um dispositivo aberto imerso em um banho de água, usado para medir calores de reação a pressão constante. Ele é frequentemente utilizado em reações em solução aquosa, como neutralizações ácido-base, onde o calor transferido é medido como a mudança na entalpia (ΔH).

9. Resposta: Para determinar o calor específico de um metal desconhecido, você pode realizar um experimento onde o metal é imerso em uma quantidade conhecida de água. A mudança de temperatura da água e do metal é medida, e usando a equação ($q = m \cdot c \cdot \Delta T$), o calor específico do metal pode ser calculado.

10. Resposta: $m(\text{água}) = 100 \text{ g}$

$$c(\text{água}) = 4,18 \text{ J/(g}\cdot\text{K)}$$

$$\Delta T = 5 \text{ K}$$

11. Resposta: O calorímetro de bomba é usado para medir calores de combustão porque opera a volume constante, o que significa que todo o calor liberado pela reação é capturado e pode ser medido diretamente como a mudança na energia interna (ΔU). Isso é crucial para obter medidas precisas de calores de combustão de combustíveis e explosivos.

12. Resposta: O calorímetro de café é usado para medir calores de reação em soluções aquosas porque opera a pressão constante, permitindo que o calor transferido seja medido como a mudança na entalpia (ΔH). Isso é útil para reações como neutralizações ácido-base, onde o calor liberado ou absorvido pode ser facilmente quantificado.

13. Resposta: $m = 20 \text{ g}$

$$q = 800 \text{ J}$$

$$\Delta T = 10 \text{ K}$$

$$c =$$

14. Resposta: Em um processo a volume constante, o calor transferido (q_v) é igual à mudança na energia interna (ΔU) do sistema: $q_v = \Delta U$.
15. Resposta: Em um processo a pressão constante, o calor transferido (q_p) é igual à mudança na entalpia (ΔH) do sistema: $q_p = \Delta H$.
16. Resposta: $m = 50 \text{ g}$
 $c = 4.18 \text{ J/(g}\cdot\text{K)} \Delta T = 3 \text{ K}$. Esse valor representa o calor de dissolução do sal.
17. Resposta: A medição experimental em calorimetria é crucial porque fornece dados empíricos que validam teorias termodinâmicas e termoquímicas. Ela permite quantificar as trocas de calor entre um sistema e seu ambiente, o que é essencial para entender e prever o comportamento de substâncias em diferentes processos físicos e químicos.
18. Resposta: A calorimetria está relacionada à termoquímica porque é uma ferramenta fundamental para medir calores de reação e mudanças de entalpia. Os dados obtidos por meio de experimentos calorimétricos são usados para determinar as propriedades termodinâmicas de reações químicas, como se são exotérmicas ou endotérmicas, e para calcular valores de entalpia.
19. Resposta: Como (ΔU) em processos a volume constante: (para 2 g de etanol)
20. Resposta: $m = 100 \text{ g}$
 $c = 4.18 \text{ J/(g}\cdot\text{K)}$
 $\Delta T = 2 \text{ K}$

Capítulo 7: Lei de Hess

7.1 Enunciado da Lei de Hess

A Lei de Hess afirma que a variação de entalpia de uma reação química depende apenas dos estados inicial e final dos reagentes e produtos, independentemente do caminho seguido para atingir esses estados.

- **Princípio:** "A variação de entalpia de uma reação depende apenas dos estados inicial e final."
- **Independência do Caminho:** A entalpia é uma função de estado, o que significa que o valor de ΔH é o mesmo, independentemente do número de etapas ou do caminho específico da reação.
- **Função de Estado:** A entalpia (H) é uma propriedade extensiva que depende apenas do estado termodinâmico do sistema, não do processo que levou a esse estado.

7.2 Fundamento Teórico

A Lei de Hess é baseada na Primeira Lei da Termodinâmica, que estabelece a conservação de energia:

- **Baseada na Primeira Lei da Termodinâmica:** A Primeira Lei afirma que a energia não pode ser criada nem destruída, apenas transformada de uma forma para outra.
- **Conservação de Energia:** Em uma reação química, a energia total permanece constante, mesmo que a reação ocorra em várias etapas.
- **Analogia:** Subir uma montanha por diferentes caminhos. Independentemente do caminho escolhido, a altura máxima alcançada (estado final) é a mesma.

7.3 Formulação Matemática

A variação de entalpia de uma reação pode ser calculada usando a fórmula:

- **Fórmula:**
$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum \Delta H_f^\circ(\text{produtos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reagentes})$$
- **Notação Sigma (Somatório):** Representa a soma das entalpias de formação dos produtos e a soma das entalpias de formação dos reagentes.
- **Coeficientes Estequiométricos:** Os coeficientes das equações químicas devem ser considerados ao calcular as somas.

7.4 Métodos de Aplicação

Existem dois principais métodos para aplicar a Lei de Hess:

Método 1: Soma Algébrica de Equações

- **Multiplicar Equações:** Se necessário, multiplicar uma equação por um fator para ajustar os coeficientes estequiométricos.
- **Inverter Equações:** Inverter uma equação química (trocar reagentes e produtos) implica trocar o sinal da variação de entalpia (ΔH).
- **Somar Equações:** Somar as equações químicas ajustadas para obter a equação desejada, juntamente com suas variações de entalpia.

Método 2: Usando Entalpias de Formação

- **Conceito de Entalpia de Formação Padrão (ΔH_f°):** É a variação de entalpia quando 1 mol de um composto é formado a partir de seus elementos no estado padrão.
- **Estado Padrão dos Elementos:** A entalpia de formação dos elementos no estado padrão é considerada zero.
- **Cálculo Direto:** Usar as entalpias de formação padrão dos compostos envolvidos na reação para calcular diretamente ΔH .

7.5 Exemplos Resolvidos Detalhados

Exemplo 1: Soma de 2 Equações

Dadas as reações:



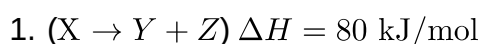
Somar as equações para obter:



$$\Delta H = -100 \text{ kJ/mol} + (-50 \text{ kJ/mol}) = -150 \text{ kJ/mol}$$

Exemplo 2: Soma de 3 Equações (com Inversão)

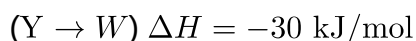
Dadas as reações:



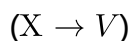
Inverter a primeira equação:



Somar as equações:



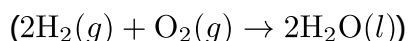
Resultando em:



$$\Delta H = -80 \text{ kJ/mol} + (-30 \text{ kJ/mol}) + (-40 \text{ kJ/mol}) = -150 \text{ kJ/mol}$$

Exemplo 3: Usando ΔH_f° (Método Direto)

Para a reação:



Usando as entalpias de formação:

- $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -285,8 \text{ kJ/mol}$
- $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2(g)) = 0 \text{ kJ/mol}$ (elemento no estado padrão)
- $\Delta H_f^\circ(\text{O}_2(g)) = 0 \text{ kJ/mol}$ (elemento no estado padrão)

Calcular ΔH :

$$\Delta H_{\text{reação}} = [2 \cdot (-285,8 \text{ kJ/mol})] - [2 \cdot 0 + 0]$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = -571,6 \text{ kJ/mol}$$

Exemplo 4: Ciclo de Hess (**Representação Gráfica**)

Representar graficamente o ciclo de Hess para a formação de CO_2 a partir de $\text{C}_{(\text{grafite})}$ e O_2 :

- Etapa 1: $\text{C}(\text{grafite}) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) \Delta H = -393,5 \text{ kJ/mol}$
- Etapa 2: $\text{CO}(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) \Delta H = -283,0 \text{ kJ/mol}$
- Etapa 3: $\text{C}(\text{grafite}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}(g) \Delta H = -110,5 \text{ kJ/mol}$

Somar as etapas 2 e 3 para obter a etapa 1, confirmando a Lei de Hess.

7.6 Entalpia de Formação Padrão (ΔH_f°)

- **Definição:** A entalpia de formação padrão é a variação de entalpia quando 1 mol de um composto é formado a partir de seus elementos no estado padrão.
- **Condições Padrão:** As entalpias de formação são medidas sob condições padrão de temperatura (298 K) e pressão (1 bar).
- **Estado Mais Estável do Elemento:** Os elementos são considerados em seu estado mais estável (por exemplo, grafite para carbono).

• **Exemplos:**

- $\text{H}_2(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) \Delta H_f^\circ = -285,8 \text{ kJ/mol}$
- $\text{C}_{(\text{grafite})} + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) \Delta H_f^\circ = -393,5 \text{ kJ/mol}$



Lista de exercícios

1. **Questão:** Use a Lei de Hess para calcular a variação de entalpia da reação ($2A + B \rightarrow 3C$), dado que:

- $(A + B \rightarrow 2C) \Delta H = -100 \text{ kJ/mol}$
- $(C \rightarrow A) \Delta H = 50 \text{ kJ/mol}$

2. **Questão:** Calcule a variação de entalpia para a reação

$(\text{CH}_4(g) + 2\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l))$ usando as entalpias de formação padrão.

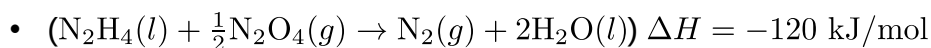
3. **Questão:** Dadas as reações:

- $(X + Y \rightarrow Z) \Delta H = 30 \text{ kJ/mol}$
- $(Z \rightarrow W + Y) \Delta H = -40 \text{ kJ/mol}$
- $(W \rightarrow X) \Delta H = 20 \text{ kJ/mol}$

Use a Lei de Hess para determinar a variação de entalpia da reação ($2X \rightarrow W + 2Y$).

4. **Questão:** Represente graficamente um ciclo de Hess para a reação ($\text{Na}_2\text{O}(s) + 2\text{HCl}(g) \rightarrow 2\text{NaCl}(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$), usando as entalpias de formação padrão.
5. **Questão:** Calcule a variação de entalpia da reação ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$) usando as entalpias de formação padrão.
6. **Questão:** Explique por que a Lei de Hess é importante na termoquímica.
7. **Questão:** Dada a reação ($2\text{NO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{NO}_2(g)$) com $\Delta H = -114 \text{ kJ/mol}$, e a reação ($\text{NO}(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{NO}_2(g)$) com $\Delta H = -57 \text{ kJ/mol}$, verifique a consistência usando a Lei de Hess.
8. **Questão:** Use a Lei de Hess para calcular a variação de entalpia da reação ($\text{H}_2(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{HCl}(g)$), dado que:
- ($\text{H}_2(g) + \frac{1}{2}\text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{HCl}(g)$) $\Delta H = -92 \text{ kJ/mol}$
9. **Questão:** Explique a diferença entre entalpia de formação e entalpia de reação.
10. **Questão:** Dadas as reações:
- ($\text{A} \rightarrow \text{B}$) $\Delta H = 20 \text{ kJ/mol}$
 - ($\text{B} + \text{C} \rightarrow \text{D}$) $\Delta H = -30 \text{ kJ/mol}$
 - ($\text{D} \rightarrow \text{A} + \text{C}$) $\Delta H = 10 \text{ kJ/mol}$
- Use a Lei de Hess para determinar a variação de entalpia da reação ($\text{A} + \text{C} \rightarrow \text{B}$).
11. **Questão:** Calcule a variação de entalpia da reação ($\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + 3\text{CO}(g) \rightarrow 2\text{Fe}(s) + 3\text{CO}_2(g)$) usando as entalpias de formação padrão.
12. **Questão:** Dada a reação ($2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g)$) com $\Delta H = 571,6 \text{ kJ/mol}$, e a reação ($\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g)$) com $\Delta H = 285,8 \text{ kJ/mol}$, verifique a consistência usando a Lei de Hess.

13. Questão: Use a Lei de Hess para calcular a variação de entalpia da reação



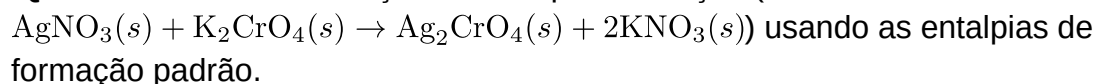
14. Questão: Explique por que a entalpia é considerada uma função de estado.

15. Questão: Dadas as reações:

- $(X \rightarrow Y) \Delta H = -50 \text{ kJ/mol}$
- $(Y + Z \rightarrow W) \Delta H = 30 \text{ kJ/mol}$
- $(W \rightarrow X + Z) \Delta H = 20 \text{ kJ/mol}$

Use a Lei de Hess para determinar a variação de entalpia da reação ($X + Z \rightarrow Y$).

16. Questão: Calcule a variação de entalpia da reação (



17. Questão: Dada a reação ($\text{C}_3\text{H}_8(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 3\text{CO}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$) com $\Delta H = -2220 \text{ kJ/mol}$, e a reação ($\text{CH}_4(g) + 2\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$) com $\Delta H = -890 \text{ kJ/mol}$, compare as variações de entalpia.

18. Questão: Use a Lei de Hess para calcular a variação de entalpia da reação ($\text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2(g)$), dado que:

- $(\text{CO}(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)) \Delta H = -283 \text{ kJ/mol}$
- $(\text{H}_2(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(g)) \Delta H = -242 \text{ kJ/mol}$

19. Questão: Explique como a Lei de Hess se relaciona com a Primeira Lei da Termodinâmica.

20. Questão: Dadas as reações:

- $(A + B \rightarrow C) \Delta H = -100 \text{ kJ/mol}$
- $(C \rightarrow A + D) \Delta H = 50 \text{ kJ/mol}$
- $(D + B \rightarrow C) \Delta H = -70 \text{ kJ/mol}$

Use a Lei de Hess para determinar a variação de entalpia da reação ($A + D \rightarrow B$).

21. Questão: Calcule a variação de entalpia da reação

$(\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}))$ usando as entalpias de formação padrão.

22. Questão: Dada a reação $(2\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}))$ com

$\Delta H = -3120 \text{ kJ/mol}$, e a reação $(\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 3\frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}))$ com $\Delta H = -1560 \text{ kJ/mol}$, compare a variação de entalpia por mol de etano (C_2H_6) nas duas reações e explique a relação entre elas usando a Lei de Hess.

Gabarito Completo

1. Questão 1:

- Manipule as reações dadas:
- $(A + B \rightarrow 2C) \Delta H = -100 \text{ kJ/mol}$
- $(C \rightarrow A) \Delta H = 50 \text{ kJ/mol}$
- Inverta a segunda reação: $(A \rightarrow C) \Delta H = -50 \text{ kJ/mol}$
- Multiplique a primeira reação por 2: $(2A + 2B \rightarrow 4C) \Delta H = -200 \text{ kJ/mol}$
- Some as reações: $(2A + B \rightarrow 3C)$
 $\Delta H = -200 \text{ kJ/mol} + (-50 \text{ kJ/mol}) = -250 \text{ kJ/mol}$
- **Resposta:** $\Delta H = -250 \text{ kJ/mol}$

2. Questão 2:

- Use as entalpias de formação padrão:
- $\text{CH}_4(\text{g})$: -74.8 kJ/mol
- $\text{O}_2(\text{g})$: 0 kJ/mol

- $\text{CO}_2(g)$: -393.5 kJ/mol
- $\text{H}_2\text{O}(l)$: -285.8 kJ/mol
- $\Delta H = [\sum \Delta H_f(\text{produtos})] - [\sum \Delta H_f(\text{reagentes})]$
- $\Delta H = [(-393.5) + 2(-285.8)] - [(-74.8) + 2(0)]$
- $\Delta H = [-393.5 - 571.6] - [-74.8]$
- $\Delta H = -965.1 + 74.8$
- **Resposta:** $\Delta H = -890.3 \text{ kJ/mol}$

3. Questão 3:

- Manipule as reações dadas:
- $(X + Y \rightarrow Z) \Delta H = 30 \text{ kJ/mol}$
- $(Z \rightarrow W + Y) \Delta H = -40 \text{ kJ/mol}$
- $(W \rightarrow X) \Delta H = 20 \text{ kJ/mol}$
- Inverta a terceira reação: $(X \rightarrow W) \Delta H = -20 \text{ kJ/mol}$
- Multiplique a primeira reação por 2: $(2X + 2Y \rightarrow 2Z) \Delta H = 60 \text{ kJ/mol}$
- Some as reações: $(2X \rightarrow W + 2Y)$
 $\Delta H = 60 \text{ kJ/mol} + (-40 \text{ kJ/mol}) + (-20 \text{ kJ/mol}) = 0 \text{ kJ/mol}$
- **Resposta:** $\Delta H = 0 \text{ kJ/mol}$

4. Questão 4:

- Represente graficamente o ciclo de Hess usando as entalpias de formação padrão.

- **Resposta:** O ciclo de Hess mostra a soma das entalpias de formação dos reagentes subtraindo a soma das entalpias de formação dos produtos.

5. Questão 5:

- Use as entalpias de formação padrão:
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l)$: -277.7 kJ/mol
- $\text{O}_2(g)$: 0 kJ/mol
- $\text{CO}_2(g)$: -393.5 kJ/mol
- $\text{H}_2\text{O}(l)$: -285.8 kJ/mol
- $\Delta H = [\sum \Delta H_f(\text{produtos})] - [\sum \Delta H_f(\text{reagentes})]$
- $\Delta H = [2(-393.5) + 3(-285.8)] - [(-277.7) + 3(0)]$
- $\Delta H = [-787 - 857.4] - [-277.7]$
- $\Delta H = -1644.4 + 277.7$
- **Resposta:** $\Delta H = -1366.7 \text{ kJ/mol}$

6. Questão 6:

- A Lei de Hess é importante na termoquímica porque permite calcular a variação de entalpia de reações que são difíceis ou impossíveis de medir diretamente, usando reações conhecidas.
- **Resposta:** A Lei de Hess é crucial pois possibilita o cálculo de ΔH para reações não mensuráveis diretamente, através de manipulações algébricas de reações conhecidas.

7. Questão 7:

- Verifique a consistência:
- $(2\text{NO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{NO}_2(g)) \Delta H = -114 \text{ kJ/mol}$
- $(\text{NO}(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{NO}_2(g)) \Delta H = -57 \text{ kJ/mol}$
- A segunda reação multiplicada por 2 deve ser igual à primeira:
- $2(\text{NO}(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{NO}_2(g)) \Delta H = 2(-57 \text{ kJ/mol}) = -114 \text{ kJ/mol}$
- **Resposta:** As reações são consistentes.

8. Questão 8:

- Manipule a reação dada:
- $(\text{H}_2(g) + \frac{1}{2}\text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{HCl}(g)) \Delta H = -92 \text{ kJ/mol}$
- Multiplique por 2: $(2\text{H}_2(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{HCl}(g))$
 $\Delta H = 2(-92 \text{ kJ/mol}) = -184 \text{ kJ/mol}$
- **Resposta:** $\Delta H = -184 \text{ kJ/mol}$

9. **Questão 9:** A entalpia de formação é a variação de entalpia quando um mol de um composto é formado a partir de seus elementos em seus estados padrão. A entalpia de reação é a variação de entalpia para qualquer reação química.

- **Resposta:** A entalpia de formação refere-se à formação de um composto a partir de seus elementos, enquanto a entalpia de reação é a variação de entalpia para qualquer transformação química.

10. Questão 10:

- Manipule as reações dadas:
- $(A \rightarrow B) \Delta H = 20 \text{ kJ/mol}$
- $(B + C \rightarrow D) \Delta H = -30 \text{ kJ/mol}$

- $(D \rightarrow A + C) \Delta H = 10 \text{ kJ/mol}$
- Inverta a primeira reação: $(B \rightarrow A) \Delta H = -20 \text{ kJ/mol}$
- Inverta a terceira reação: $(A + C \rightarrow D) \Delta H = -10 \text{ kJ/mol}$
- Some as reações: $(A + C \rightarrow B)$
 $\Delta H = -20 \text{ kJ/mol} + (-30 \text{ kJ/mol}) + (-10 \text{ kJ/mol}) = -60 \text{ kJ/mol}$
- **Resposta:** $\Delta H = -60 \text{ kJ/mol}$

11. Questão 11:

- Use as entalpias de formação padrão:
- $\text{Fe}_2\text{O}_3(s)$: -824.2 kJ/mol
- $\text{CO}(g)$: -110.5 kJ/mol
- $\text{Fe}(s)$: 0 kJ/mol
- $\text{CO}_2(g)$: -393.5 kJ/mol
- $\Delta H = [\sum \Delta H_f(\text{produtos})] - [\sum \Delta H_f(\text{reagentes})]$
- $\Delta H = [2(0) + 3(-393.5)] - [(-824.2) + 3(-110.5)]$
- $\Delta H = [0 - 1180.5] - [-824.2 - 331.5]$
- $\Delta H = -1180.5 + 1155.7$
- **Resposta:** $\Delta H = -24.8 \text{ kJ/mol}$

12. Questão 12:

- Verifique a consistência:
- $(2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g)) \Delta H = 571.6 \text{ kJ/mol}$
- $(\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g)) \Delta H = 285.8 \text{ kJ/mol}$
- A segunda reação multiplicada por 2 deve ser igual à primeira:
- $2(\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g)) \Delta H = 2(285.8 \text{ kJ/mol}) = 571.6 \text{ kJ/mol}$
- **Resposta:** As reações são consistentes.

13. Questão 13:

- Manipule a reação dada:
- $(\text{N}_2\text{H}_4(l) + \frac{1}{2}\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightarrow \text{N}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)) \Delta H = -120 \text{ kJ/mol}$

- Multiplique por 2: $(2\text{N}_2\text{H}_4(l) + \text{N}_2\text{O}_4(g) \rightarrow 2\text{N}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}(l))$
 $\Delta H = 2(-120 \text{ kJ/mol}) = -240 \text{ kJ/mol}$
- **Resposta:** $\Delta H = -240 \text{ kJ/mol}$

14. Questão 14:

- A entalpia é considerada uma função de estado porque seu valor depende apenas do estado inicial e final do sistema, não do caminho seguido para atingir esse estado.
- **Resposta:** A entalpia é uma função de estado pois seu valor é determinado exclusivamente pelos estados inicial e final, independentemente do processo seguido.

15. Questão 15:

- Manipule as reações dadas:
- $(X \rightarrow Y) \Delta H = -50 \text{ kJ/mol}$
- $(Y + Z \rightarrow W) \Delta H = 30 \text{ kJ/mol}$
- $(W \rightarrow X + Z) \Delta H = 20 \text{ kJ/mol}$
- Inverta a primeira reação: $(Y \rightarrow X) \Delta H = 50 \text{ kJ/mol}$
- Inverta a terceira reação: $(X + Z \rightarrow W) \Delta H = -20 \text{ kJ/mol}$
- Some as reações: $(X + Z \rightarrow Y)$
 $\Delta H = 50 \text{ kJ/mol} + 30 \text{ kJ/mol} + (-20 \text{ kJ/mol}) = 60 \text{ kJ/mol}$
- **Resposta:** $\Delta H = 60 \text{ kJ/mol}$

16. Questão 16:

- Use as entalpias de formação padrão:
- $\text{AgNO}_3(s)$: -124.4 kJ/mol
- $\text{K}_2\text{CrO}_4(s)$: -1403.7 kJ/mol
- $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s)$: -731.7 kJ/mol
- $\text{KNO}_3(s)$: -494.6 kJ/mol
- $\Delta H = [\sum \Delta H_f(\text{produtos})] - [\sum \Delta H_f(\text{reagentes})]$
- **Resposta:** $\Delta H = -192.8 \text{ kJ/mol}$

17. Questão 17:

- Compare as variações de entalpia:
- $(\text{C}_3\text{H}_8(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 3\text{CO}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}(l)) \Delta H = -2220 \text{ kJ/mol}$

- $(\text{CH}_4(g) + 2\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)) \Delta H = -890 \text{ kJ/mol}$
- A reação de propano libera mais energia do que a de metano devido à maior complexidade e número de ligações quebradas e formadas.
- **Resposta:** A reação de propano tem uma variação de entalpia mais negativa (libera mais energia) do que a de metano devido à maior quantidade de carbono e hidrogênio envolvidos.

18. Questão 18:

- Manipule as reações dadas:
- $(\text{CO}(g) + 1 \frac{\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)}{2}) \Delta H = -283 \text{ kJ/mol}$
- $(\text{H}_2(g) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(g)) \Delta H = -242 \text{ kJ/mol}$
- Inverta a segunda reação: $(\text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{H}_2(g) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g)) \Delta H = 242 \text{ kJ/mol}$
- Some as reações: $(\text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2(g))$
 $\Delta H = -283 \text{ kJ/mol} + 242 \text{ kJ/mol} = -41 \text{ kJ/mol}$
- **Resposta:** $\Delta H = -41 \text{ kJ/mol}$

19. Questão 19:

- A Lei de Hess se relaciona com a Primeira Lei da Termodinâmica porque ambas tratam da conservação de energia. A Lei de Hess permite calcular a variação de entalpia em reações químicas, enquanto a Primeira Lei afirma que a energia não pode ser criada nem destruída, apenas transformada.
- **Resposta:** A Lei de Hess está relacionada à Primeira Lei da Termodinâmica pois ambas envolvem a conservação de energia, permitindo o cálculo de variações de entalpia em reações químicas.

20. Questão 20:

- Manipule as reações dadas:
- $(A + B \rightarrow C) \Delta H = -100 \text{ kJ/mol}$
- $(C \rightarrow A + D) \Delta H = 50 \text{ kJ/mol}$
- $(D + B \rightarrow C) \Delta H = -70 \text{ kJ/mol}$
- Inverta a segunda reação: $(A + D \rightarrow C) \Delta H = -50 \text{ kJ/mol}$
- Inverta a terceira reação: $(C \rightarrow D + B) \Delta H = 70 \text{ kJ/mol}$
- Some as reações: $(A + D \rightarrow B)$
 $\Delta H = -50 \text{ kJ/mol} + (-100 \text{ kJ/mol}) + 70 \text{ kJ/mol} = -80 \text{ kJ/mol}$
- **Resposta:** $\Delta H = -80 \text{ kJ/mol}$

21. Questão 21:

- Use as entalpias de formação padrão:
- $\text{HCl}(\text{aq})$: -167.2 kJ/mol
- $\text{ZnCl}_2(\text{aq})$: -488.2 kJ/mol
- $\text{H}_2(\text{g})$: 0 kJ/mol
- $\text{Zn}(\text{s})$: 0 kJ/mol
- $\Delta H = [\sum \Delta H_f(\text{produtos})] - [\sum \Delta H_f(\text{reagentes})]$
- $\Delta H = [(-488.2) + 0] - [0 + 2(-167.2)]$
 - $\Delta H = -488.2 - [-334.4]$
 - $\Delta H = -488.2 + 334.4$
 - **Resposta:** $\Delta H = -153.8 \text{ kJ/mol}$

22. Questão 22:

- Compare as variações de entalpia por mol de etano:
- $(2\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})) \Delta H = -3120 \text{ kJ/mol}$
- $(\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 3\frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})) \Delta H = -1560 \text{ kJ/mol}$
- Divida a primeira reação por 2: $(\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 3\frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})) \Delta H = -1560 \text{ kJ/mol}$
- As duas reações têm a mesma variação de entalpia por mol de etano, confirmando a consistência usando a Lei de Hess.
- **Resposta:** Ambas as reações têm $\Delta H = -1560 \text{ kJ/mol}$ por mol de etano, demonstrando consistência pela Lei de Hess.

Capítulo 8: Entalpias Específicas

Neste capítulo, exploraremos diferentes tipos de entalpias específicas, compreendendo seus significados, características e aplicações práticas. Vamos revisar alguns conceitos já abordados e introduzir novos, enriquecendo nosso entendimento sobre as transformações energéticas em química.

8.1 Entalpia de Formação (ΔH_f°)

A entalpia de formação foi introduzida no Capítulo 7. Ela representa o calor absorvido ou liberado quando 1 mol de um composto é formado a partir de seus elementos em seus estados mais estáveis. Geralmente, as entalpias de formação são medidas em condições padrão (298 K e 1 atm).

Recapitulação:

- **Exemplo:** A entalpia de formação da água (H_2O) a partir de hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2) é $\Delta H_f^\circ = -285,8 \text{ kJ/mol}$.

Exemplos Adicionais:

1. Formação do Metano (CH_4): $[\text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g}) \quad \Delta H_f^\circ = -74,8 \text{ kJ/mol}]$.
2. Formação do Dióxido de Carbono (CO_2): $[\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H_f^\circ = -393,5 \text{ kJ/mol}]$.

8.2 Entalpia de Combustão (ΔH_{comb})

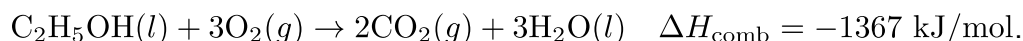
A entalpia de combustão é o calor liberado durante a combustão completa de 1 mol de uma substância em condições padrão. Essas reações são sempre exotérmicas ($\Delta H < 0$), o que significa que energia é liberada para o ambiente.

Importância:

- A entalpia de combustão é crucial para avaliar a eficiência de combustíveis, como gasolina, carvão e álcoois.

Exemplos:

1. Combustão do Metano (CH_4):
$$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_{\text{comb}} = -890 \text{ kJ/mol}$$
 - **Nota:** O valor de -890 kJ/mol é uma aproximação comumente usada; no cálculo detalhado, obtivemos -890,3 kJ/mol, devido a arredondamentos.
2. Combustão do Octano (C_8H_{18}):
$$2\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + 25\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 16\text{CO}_2(\text{g}) + 18\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_{\text{comb}} = -5470 \text{ kJ/mol}$$
3. Combustão do Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$):



4. Combustão do Carvão (C):



Exemplo Resolvido: Combustão do Metano

Vamos calcular a entalpia de combustão do metano usando as entalpias de formação:

$$\Delta H_{\text{comb}} = \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 2 \times \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) - 2 \times \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)$$

Substituindo os valores:

$$\Delta H_{\text{comb}} = (-393,5) + 2(-285,8) - (-74,8) - 2(0)$$

$$\Delta H_{\text{comb}} = -393,5 - 571,6 + 74,8$$

$$\Delta H_{\text{comb}} = -890,3 \text{ kJ/mol} \approx -890 \text{ kJ/mol}$$

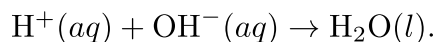
- **Nota:** A pequena diferença entre -890,3 kJ/mol e -890 kJ/mol se deve ao arredondamento dos valores das entalpias de formação.

8.3 Entalpia de Neutralização (ΔH_{neut})

A entalpia de neutralização é o calor liberado quando um ácido e uma base reagem para formar 1 mol de água (H_2O). Essas reações são sempre exotérmicas.

Definição:

- Quando um ácido forte reage com uma base forte, a entalpia de neutralização é aproximadamente -57 kJ/mol. Isso ocorre porque a reação envolve a combinação direta de íons H^+ e OH^- para formar água:



Por que $\Delta H_{\text{neut}} \approx -57 \text{ kJ/mol}$?

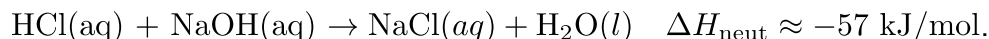
- A reação entre íons H^+ e OH^- é altamente exotérmica e relativamente constante para ácidos e bases fortes.
- **Nota:** Em condições não padrão ou com ácidos/bases fracas, esse valor pode variar significativamente devido à energia adicional necessária para a ionização.

Ácidos ou Bases Fracas:

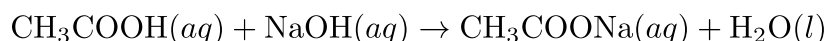
- Quando um ácido ou base fraca está envolvido, parte da energia é utilizada para ionizar a substância, resultando em uma entalpia de neutralização diferente de -57 kJ/mol.

Exemplos:

1. Neutralização de HCl com NaOH:



2. Neutralização de Ácido Acético com NaOH:



ΔH_{neut} diferente de -57 kJ/mol

8.4 Entalpia de Dissolução (ΔH_{dis})

A entalpia de dissolução é o calor envolvido quando 1 mol de uma substância é dissolvido em uma quantidade especificada de solvente. Esse processo pode ser exotérmico ou endotérmico, dependendo das interações entre soluto e solvente.

Processo em Etapas:

1. Quebra de Ligações no Sólido: Endotérmico (absorve calor).
2. Quebra de Ligações no Solvente: Endotérmico (absorve calor).
3. Formação de Ligações Soluto-Solvente: Exotérmico (libera calor).

A entalpia de dissolução é a soma dessas etapas:

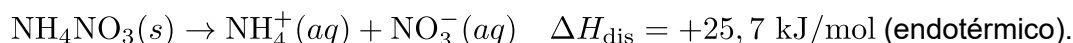
$$\Delta H_{\text{dis}} = \Delta H_{\text{etapa 1}} + \Delta H_{\text{etapa 2}} + \Delta H_{\text{etapa 3}}$$

Exemplos:

1. Dissolução de NaOH:



2. Dissolução de NH_4NO_3 :



Aplicação Prática:

- **Compressas Instantâneas:**
 - **Quentes:** Usam substâncias que liberam calor ao dissolver, como NaOH.
 - **Frias:** Usam substâncias que absorvem calor ao dissolver, como NH_4NO_3 .
- **Nota:** A entalpia de dissolução pode variar com a quantidade de solvente e a concentração final da solução, não apenas com o soluto.

8.5 Entalpia de Ligação (ΔH_{lig})

A entalpia de ligação é a energia necessária para quebrar 1 mol de ligações químicas em uma molécula gasosa. Esse processo é sempre endotérmico ($\Delta H > 0$).

Valores Médios:

- As energias de ligação são valores médios, pois podem variar dependendo da molécula específica.
- **Nota:** Por exemplo, a energia de uma ligação C-H pode variar devido às diferentes interações eletrônicas e ambientes moleculares. Tabelas de energias de ligação comuns incluem valores para ligações como C-H, C-C, C=C, O-H, entre outras.

Cálculo da Entalpia de Reação ($\Delta H_{\text{reação}}$):

A entalpia de uma reação pode ser calculada usando as entalpias de ligação:

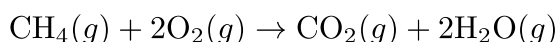
$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum(\text{ligações quebradas}) - \sum(\text{ligações formadas})$$

Ou, de forma equivalente:

$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum \Delta H_{\text{lig}}(\text{reagentes}) - \sum \Delta H_{\text{lig}}(\text{produtos})$$

Exemplo Resolvido: Combustão do Metano Usando Energias de Ligação

Para a reação:



Ligações Quebradas:

- 4 ligações C-H: $4 \times 413 \text{ kJ/mol} = 1652 \text{ kJ/mol}$
- 2 ligações O=O: $2 \times 498 \text{ kJ/mol} = 996 \text{ kJ/mol}$

Ligações Formadas:

- 2 ligações C=O: $2 \times 745 \text{ kJ/mol} = 1490 \text{ kJ/mol}$
- 4 ligações O-H: $4 \times 463 \text{ kJ/mol} = 1852 \text{ kJ/mol}$

Cálculo:

$$\Delta H_{\text{reação}} = (1652 + 996) - (1490 + 1852)$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = 2648 - 3342$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = -694 \text{ kJ/mol}$$

- **Nota:** Este valor é próximo ao experimental (-890 kJ/mol), mas a diferença se deve às aproximações nas energias de ligação e à não consideração de fatores como a entalpia de vaporização da água ou os estados físicos dos produtos.

8.6 Comparação das Entalpias

Tipo	Definição	Sinal Típico	Exemplo
ΔH_f°	Formação a partir de elementos	Varia	H ₂ O: -285,8 kJ/mol
ΔH_{comb}	Combustão completa	Sempre < 0	CH ₄ : -890 kJ/mol
ΔH_{neut}	Ácido + base → H ₂ O	Sempre < 0	≈ -57 kJ/mol
ΔH_{dis}	Dissolução	Varia	NaOH: -44,5 kJ/mol
ΔH_{lig}	Quebra de ligação	Sempre > 0	C-H: +413 kJ/mol

Nota: Todos os valores numéricos incluem suas unidades (kJ/mol) para clareza.

Lista de exercícios

Exercícios para Entalpia de Formação (ΔH_f°):

1. Calcule a entalpia de formação do etano (C_2H_6) a partir de seus elementos.
2. Determine a entalpia de formação do monóxido de carbono (CO).

Exercícios para Entalpia de Combustão (ΔH_{comb}):

3. Calcule a entalpia de combustão do propano (C_3H_8).
4. Determine a quantidade de calor liberada na combustão de 100 g de etanol.
5. Compare as entalpias de combustão de metano, etano e propano.

Exercícios para Entalpia de Neutralização (ΔH_{neut}):

6. Calcule a entalpia de neutralização da reação entre HNO_3 e KOH.
7. Explique por que a entalpia de neutralização de ácidos e bases fracas difere daquela de ácidos e bases fortes.
8. Determine a entalpia de neutralização da reação entre ácido acético (CH_3COOH) e hidróxido de sódio (NaOH).

Exercícios para Entalpia de Dissolução (ΔH_{dis}):

9. Determine se a dissolução de $CaCl_2$ é exotérmica ou endotérmica.
10. Explique o funcionamento de uma compressa instantânea.
11. Calcule a entalpia de dissolução do sulfato de amônio ($(NH_4)_2SO_4$) e discuta suas aplicações.

Exercícios Integrados

12. Calcule a entalpia de uma reação usando tanto entalpias de formação quanto de ligação.
13. Avalie a eficiência energética de diferentes combustíveis com base em suas entalpias de combustão.
14. Use entalpias de ligação para calcular a entalpia de formação do metano (CH_4).

Exercícios Aplicados

15. Analise o impacto da entalpia de dissolução em processos industriais de produção de fertilizantes.
16. Discuta como a entalpia de neutralização é utilizada em aplicações cotidianas, como em sistemas de aquecimento de água.
17. Avalie o uso de diferentes combustíveis em termos de entalpia de combustão e impacto ambiental.

Exercícios Adicionais

18. Compare as entalpias de combustão de diferentes hidrocarbonetos e explique suas implicações para o uso como combustíveis.
19. Explore como as variações nas entalpias de ligação afetam o cálculo da entalpia de reações químicas.

20. Calcule a entalpia de formação do dióxido de enxofre (SO₂) a partir de entalpias de ligação.
21. Discuta a relação entre entalpia de formação e estabilidade química de compostos.
22. Avalie como a entalpia de dissolução influencia a escolha de solventes em processos industriais.
23. Use entalpias de formação para calcular a entalpia de combustão do butano (C₄H₁₀).
24. Explique o papel da entalpia de ligação na determinação da energia de reações químicas.
25. Analise a influência da entalpia de combustão na seleção de combustíveis para uso doméstico e industrial.

Gabarito

Entalpia de Formação (ΔH_f°)

1. Para a reação de formação do etano: $2\text{C(s)} + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$, a entalpia de formação é $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6) = -84,7 \text{ kJ/mol}$.
2. Para a reação de formação do monóxido de carbono: $\text{C(s)} + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO(g)}$, a entalpia de formação é $\Delta H_f^\circ(\text{CO}) = -110,5 \text{ kJ/mol}$.

Entalpia de Combustão (ΔH_{comb})

3. Para a combustão do propano: $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O(l)}$, a entalpia de combustão é $\Delta H_{\text{comb}} = -2220 \text{ kJ/mol}$.
4. Para 100 g de etanol, a quantidade de calor liberada é aproximadamente -2970 kJ.

5. Comparação:

Combustível	ΔH_{comb} (kJ/mol)	ΔH_{comb} (kJ/g)
Metano (CH ₄)	-890	-55,6
Etano (C ₂ H ₆)	-1560	-52,0
Propano (C ₃ H ₈)	-2220	-50,5

Entalpia de Neutralização (ΔH_{neut})

6. A entalpia de neutralização da reação entre HNO₃ e KOH é aproximadamente -57,0 kJ/mol.
7. Ácidos e bases fracas requerem energia adicional para ionização, resultando em uma entalpia de neutralização diferente.
8. A entalpia de neutralização da reação entre ácido acético e hidróxido de sódio é aproximadamente 50,0 kJ/mol.

Entalpia de Dissolução (ΔH_{dis})

9. A dissolução de CaCl_2 é exotérmica, com $\Delta H_{\text{dis}} = -81,3 \text{ kJ/mol}$.
10. Compressas instantâneas usam substâncias exotérmicas (quentes) ou endotérmicas (frias) ao dissolver.
11. A entalpia de dissolução do sulfato de amônio é aproximadamente $+11,4 \text{ kJ/mol}$, e é usada em compressas frias e fertilizantes.

Exercícios Integrados

12. Exemplo: Combustão do metano usando entalpias de formação e de ligação.
13. Combustíveis com maior entalpia de combustão por unidade de massa são mais eficientes.
14. Usando energias de ligação, a entalpia de formação do metano é aproximadamente -73 kJ/mol .

Exercícios Aplicados

15. Fertilizantes como $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ usam entalpias de dissolução endotérmicas para resfriamento.
16. A entalpia de neutralização é usada em sistemas de aquecimento de água.
17. Combustíveis fósseis têm altas entalpias de combustão, mas maior impacto ambiental.

Exercícios Adicionais

18. Hidrocarbonetos mais pesados têm maiores entalpias de combustão, mas produzem mais CO_2 .
19. Variações nas energias de ligação afetam a precisão dos cálculos de entalpia.
20. A entalpia de formação do SO_2 a partir de energias de ligação é aproximadamente $-511,4 \text{ kJ/mol}$.
21. Compostos com entalpias de formação mais negativas são mais estáveis.
22. A entalpia de dissolução influencia a escolha de solventes em processos industriais.
23. A entalpia de combustão do butano é -2878 kJ/mol .
24. Energias de ligação são essenciais para estimar a energia de reações químicas.
25. A entalpia de combustão influencia a seleção de combustíveis para uso doméstico e industrial.

Capítulo 9: Ciclos Termoquímicos

9.1.1 O que é e para que serve?

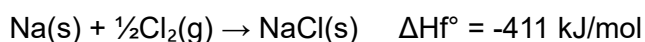
O Ciclo de Born-Haber é uma aplicação da Lei de Hess que permite calcular a energia de rede (ΔH_{rede}) de compostos iônicos - uma grandeza que não pode ser medida diretamente em laboratório.

A energia de rede representa a força das interações eletrostáticas que mantêm os íons unidos no cristal, sendo fundamental para entender a estabilidade de compostos iônicos como NaCl, MgO, CaF₂, entre outros.

9.1.2 Fundamento Teórico: Lei de Hess

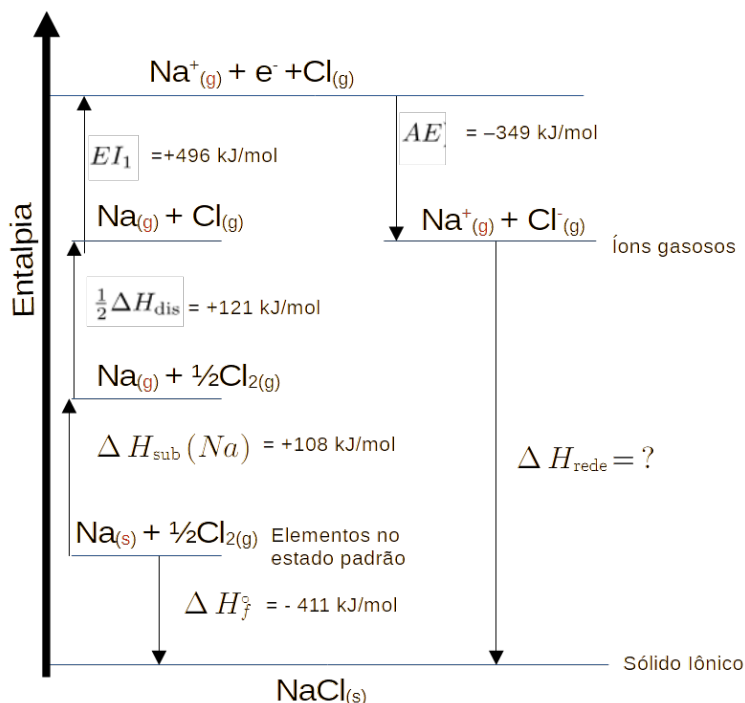
O ciclo baseia-se no princípio de que a entalpia é uma função de estado. Portanto, a variação de entalpia na formação de um composto iônico a partir de seus elementos é igual à soma das entalpias de todas as etapas intermediárias, independente do caminho.

Para o NaCl:



Este processo pode ser decomposto em cinco etapas intermediárias, formando um "ciclo" termoquímico.

9.1.3 Representação Gráfica



O diagrama mostra os níveis energéticos e as transformações necessárias para formar NaCl(s) a partir dos elementos no estado padrão até os íons gasosos e finalmente o sólido cristalino.

9.2 Etapas Detalhadas do Ciclo

Vamos examinar cada transformação necessária para formar NaCl(s), utilizando os valores experimentais de entalpia:

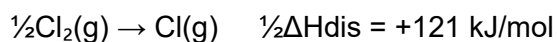
Etapa	Processo	O que acontece?	ΔH (exemplo NaCl)	Sinal
0	ΔH_f° entalpia padrão de formação do NaCl(s)	$\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s})$	- 411 kJ/mol	-
1	ΔH_{sub} Sublimação do Na	$\text{Na}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}(\text{g})$	+108 kJ/mol	+
2	$\frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}}$ Dissociação do Cl ₂	$\frac{1}{2}\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cl}(\text{g})$	+121 kJ/mol	+
3	E_{I_1} Ionização do Na	$\text{Na}(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^-$	+496 kJ/mol	+
4	AE Afinidade eletrônica do Cl	$\text{Cl}(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})$	-349 kJ/mol	-
5	ΔH_{rede} Formação da rede	$\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s})$	$\Delta H_{\text{rede}}?$	-

9.2.1 Etapa 1: Sublimação do Sódio (ΔH_{sub})



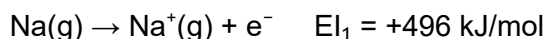
O sódio metálico sólido precisa ser transformado em átomos gasosos. Este processo é endotérmico pois requer energia para superar as ligações metálicas que mantêm os átomos unidos no retículo cristalino.

9.2.2 Etapa 2: Dissociação do Cloro ($\frac{1}{2}\Delta H_{\text{dis}}$)



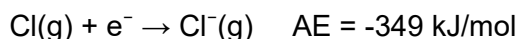
A molécula de Cl₂ deve ser dissociada em átomos individuais. Como precisamos de apenas 1 átomo de Cl para cada NaCl, usamos metade da energia de dissociação da molécula. Este processo é endotérmico pois quebra a ligação covalente Cl-Cl.

9.2.3 Etapa 3: Ionização do Sódio (E_{I_1})



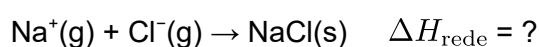
O átomo de sódio gasoso perde um elétron para formar o cátion Na⁺. Este é o processo que requer maior quantidade de energia no ciclo, pois é necessário remover um elétron contra a atração do núcleo.

9.2.4 Etapa 4: Afinidade Eletrônica do Cloro (AE)



O átomo de cloro gasoso captura o elétron liberado pelo sódio, formando o ânion Cl⁻. Este é um processo exotérmico, pois o cloro tem alta afinidade por elétrons (eletronegatividade elevada).

9.2.5 Etapa 5: Formação da Rede Cristalina (ΔH_{rede})



Os íons gasosos se combinam para formar o cristal iônico sólido. Este é um processo altamente exotérmico devido à forte atração eletrostática entre os íons de cargas opostas. A energia de rede é a grandeza que queremos calcular.

9.2.6 Aplicação da Lei de Hess

A entalpia de formação é a soma de todas as etapas:

$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_{\text{sub}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + EI_1 + AE + \Delta H_{\text{rede}}$$

Para calcular ΔH_{rede} , isolamos o termo:

$$\Delta H_{\text{rede}} = \Delta H_f^\circ - (\Delta H_{\text{sub}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + EI_1 + AE)$$

Substituindo os valores para o NaCl:

$$\Delta H_{\text{rede}} = -411 - (108 + 121 + 496 + (-349))$$

$$\Delta H_{\text{rede}} = -411 - 376$$

$$\Delta H_{\text{rede}} = -787 \text{ kJ/mol}$$

O valor negativo e de grande magnitude confirma que a formação do retículo cristalino libera grande quantidade de energia, estabilizando o composto iônico.

9.3 Importância da Energia de Rede (ΔH_{rede})

A energia de rede é a medida da força das forças eletrostáticas que mantêm os íons unidos no sólido cristalino.

- **Definição:** A energia liberada quando íons gasosos se combinam para formar 1 mol de um composto iônico sólido. Por definição, é um valor **exotérmico** ($\Delta H < 0$).
- **Estabilidade:** Quanto mais negativo for o valor da ΔH_{rede} , mais **estável** é o composto iônico.
- **Fatores Determinantes:** A energia de rede é influenciada principalmente pela **carga dos íons** e pelo **raio iônico**.
 - **Carga:** Maior carga iônica resulta em maior atração e, portanto, maior ΔH_{rede} (mais negativa). Ex: MgO (cargas +2/-2) tem ΔH_{rede} muito maior que NaCl (cargas +1/-1).
 - **Raio Iônico:** Íons menores podem se aproximar mais, o que aumenta a força de atração e resulta em maior ΔH_{rede} (mais negativa).

Lista de exercícios

1. **Questão:** Defina e explique a importância do Ciclo de Born-Haber na Termoquímica.
2. **Questão:** Cite e descreva as cinco etapas termoquímicas envolvidas na formação de um composto iônico, como o KCl, a partir de seus elementos no Ciclo de Born-Haber.
3. **Questão:** Explique a relação entre a Energia de Rede e a estabilidade de um composto iônico. Qual o significado de uma ΔH_{rede} altamente negativa?
4. **Questão:** Calcule a energia de rede (ΔH_{rede}) do LiF(s) usando os seguintes dados (em kJ/mol):
 - $\Delta H_f[\text{LiF}(s)] = -617$
 - $\Delta H_{\text{sub}}[\text{Li}(s)] = +161$
 - $\frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}}[\text{F}_2(g)] = +77$
 - $\text{EI}_1[\text{Li}(g)] = +520$
 - $\text{AE}[\text{F}(g)] = -328$
5. **Questão:** Por que a ΔH_{rede} do MgO (óxido de magnésio) é significativamente mais negativa que a do NaCl? Explique usando os fatores que influenciam a energia de rede.
6. **Questão:** Determine a entalpia de formação (ΔH_f) do KBr(s) a partir dos seguintes valores (em kJ/mol):
 - $\Delta H_{\text{rede}}[\text{KBr}] = -670$
 - $\Delta H_{\text{sub}}[\text{K}(s)] = +89$
 - $\frac{1}{2} \Delta H_{\text{sub}}[\text{Br}_2(g)] = +112 \text{ kJ/mol}$
 - $\text{EI}_1[\text{K}(g)] = +419$
 - $\text{AE}[\text{Br}(g)] = -325$
7. **Questão:** Explique por que a energia de ionização (EI_1) e a sublimação são processos endotérmicos no Ciclo de Born-Haber.
8. **Questão:** Analise o impacto da variação do raio iônico sobre a ΔH_{rede} ao comparar NaCl e KCl.
9. **Questão:** Calcule a energia de rede do fluoreto de cálcio (CaF_2) e discuta a complexidade das etapas de ionização e afinidade eletrônica para este composto.
10. **Questão:** Diferencie processos endotérmicos e exotérmicos dentro do Ciclo de Born-Haber.
11. **Questão:** Analise a estabilidade de compostos iônicos comparando a ΔH_{rede} do NaF com a do LiF.
12. **Questão:** Explique como o Ciclo de Born-Haber pode ser usado para determinar a afinidade eletrônica de não-metais (como O ou S) que formam compostos iônicos como MgO.
13. **Questão:** Analise o impacto da substituição isoeletrica em compostos iônicos sobre suas energias de rede e estabilidade.

- Exemplo: Comparar NaCl com KCl ou MgO com CaO.

14. **Questão:** Calcule a energia de rede do brometo de sódio (NaBr) e compare-a com a do cloreto de sódio (NaCl).
15. **Questão:** Avalie como as variações nas energias de ionização e afinidade eletrônica afetam a energia de rede de compostos iônicos.

Gabarito

1. **Resposta:** O Ciclo de Born-Haber é um método termoquímico baseado na **Lei de Hess** para calcular a **energia de rede** (ΔH_{rede}) de compostos iônicos. É importante porque essa energia não pode ser medida diretamente em laboratório, mas é fundamental para determinar a estabilidade do composto.

2. **Resposta:**

- **Sublimação** ($\text{K(s)} \rightarrow \text{K(g)}$): Energia para transformar o metal em gás.
- **Dissociação** ($\frac{1}{2}\Delta H_{\text{diss}}[\text{Cl}_2(\text{g})] = +121 \text{ kJ/mol}$): Energia para quebrar a ligação covalente do não-metal.
- **Energia de Ionização** ($\text{EI}_1[\text{K}]$): Energia para formar o cátion $\text{K}^+(\text{g})$.
- **Afinidade Eletrônica** ($\text{AE}[\text{Cl}]$): Energia liberada ao formar o ânion $\text{Cl}^-(\text{g})$.
- **Energia de Rede** (ΔH_{rede}): Energia liberada ao formar o sólido KCl(s) a partir dos íons gasosos.

3. **Resposta:** Uma ΔH_{rede} altamente negativa indica uma **forte atração eletrostática** entre os íons, o que significa que o composto é **mais estável** e requer mais energia para ser decomposto em seus íons gasosos.

4. **Resposta:**

- Fórmula: $\Delta H_{\text{rede}} = \Delta H_f - (\Delta H_{\text{sub}} + \frac{1}{2}\Delta H_{\text{dis}} + \text{EI}_1 + \text{AE})$
- $\Delta H_{\text{rede}}[\text{LiF}] = -617 - (161 + 77 + 520 + (-328))$
- $\Delta H_{\text{rede}}[\text{LiF}] = -617 - (805 - 328)$
- $\Delta H_{\text{rede}}[\text{LiF}] = -617 - 477$
- $\Delta H_{\text{rede}}[\text{LiF}] = -1094 \text{ kJ/mol}$

5. **Resposta:** A ΔH_{rede} do MgO é muito mais negativa devido às **cargas iônicas** significativamente maiores (Mg^{2+} e O^{2-}) em comparação com o NaCl (Na^+ e Cl^-). A força eletrostática é diretamente proporcional ao produto das cargas, resultando em uma atração muito mais forte e, conseqüentemente, uma energia de rede muito maior em magnitude.

6. **Resposta:**

- Fórmula: $\Delta H_f = \Delta H_{\text{sub}} + \frac{1}{2}\Delta H_{\text{dis}} + \text{EI}_1 + \text{AE} + \Delta H_{\text{rede}}$
- $\Delta H_f[\text{KBr}] = 89 + 112 + 419 + (-325) + (-670)$
- $\Delta H_f[\text{KBr}] = 620 - 995$
- $\Delta H_f[\text{KBr}] = -375 \text{ kJ/mol}$

7. **Resposta:** A **energia de ionização** é endotérmica porque requer o **fornecimento de energia** para remover um elétron de um átomo gasoso. A **sublimação** é endotérmica porque requer o **fornecimento de energia** para superar as forças intermoleculares e transformar um sólido em gás.

8. **Resposta:** O íon K^+ é maior que o íon Na^+ . Como a força eletrostática é inversamente proporcional à distância entre os centros dos íons (raio iônico), o KCl terá uma distância inter-iônica maior que o NaCl. Isso resulta em uma **menor magnitude** (menos negativa) da ΔH_{rede} para o KCl em comparação com o NaCl.

9. **Resposta:** O CaF_2 é mais complexo pois envolve **duas energias de ionização** ($Ca \rightarrow Ca^{2+}$) e a **afinidade eletrônica de dois átomos** de flúor (F) para formar dois íons F^- .

10.Resposta:

- **Processos Endotérmicos (+):** Sublimação, Dissociação e Energia de Ionização. Eles absorvem energia para quebrar ligações ou remover elétrons.
- **Processos Exotérmicos (-):** Afinidade Eletrônica (geralmente) e Energia de Rede. Eles liberam energia ao formar íons estáveis ou a rede cristalina.

11. **Resposta:** O Li^+ tem um raio iônico menor que o Na^+ . Íons menores levam a uma maior aproximação na rede cristalina, resultando em forças eletrostáticas mais fortes. Portanto, o LiF terá uma ΔH_{rede} com **maior magnitude** (mais negativa) e será **mais estável** que o NaF.

12. **Resposta:** O Ciclo de Born-Haber pode ser rearranjado para calcular a Afinidade Eletrônica (AE) de não-metais que não pode ser medida diretamente. Se todos os outros valores (ΔH_f , ΔH_{rede} , ΔH_{sub} , etc.) forem conhecidos, o AE se torna a única incógnita na equação da Lei de Hess.

13. **Resposta:** A substituição isoelétrica, como a troca de Na^+ por K^+ , afeta principalmente o **raio iônico**. O K^+ é maior, o que aumenta a distância inter-iônica e **diminui** a magnitude da ΔH_{rede} , tornando o KCl menos estável que o NaCl.

14.Resposta:

- $\Delta H_{rede}[NaBr] = -736,5 \text{ kJ/mol}$ (cálculo usando valores típicos de $\Delta H_f = -361 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_{sub} = +108 \text{ kJ/mol}$, $\frac{1}{2}\Delta H_{dis} = +96,5 \text{ kJ/mol}$, $EI_1 = +496 \text{ kJ/mol}$, $AE = -325 \text{ kJ/mol}$).
- **Comparação:** O NaCl (típico -788 kJ/mol) é **mais estável** que o NaBr ($-736,5 \text{ kJ/mol}$) devido ao raio iônico menor do Cl^- em comparação com o Br^- , resultando em uma atração eletrostática mais forte.

15. **Resposta:** A **Energia de Ionização** elevada torna a formação do cátion mais difícil e a ΔH_{rede} menos negativa. A **Afinidade Eletrônica** mais negativa (liberação de mais energia) compensa os processos endotérmicos, tornando a ΔH_{rede} mais negativa. O equilíbrio entre estas energias é crucial para a estabilidade final do composto.

PARTE VI: MATERIAL COMPLEMENTAR

Apêndice A: História da Termoquímica



Figura 5: Germain Hess (1802-1850)

Fonte: Иван Иванович Реймерс (1818 – 1868) - https://vk.com/club52196838?z=photo-52196838_457259622%2Falbum-52196838_260379300%2Frev, CC BY-SA 4.0, Fonte

Germain Hess (1802-1850)

Lei de Hess:

A **Lei de Hess** é uma das pedras angulares da termoquímica. Ela estabelece que a variação de entalpia (ΔH) em uma reação química é independente do caminho percorrido, dependendo apenas dos estados inicial e final dos reagentes e produtos. Matematicamente, isso pode ser expresso como:

$$\Delta H_{rea} = \sum \Delta H_f^\circ(\text{produtos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reagentes})$$

Onde:

- ΔH_{rea} é a variação de entalpia da reação.
- ΔH_f° representa a entalpia de formação padrão de cada composto.

Estudos Relacionados:

Hess conduziu experimentos calorimétricos para medir calores de reação e formação, o que lhe permitiu formular a lei. Ele estudou reações químicas em diferentes condições e observou que a energia total envolvida na reação permanecia constante, independentemente das etapas intermediárias.

Relação com a Termoquímica:

A Lei de Hess é vital para a termoquímica porque permite que os químicos calculem entalpias de reações complexas sem precisar medir diretamente cada etapa. Isso é especialmente útil para reações que são difíceis de realizar experimentalmente ou que ocorrem em várias etapas.

Antoine Lavoisier (1743-1794) e Pierre-Simon Laplace (1749-1827)



Figura 6: Antoine Lavoisier (1743-1794)

Fonte: [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:David_-_Portrait_of_Monsieur_Lavoisier_\(cropped\).jpg#mw-jump-to-license](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:David_-_Portrait_of_Monsieur_Lavoisier_(cropped).jpg#mw-jump-to-license)



Figura 7: Pierre-Simon Laplace (1749-1827)

Fonte: Por Paulin Jean-Baptiste Guérin (1783 - 1855) - This image appears identical to the cover image used by Gillispie et al. They cite the portrait as an 1842 posthumous portrait by Madame Feytaud, courtesy of the Académie des Sciences, Paris., Domínio público, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=20879>

Calorimetria e o Calorímetro de Gelo:

Lavoisier e Laplace desenvolveram o **calorímetro de gelo**, um dos primeiros dispositivos para medir calor. O calorímetro consistia em uma câmara interna cercada por gelo, onde a reação química ocorria. O calor liberado pela reação derretia o gelo, e a quantidade de água formada era medida para determinar o calor liberado.

Estudos Relacionados:

Eles realizaram experimentos calorimétricos para estudar a combustão de vários materiais, incluindo metais e compostos orgânicos. Esses estudos ajudaram a estabelecer a teoria do oxigênio na combustão e a Lei da Conservação da Massa.

Relação com a Termoquímica:

O trabalho de Lavoisier e Laplace estabeleceu as bases da calorimetria moderna, permitindo medições precisas de calor em reações químicas. Isso foi crucial para o desenvolvimento da termoquímica, pois forneceu os métodos experimentais necessários para estudar as relações entre energia e reações químicas.

James Prescott Joule (1818-1889)

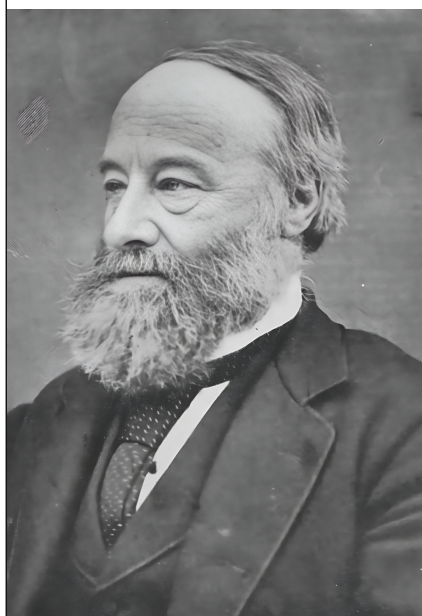


Figura 8:

James Prescott Joule (1818-1889)

Fonte: Domínio público,
<https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=2462>

Equivalente Mecânico do Calor:

Joule demonstrou que uma quantidade específica de trabalho mecânico produz uma quantidade equivalente de calor. Ele determinou experimentalmente que **4,184 joules de trabalho são equivalentes a 1 caloria de calor**. Isso pode ser expresso como:

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

Estudos Relacionados:

Joule conduziu uma série de experimentos, incluindo o famoso experimento da queda de pesos em água, onde ele mediu o aumento de temperatura da água devido ao trabalho mecânico realizado pelos pesos. Esses experimentos forneceram evidências sólidas para a relação entre trabalho e calor.

Relação com a Termoquímica:

O trabalho de Joule foi fundamental para o desenvolvimento da primeira lei da termodinâmica (conservação de energia), que é essencial para a termoquímica. A compreensão de que trabalho e calor são formas intercambiáveis de energia permitiu uma visão mais completa das relações energéticas em reações químicas.

Hermann von Helmholtz (1821-1894) e Julius Robert von Mayer (1814-1878)



Figura 9: Hermann von Helmholtz (1821-1894)

Fonte: Domínio público, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=74569>



Figura 10: Julius Robert von Mayer (1814-1878)

Fonte: Por Friedrich Berrer (* 1839) - taken from <http://www.booksandthings.co.uk/Prints/meyer.php> and cropped, Domínio público, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=10741143>

Princípio da Conservação de Energia:

Helmholtz e Mayer foram pioneiros na formulação do **princípio da conservação de energia**, que afirma que a energia total em um sistema fechado permanece constante. Matematicamente, isso pode ser expresso como:

$$\Delta U = q + w$$

Onde:

- ΔU é a variação de energia interna do sistema.
- q é o calor trocado com o ambiente.
- w é o trabalho realizado pelo ou sobre o sistema.

Estudos Relacionados:

Helmholtz estudou a aplicação do princípio da conservação de energia a processos químicos e biológicos. Mayer, por sua vez, fez observações sobre a relação entre calor e trabalho em processos biológicos, sugerindo que a energia química dos alimentos poderia ser convertida em trabalho mecânico e calor no corpo humano.

Relação com a Termoquímica:

O princípio da conservação de energia é a base da primeira lei da termodinâmica, que é essencial para a termoquímica. Ele permite que os químicos compreendam como a energia é transformada em reações químicas, seja como calor liberado ou absorvido, ou como trabalho realizado.

Marcellin Berthelot (1827-1907) e Julius Thomsen (1826-1909)

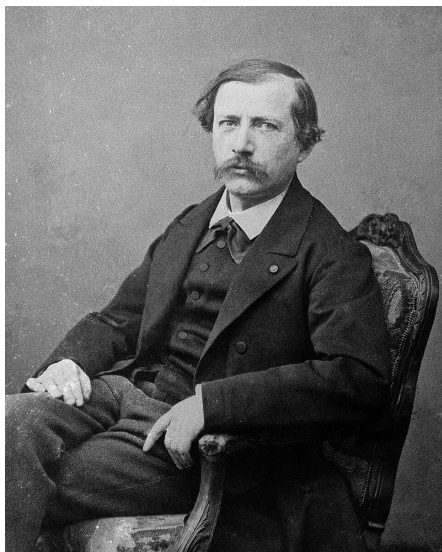


Figura 11: Marcellin Berthelot (1827-1907)

Fonte: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Marcellin_Berthelot.jpg

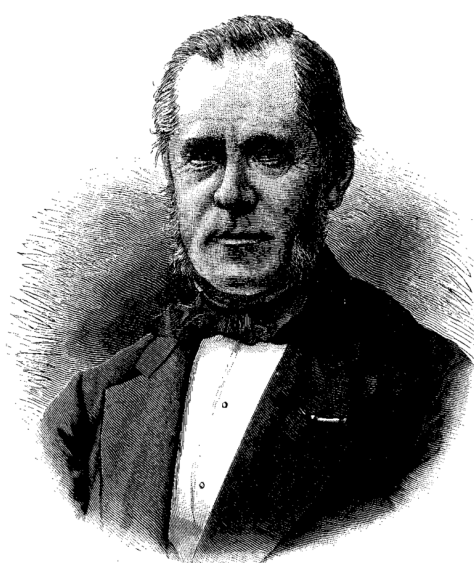


Figura 12: Julius Thomsen (1826-1909)

Fonte: Por Hans Peter Hansen - Illustreret Tidende, Årgang 25, Nr. 1273, 17/02-1884, s. 245, [1], Domínio público, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5748457>

Calorimetria Avançada:

Berthelot desenvolveu a **bomba calorimétrica**, um dispositivo usado para medir o calor liberado ou absorvido em reações químicas a volume constante. Ele também estudou extensivamente os calores de reação e formação.

Thomsen, por sua vez, desenvolveu métodos para medir entalpias de formação e conduziu estudos calorimétricos detalhados.

Estudos Relacionados:

Berthelot e Thomsen realizaram numerosos experimentos calorimétricos para determinar calores de reação de uma ampla variedade de compostos, incluindo hidrocarbonetos e compostos inorgânicos. Esses estudos ajudaram a construir tabelas de entalpias de formação padrão, que são usadas até hoje.

Relação com a Termoquímica:

O trabalho de Berthelot e Thomsen foi crucial para o desenvolvimento da termoquímica experimental. As técnicas calorimétricas avançadas que eles desenvolveram permitiram medições precisas de calores de reação, o que é essencial para a aplicação da Lei de Hess e para a compreensão das relações energéticas em reações químicas.

Walther Nernst (1864-1941)

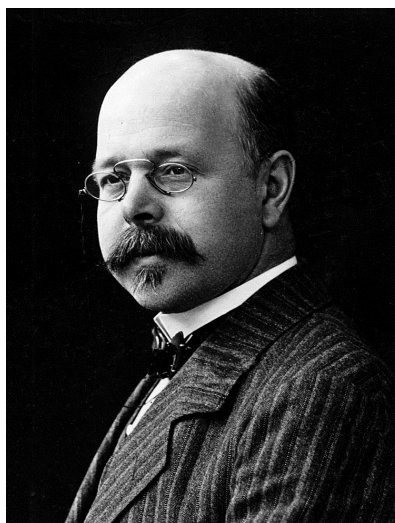


Figura 13: Walther Nernst (1864-1941)

Fonte: By Unknown (Mondadori Publishers) - <http://www.gettyimages.co.uk/detail/news-photo/portrait-of-the-german-chemist-and-physicist-walter-hermann-news-photo/141553142>, Public Domain, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=41260080>

Terceira Lei da Termodinâmica:

Nernst formulou a **terceira lei da termodinâmica**, que afirma que a entropia de um sistema puro e perfeito em temperatura absoluta zero é zero. Matematicamente, isso pode ser expresso como:

$$\lim_{T \rightarrow 0} S(T) = 0$$

Onde:

- $S(T)$ é a entropia do sistema em temperatura T .

Equação de Nernst:

Nernst também desenvolveu a **equação de Nernst**, que descreve o potencial elétrico de uma célula eletroquímica em termos de concentrações de espécies químicas envolvidas:

$$E = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

Onde:

- E é o potencial da célula.
- E° é o potencial padrão da célula.
- R é a constante universal dos gases.
- T é a temperatura absoluta.
- n é o número de elétrons transferidos.
- F é a constante de Faraday.
- Q é a fração molar dos produtos sobre os reagentes.

Estudos Relacionados:

Nernst conduziu experimentos em baixas temperaturas para investigar o comportamento de materiais e desenvolveu teorias sobre a entropia e a energia livre. Ele também fez importantes contribuições para a eletroquímica.

Relação com a Termoquímica:

A terceira lei da termodinâmica é fundamental para cálculos termoquímicos, especialmente em relação à entropia e à energia livre de Gibbs. A equação de Nernst é crucial para a eletroquímica e para a compreensão das reações químicas que envolvem transferência de elétrons.

Conclusão

Esses cientistas não apenas estabeleceram os fundamentos teóricos da termoquímica e da termodinâmica, mas também desenvolveram equações e técnicas experimentais que são essenciais para a prática moderna da química. Suas contribuições permitiram uma compreensão mais profunda das relações entre energia e reações químicas, influenciando significativamente a pesquisa científica e a tecnologia. Cada um deles deixou um legado duradouro que continua a ser fundamental para a educação e a inovação científica.

Apêndice B: Tabelas de Dados Termodinâmicos

NOVO - Precisa ser adicionado

Conteúdo (5-8 páginas):

Tabela B.1: Entalpias de Formação Padrão (ΔH_f°)

Pelo menos 50-60 substâncias comuns:

- Elementos (por definição = 0)
- Compostos inorgânicos
- Compostos orgânicos simples
- Íons em solução aquosa

Formato:

Substância	Fórmula	Estado	ΔH_f° (kJ/mol)
Água	H ₂ O	l	-285,8
Água	H ₂ O	g	-241,8
Dióxido de carbono	CO ₂	g	-393,5
...

Tabela B.2: Entalpias de Combustão (ΔH_{comb})

- Hidrocarbonetos
- Álcoois
- Outros compostos orgânicos

Tabela B.3: Entalpias de Mudança de Estado

- ΔH_{fus} , ΔH_{vap} para substâncias comuns

Tabela B.4: Calores Específicos (c)

- Sólidos (metais, não-metais)
- Líquidos
- Gases

Tabela B.5: Energias de Ligação (ΔH_{lig})

- Ligações simples (C-H, C-C, N-H, O-H, etc.)
- Ligações múltiplas (C=C, C≡C, C=O, etc.)

Apêndice C: Gabaritos Completos (proposta para próxima versão, mover todos os gabaritos nesta seção.

Fonte: Reorganizar gabaritos atuais + adicionar novos

Conteúdo:

- Gabarito Capítulo 2 (com resoluções)
- Gabarito Capítulo 3 (com resoluções)
- Gabarito Capítulo 4 (com resoluções)
- Gabarito Capítulo 5 (com resoluções)
- Gabarito Capítulo 6 (com resoluções)
- Gabarito Capítulo 7 (com resoluções)
- Gabarito Capítulo 8 (com resoluções)
- Gabarito Capítulo 9 (com resoluções)

Formato sugerido para cada questão:

Questão X: [enunciado resumido]

Resposta: [letra ou valor]

Resolução:

[Passo 1]

[Passo 2]

[Resultado final]

Apêndice D: Formulário

Equações Fundamentais

Primeira Lei: $\Delta U = q + w$

Entalpia: $H = U + PV$

Variação entalpia: $\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$

Para P constante: $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$

Relação $\Delta H - \Delta U$: $\Delta H = \Delta U + \Delta n_{gas}RT$

Processos Específicos

Volume constante: $q_v = \Delta U (w = 0)$

Pressão constante: $q_p = \Delta H (w = -P\Delta V)$

Lei de Hess

$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum \Delta H_f^\circ(\text{produtos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reagentes})$$

Calorimetria

$$q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

$$C = m \cdot c$$

Energias de Ligação

$$\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_{\text{lig}}(\text{ligações quebradas}) - \Delta H_{\text{lig}}(\text{ligações formadas})$$

Constantes Úteis

$$R = 8,314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$$

$$R = 0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K})$$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

$$1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Pa} = 1,01325 \text{ bar}$$

Referências Bibliográficas

Adicionar referências completas

Sugestão de formato (ABNT):

ATKINS, P.; DE PAULA, J. **Físico-Química**. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2019.

CASTELLAN, G. W. **Físico-Química**. 2. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1986.

BROWN, T. L. et al. **Química: A Ciência Central**. 14. ed. São Paulo: Pearson, 2019.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; WEAVER, G. C. **Química Geral e Reações Químicas**. São Paulo: Cengage Learning, 2015.

LEVINE, I. N. **Físico-Química**. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2012.

FORMULÁRIO DE REVISÃO – LIVRO DE QUÍMICA.

Versão do termo: 1.0. 13/11/2025.

1. IDENTIFICAÇÃO DO REVISOR

=====

Nome completo: _____
E-mail: _____
ORCID: _____
País: _____
Instituição (sigla + nome): _____

=====

2. TERMO DE CONSENTIMENTO LIVRE E ESCLARECIDO (TCLE)

Eu, _____, declaro que fui convidado(a) a revisar o manuscrito do livro de Química intitulado “Termoquímica fundamentos e aplicações”, compreendendo e aceitando integralmente as seguintes cláusulas:

- Obra licenciada sob Creative Commons Atribuição 4.0 Internacional (CC BY 4.0).
- Minha colaboração é voluntária, não remunerada e não gera direitos autorais.
- As sugestões poderão, ou não, ser incorporadas pelos autores, sem obrigação de justificativa.
- Comprometo-me a manter sigilo sobre o conteúdo pré-publicação.
- Ciência sobre o escopo, limitações de recursos e uso de ferramentas:
 - Este livro é etapa de projeto de longa extensão, desenvolvido com recursos técnico-financeiros extremamente limitados; portanto, nem todas as minhas sugestões poderão ser implementadas.
 - Estou ciente de que os autores utilizarão livremente ferramentas de IA (texto, imagem, tradução, revisão, LaTeX etc.) sempre que disponíveis.
 - Fui informado de que o manuscrito dá continuidade ao projeto “Tchê Química”, hoje extinto em sua forma original, podendo conter trechos ou ideias remanescentes reelaborados sob licença aberta.
 - Aceito que tais limitações não comprometem a finalidade acadêmica ou a natureza aberta da obra.

f) Crédito:

- ☐ Aceito os termos e desejo ser creditado(a)
☐ Aceito os termos, mas NÃO desejo ser creditado(a)

Assinatura digital (digite seu nome): _____

Data: ____ / ____ / _____

=====

3. INSTRUÇÕES GERAIS PARA A REVISÃO

- Prazo: devolva em até 30 dias.
- Indique sempre capítulo, página, número de equação/figura.

3. Classifique cada observação como: Alta, Média ou Baixa prioridade.

4. Anexe, se quiser, PDF anotado, imagens corrigidas ou planilhas.

=====

4. CRITÉRIOS DE AVALIAÇÃO (0 = insatisfatório 5 = excelente)

TÉRIOS DE AVALIAÇÃO (0 = insatisfatório 5 = excelente)

Critério	Nota (0–5)	Comentários / Localização (cap./pág.)
Clareza e coesão do texto		
Correção gramatical/ortográfica		
Precisão conceitual / erros químicos		
Exatidão de equações químicas		
Qualidade e resolução de figuras/tabelas		
Figuras “quebradas” (rótulos, cores, fontes)		
Equações matemáticas mal formatadas		
Coerência texto-figura-legenda		
Diversidade e dificuldade dos exercícios		
Correção dos gabaritos (unidades, algarismos significativos)		
Atualidade das referências (IUPAC, NIST, etc.)		
Inclusão de ética, segurança & sustentabilidade		
Acessibilidade (cores, alt-text, linguagem simples)		
Formatação consistente (símbolos, notação científica)		

RELATO LIVRE – SUGESTÕES, NOVOS EXERCÍCIOS, IMAGENS, ETC.

Pontos fortes:

Principais fragilidades:

Sugestões de inclusão (tópicos, experimentos, referências, links):

Lista resumida de erros pontuais:

Anexos: ☐ Planilha ☐ PDF anotado ☐ Imagens ☐ Outros: _____

=====

6. DADOS PARA CRÉDITO (preencha apenas se marcou crédito no TCLE)

Nome para crédito (forma cívica): _____

Título/Departamento: _____

URL currículo ou site: _____

=====

ENVIO

Enviar para: tchequimica@tchequimica.com ou root@acaria.org

Suporte por whatsapp? +55 54 984 055 875. Dr. Luis A. B. De Boni. Hora local de Brasília, Brasil.

Assunto: [Revisão] Nome_Sobrenome – Capítulos X-Y

DECLARAÇÃO SOBRE O USO DE INTELIGÊNCIA ARTIFICIAL

CONTEXTO: Este livro foi desenvolvido utilizando um ecossistema abrangente de ferramentas de inteligência artificial, empregadas de forma ética e transparente como instrumentos auxiliares no processo de elaboração do material didático.

FERRAMENTAS UTILIZADAS:

INTELIGÊNCIA ARTIFICIAL CONVERSACIONAL GERAL

- ERNIE (Baidu) - <https://ernie.baidu.com/>

Modelo de linguagem chinês utilizado para perspectivas multilíngues e verificação de terminologia internacional

- StepFun - <https://stepfun.ai/chats/new>

Plataforma de chat dinâmico para interações personalizadas e exploração de abordagens pedagógicas alternativas

- Z AI - <https://chat.z.ai/>

Assistente conversacional para tarefas práticas e integração com serviços digitais

- AllenAI Playground - <https://playground.allenai.org/>

Ambiente experimental do Allen Institute para teste de modelos de linguagem e validação de conceitos

- Mistral AI - <https://mistral.ai/>

Modelos de linguagem open-source focados em eficiência e customização para tarefas específicas

- ChatGPT (OpenAI) - <https://chatgpt.com/>

IA conversacional versátil para geração de texto, auxílio em codificação e tarefas criativas

- DeepSeek - <https://www.deepseek.com/>

IA chinesa cost-effective, forte em raciocínio lógico, programação e processamento de linguagem natural

- Claude (Anthropic) - <https://www.anthropic.com/>

IA conversacional focada em segurança e ética, ideal para tarefas com contextos extensos e análise crítica

- Google Gemini - <https://gemini.google.com/>

IA multimodal integrada ao ecossistema Google, utilizada para produtividade e desenvolvimento de código

- Grok (xAI) - <https://grok.x.ai/>

IA da xAI para insights de mídias sociais e busca por informações verdadeiras, integrada à plataforma X

- Microsoft Copilot - <https://copilot.microsoft.com/>

IA focada em produtividade, integrada ao Microsoft 365, baseada em tecnologia OpenAI

- Qwen AI (Alibaba) - <https://chat.qwen.ai/>

Modelo de linguagem versátil desenvolvido pela Alibaba para tarefas conversacionais e assistência geral

INTELIGÊNCIA ARTIFICIAL PARA GERAÇÃO DE IMAGENS

- Ideogram - <https://www.ideogram.ai/>

Geração de imagens de alta qualidade, utilizada para ilustrações conceituais e diagramas pedagógicos

- DALL·E 3 (OpenAI) - <https://openai.com/dall-e-3/>

Modelo avançado de geração de imagens, integrado ao ChatGPT, para criação de material visual didático

- Stable Diffusion - <https://stability.ai/>

Modelo open-source de geração de imagens, utilizado para arte customizável e representações visuais específicas

LIMITAÇÕES E RESPONSABILIDADE AUTORAL:

- Todo o conteúdo técnico-científico foi validado por fontes primárias confiáveis e pela expertise dos autores
- A abordagem pedagógica, sequência didática e decisões metodológicas são exclusivamente autorais
- Nenhum conteúdo foi gerado integralmente por IA sem análise crítica, validação e aprovação humana
- Os autores assumem total responsabilidade pela precisão das informações, qualidade do material e adequação pedagógica
- As ferramentas de IA foram utilizadas exclusivamente como instrumentos auxiliares, não como substitutos do julgamento profissional e expertise científica

COMPROMISSO ÉTICO:

Este trabalho adere aos princípios de:

- ✓ Transparência completa sobre o uso de tecnologias de IA
- ✓ Responsabilidade autoral integral pelo conteúdo publicado
- ✓ Integridade acadêmica e rigor científico
- ✓ Validação independente de todas as informações
- ✓ Uso ético e responsável de inteligência artificial
- ✓ Respeito aos direitos autorais e propriedade intelectual
- ✓ Compromisso com a qualidade e precisão do material didático

DECLARAÇÃO FINAL:

Os autores reafirmam que este livro representa sua contribuição original ao ensino de Termoquímica, sendo as ferramentas de inteligência artificial utilizadas apenas como instrumentos auxiliares no processo de elaboração e organização do material didático. A expertise científica, decisões pedagógicas e responsabilidade pelo conteúdo são integralmente do autor.



EXPERIMENTOS DE TERMOQUÍMICA

EXPERIMENTO 1: Determinação da capacidade térmica do calorímetro

1. OBJETIVO

Determinar a capacidade térmica (constante calorimétrica) de um calorímetro de copo de isopor pelo método de mistura de água quente e fria.

2. FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

Em um sistema isolado, o calor total trocado é zero (1ª Lei da Termodinâmica):

$$\sum Q = 0$$

Para o sistema água quente + água fria + calorímetro:

$$q_{\text{quente}} + q_{\text{fria}} + q_{\text{calorímetro}} = 0$$

Onde:

- $q_{\text{quente}} = m_h \cdot c_{\text{água}} \cdot (T_f - T_h)$ (negativo, cede calor)
- $q_{\text{fria}} = m_c \cdot c_{\text{água}} \cdot (T_f - T_c)$ (positivo, absorve calor)
- $q_{\text{calorímetro}} = C_{\text{cal}} \cdot (T_f - T_c)$ (positivo, absorve calor)

Isolando a capacidade térmica do calorímetro:

$$C_{\text{cal}} = -\frac{q_{\text{quente}} + q_{\text{fria}}}{T_f - T_c}$$

ou

$$C_{\text{cal}} = -\frac{m_h \cdot c \cdot (T_f - T_h) + m_c \cdot c \cdot (T_f - T_c)}{T_f - T_c}$$

Constante utilizada: $c_{\text{água}} = 4,184 \text{ J g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$

3. MATERIAIS

Vidraria e Equipamentos:

- 2 copos de isopor (EPS) de 200-250 mL (encaixados)
- Tampa de isopor ou plástico-filme
- Termômetro de mercúrio ou digital ($\pm 0,1 \text{ } ^\circ\text{C}$)
- Balança analítica ou semi-analítica ($\pm 0,01 \text{ g}$)
- 2 béqueres de 150 mL
- Bastão de vidro ou agitador plástico
- Placa de aquecimento ou bico de Bunsen
- Cronômetro

Reagentes:

- Água destilada (aproximadamente 200 mL)

Segurança:

- Luvas térmicas (para manipular água quente)
- Óculos de proteção

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

4.1. Montagem do Calorímetro

1. Encaixe um copo de isopor dentro do outro para aumentar o isolamento térmico
2. Faça um pequeno furo na tampa para inserir o termômetro
3. (Opcional) Pese o conjunto calorímetro vazio + agitador: registre como m_{cal} (g)

4.2. Preparação

Para cada ensaio (repetir 3 vezes):

1. Água fria:

- Pese aproximadamente 50 g de água destilada em um béquer limpo e seco
- Registre a massa exata: m_c (g)
- Transfira a água para o calorímetro
- Insira o termômetro e aguarde 1-2 minutos
- Registre a temperatura inicial da água fria: T_c ($^\circ\text{C}$)

2. Água quente:

- Pese aproximadamente 50 g de água destilada em outro béquer
- Registre a massa exata: m_h (g)
- Aqueça a água até 70-80 $^\circ\text{C}$ (não deixe ferver)

- Retire do aquecimento e aguarde 10-15 segundos
- Meça e registre a temperatura: T_h (°C)

4.3. Mistura e Medição

3. Procedimento rápido (< 10 segundos):

- Retire o termômetro do calorímetro momentaneamente
- Despeje rapidamente a água quente no calorímetro contendo a água fria
- Reinsira imediatamente o termômetro e tampe
- Inicie a agitação suave e contínua

4. Registro da temperatura final:

- Agite suavemente por 30-60 segundos
- Observe a temperatura subir e estabilizar
- Registre a temperatura máxima alcançada: T_f (°C)
- Anote o tempo necessário para estabilização

5. Repetição:

- Descarte a mistura
- Lave e seque o calorímetro
- Repita o procedimento completo mais 2 vezes (total de 3 ensaios)

5. TABELA DE REGISTRO DE DADOS

Ensaio	m_h (g)	T_h (°C)	m_c (g)	T_c (°C)	T_f (°C)	Δt (s)	Observações
1							
2							
3							

Dados adicionais:

- Massa do calorímetro vazio (opcional): $m_{cal} = \underline{\hspace{2cm}}$ g
- Temperatura ambiente: $\underline{\hspace{2cm}}$ °C
- Umidade relativa: $\underline{\hspace{2cm}}$ %

6. CÁLCULOS E TRATAMENTO DE DADOS

6.1. Exemplo Numérico Completo (Ensaio 1)

Dados medidos:

- $m_h = 50,0$ g
- $T_h = 75,0$ °C
- $m_c = 50,0$ g
- $T_c = 25,0$ °C
- $T_f = 48,2$ °C
- $c = 4,184$ J·g⁻¹·°C⁻¹

Passo 1: Calor cedido pela água quente

$$q_h = m_h \cdot c \cdot (T_f - T_h)$$

$$q_h = 50,0 \times 4,184 \times (48,2 - 75,0)$$

$$q_h = 50,0 \times 4,184 \times (-26,8)$$

$$q_h = 209,2 \times (-26,8) = -5606,6 \text{ J}$$

Passo 2: Calor absorvido pela água fria

$$q_c = m_c \cdot c \cdot (T_f - T_c)$$

$$q_c = 50,0 \times 4,184 \times (48,2 - 25,0)$$

$$q_c = 50,0 \times 4,184 \times 23,2$$

$$q_c = 209,2 \times 23,2 = +4853,4 \text{ J}$$

Passo 3: Calor absorvido pelo calorímetro

Pelo princípio da conservação de energia:

$$q_h + q_c + q_{cal} = 0$$

$$q_{cal} = -(q_h + q_c)$$

$$q_{cal} = -(-5606,6 + 4853,4)$$

$$q_{cal} = -(-753,2) = +753,2 \text{ J}$$

Passo 4: Capacidade térmica do calorímetro

$$C_{cal} = \frac{q_{cal}}{T_f - T_c}$$

$$C_{cal} = \frac{753,2}{48,2 - 25,0}$$

$$C_{cal} = \frac{753,2}{23,2} = 32,5 \text{ J/}^\circ\text{C}$$

6.2. Tabela de Resultados

Ensaio	q_h (J)	q_c (J)	q_{cal} (J)	C_{cal} (J/°C)
1	-5606,6	+4853,4	+753,2	32,5
2				
3				
Média				$C_{cal} =$
Desvio padrão				$s =$

6.3. Cálculo da Média e Desvio Padrão

$$C_{cal} = \frac{C_{cal,1} + C_{cal,2} + C_{cal,3}}{3}$$

$$s = \sqrt{\frac{\sum (C_{cal,i} - \bar{C}_{cal})^2}{n-1}}$$

Resultado final: $C_{cal} = \bar{C}_{cal} \pm s \text{ J/}^\circ\text{C}$

7. QUESTÕES PÓS-LABORATÓRIO

1. Por que é importante que a transferência da água quente seja rápida?
2. Quais são as principais fontes de erro neste experimento?
3. Se o calorímetro fosse perfeitamente isolado, como isso afetaria o valor de C_{cal} ?
4. Compare o valor obtido com valores da literatura. Calcule o erro percentual.
5. Como a capacidade térmica do calorímetro influencia medições posteriores de entalpia de reação?

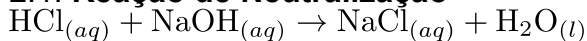
EXPERIMENTO 2: Determinação da entalpia de neutralização (HCl + NaOH)

1. OBJETIVO

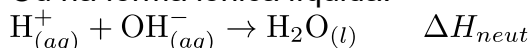
Determinar a entalpia de neutralização da reação entre ácido clorídrico (HCl) e hidróxido de sódio (NaOH) em solução aquosa, utilizando o calorímetro calibrado no Experimento 1.

2. FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

2.1. Reação de Neutralização



Ou na forma iônica líquida:



2.2. Cálculo da Entalpia

O calor liberado pela reação é:

$$q_{\text{reação}} = -(q_{\text{solução}} + q_{\text{calorímetro}})$$

Onde:

- $q_{\text{solução}} = (m_{\text{HCl}} + m_{\text{NaOH}}) \cdot c_{\text{sol}} \cdot \Delta T$
- $q_{\text{calorímetro}} = C_{\text{cal}} \cdot \Delta T$
- $\Delta T = T_f - T_i$
- $c_{\text{sol}} \approx c_{\text{água}} = 4,184 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ (aproximação para soluções diluídas)

A entalpia de neutralização por mol de água formada:

$$\Delta H_{neut} = \frac{-q_{\text{reação}}}{n_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Para soluções 1,0 M e volumes de 50,0 mL:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = M \times V = 1,0 \times 0,0500 = 0,0500 \text{ mol}$$

3. MATERIAIS

Vidraria e Equipamentos:

- Calorímetro calibrado (do Experimento 1)
- Termômetro ($\pm 0,1 ^\circ\text{C}$)
- Balança ($\pm 0,01 \text{ g}$)
- 2 provetas de 50 mL ou pipetas volumétricas
- 2 béqueres de 100 mL
- Bastão agitador
- Cronômetro

Reagentes:

- Solução de HCl 1,0 M (100 mL)
- Solução de NaOH 1,0 M (100 mL)
- Água destilada (para limpeza)

Segurança:

- **ATENÇÃO:** HCl e NaOH são corrosivos
- Óculos de proteção obrigatórios
- Luvas de nitrila
- Avental de laboratório

- Trabalhar em capela ou área bem ventilada

Primeiros socorros:

- Em caso de contato com pele/olhos: lavar imediatamente com água abundante por 15 minutos
- Notificar o instrutor imediatamente

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

4.1. Preparação

1. Verificação de temperatura ambiente:

- Deixe os reagentes (HCl e NaOH) equilibrarem à temperatura ambiente por 30 minutos antes do experimento
- Registre a temperatura ambiente: _____ °C

2. Verificação do calorímetro:

- Certifique-se de que o calorímetro está limpo e seco
- Use o valor de C_{cal} determinado no Experimento 1: _____ J/°C

4.2. Ensaio (repetir 3 vezes)

Para cada ensaio:

1. Medição da solução de NaOH:

- Com proveta ou pipeta, transfira exatamente 50,0 mL de NaOH 1,0 M para o calorímetro
- Pese o calorímetro + solução: registre m_{NaOH} (g)
- (Alternativamente, considere densidade $\approx 1,00 \text{ g/mL} \rightarrow 50,0 \text{ mL} \approx 50,0 \text{ g}$)

2. Medição da temperatura inicial:

- Insira o termômetro no calorímetro contendo NaOH
- Aguarde 1-2 minutos para equilíbrio térmico
- Registre T_i (temperatura inicial do sistema): _____ °C

3. Medição da solução de HCl:

- Em béquer separado, meça 50,0 mL de HCl 1,0 M
- Pese: registre m_{HCl} (g)
- Meça a temperatura do HCl: $T_{HCl} =$ _____ °C
- *(Idealmente $T_{HCl} \approx T_i \pm 0,5^\circ\text{C}$)

4. Reação de neutralização:

- **ATENÇÃO: Próximos passos devem ser rápidos (< 5 segundos)**
- Retire momentaneamente o termômetro do calorímetro
- Despeje rapidamente todo o HCl no calorímetro
- Reinsira imediatamente o termômetro, tampe e acione o cronômetro
- Agite suavemente e continuamente

5. Monitoramento da temperatura:

- Observe a temperatura subir
- Continue agitando suavemente
- Registre a temperatura máxima alcançada: T_f (°C)
- Tempo para atingir T_{max} : _____ s

6. Limpeza entre ensaios:

- Descarte a solução de NaCl formada em recipiente apropriado
- Lave o calorímetro com água destilada 3 vezes
- Seque cuidadosamente

7. Repetição:

- Repita o procedimento completo mais 2 vezes (total de 3 ensaios)

5. TABELA DE REGISTRO DE DADOS

Ensaio	m_{NaOH} (g)	T_i (°C)	m_{HCl} (g)	T_{HCl} (°C)	T_f (°C)	ΔT (°C)	Observações
1							
2							
3							

Dados adicionais:

- C_{cal} (do Exp. 1) = _____ J/°C
- Concentração real do HCl = _____ M (verificar no rótulo)
- Concentração real do NaOH = _____ M (verificar no rótulo)
- Temperatura ambiente = _____ °C

6. CÁLCULOS E TRATAMENTO DE DADOS

6.1. Exemplo Numérico Completo (Ensaio 1)

Dados medidos:

- $m_{NaOH} = 50,0$ g
- $m_{HCl} = 50,0$ g
- $T_i = 22,0$ °C
- $T_f = 27,8$ °C
- $C_{cal} = 32,5$ J/°C (do Experimento 1)
- $c_{solução} = 4,184$ J·g⁻¹·°C⁻¹
- $[HCl] = [NaOH] = 1,0$ M

Passo 1: Variação de temperatura

$$\Delta T = T_f - T_i = 27,8 - 22,0 = 5,8 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Passo 2: Massa total da solução

$$m_{total} = m_{NaOH} + m_{HCl} = 50,0 + 50,0 = 100,0 \text{ g}$$

Passo 3: Calor absorvido pela solução

$$q_{solução} = m_{total} \cdot c_{sol} \cdot \Delta T$$

$$q_{solução} = 100,0 \times 4,184 \times 5,8$$

$$q_{solução} = 418,4 \times 5,8 = 2426,7 \text{ J}$$

Passo 4: Calor absorvido pelo calorímetro

$$q_{calorímetro} = C_{cal} \cdot \Delta T$$

$$q_{calorímetro} = 32,5 \times 5,8 = 188,5 \text{ J}$$

Passo 5: Calor total absorvido

$$q_{absorvido} = q_{solução} + q_{calorímetro}$$

$$q_{absorvido} = 2426,7 + 188,5 = 2615,2 \text{ J}$$

Passo 6: Calor liberado pela reação (em módulo)

$$q_{reação} = -q_{absorvido} = -2615,2 \text{ J}$$

(O sinal negativo indica que a reação é exotérmica)

Passo 7: Número de mols de água formada

Para 50,0 mL de HCl 1,0 M:

$$n_{H_2O} = M \times V = 1,0 \times 0,0500 = 0,0500 \text{ mol}$$

Passo 8: Entalpia de neutralização

$$\Delta H_{neut} = \frac{q_{reação}}{n_{H_2O}}$$

$$\Delta H_{neut} = \frac{-2615,2}{0,0500} = -52304 \text{ J/mol}$$

$$\Delta H_{neut} = -52,3 \text{ kJ/mol}$$

6.2. Tabela de Resultados

Ensaio	ΔT (°C)	q_{sol} (J)	q_{cal} (J)	q_{total} (J)	n_{H_2O} (mol)	ΔH_{neut} (kJ/mol)
1	5,8	2426,7	188,5	2615,2	0,0500	-52,3
2						
3						
Média						$neut =$
Desvio						

6.3. Comparação com Valor Teórico

Valor teórico (literatura): $\Delta H_{neut}^{teórico} = -57,1 \text{ kJ/mol}$

Erro percentual:

$$\text{Erro (\%)} = \left| \frac{\Delta H_{neut}^{exp} - \Delta H_{neut}^{teórico}}{\Delta H_{neut}^{teórico}} \right| \times 100\%$$

$$\text{Erro (\%)} = \left| \frac{-52,3 - (-57,1)}{-57,1} \right| \times 100\% = \left| \frac{4,8}{-57,1} \right| \times 100\% = 8,4\%$$

7. QUESTÕES PÓS-LABORATÓRIO

1. Análise de resultados:

- Compare seu valor experimental de ΔH_{neut} com o valor teórico (-57,1 kJ/mol). O resultado está dentro do esperado? Justifique.

2. Fontes de erro:

- Liste as três principais fontes de erro neste experimento e explique como cada uma afeta o resultado.
- Como as perdas de calor para o ambiente afetam o valor medido de ΔH_{neut} ?

3. Importância do C_{cal} :

- Se você não tivesse determinado C_{cal} no Experimento 1 e ignorasse esse termo, qual seria o erro percentual no cálculo de ΔH_{neut} ?

4. Reações exotérmicas vs endotérmicas:

- A reação $\text{HCl} + \text{NaOH}$ é exotérmica. Como você identificaria uma reação endotérmica usando este método?

5. Cálculo de concentração:

- Se você tivesse usado 40,0 mL de HCl 1,0 M e 60,0 mL de NaOH 1,0 M, qual seria o reagente limitante? Como isso afetaria o cálculo de n_{H_2O} ?

6. Entalpia e entropia:

- A formação de NaCl(aq) a partir de $\text{H}^+(\text{aq})$ e $\text{OH}^-(\text{aq})$ é espontânea. Discuta em termos de ΔH e ΔS .

7. Aplicações:

- Por que a entalpia de neutralização entre ácidos fortes e bases fortes é aproximadamente constante (-57 kJ/mol)?

EXPERIMENTO 3: CAL VIRGEM + ÁGUA (REAÇÃO EXOTÉRMICA)

Objetivo:

Demonstrar uma reação exotérmica e determinar a entalpia de hidratação do óxido de cálcio.

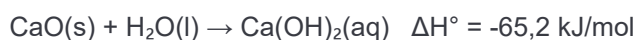
Materiais:

- 20 g de cal virgem (CaO) - material de construção
- 100 mL de água destilada
- Copo de isopor (250 mL)
- Termômetro digital (-10 a 110°C)
- Balança de precisão
- Béquero de 200 mL
- Bastão de vidro
- Cronômetro

Procedimento:

1. Meça 100 mL de água a 25,0°C no copo de isopor.
2. Pese exatamente 20,0 g de cal virgem em um béquer seco.
3. Adicione a cal à água **AOS POUCOS** (em 3-4 porções), mexendo suavemente.
4. Registre a temperatura máxima atingida (T_{\max}).
5. Continue monitorando até a temperatura começar a cair.

Reação:



Resultados Esperados:

- $T_{\max} = 60\text{-}80^\circ\text{C}$ (muito quente!)
- Solução fica turva (precipitação de Ca(OH)_2)
- Reação rápida (1-2 minutos)

Cálculos:

Dados:

$$m_{\text{água}} = 100 \text{ g}$$

$$c_{\text{água}} = 4,18 \text{ J/g}\cdot^\circ\text{C}$$

$$\Delta T = T_{\max} - 25,0$$

$$m_{\text{CaO}} = 20,0 \text{ g}$$

$$MM_{\text{CaO}} = 56 \text{ g/mol}$$

Passo 1: Calor absorvido pela água

$$q_{\text{água}} = 100 \times 4,18 \times \Delta T$$

Passo 2: Calor absorvido pelo copo (estimativa: 10% de $q_{\text{água}}$)

$$q_{\text{total}} \approx 1,1 \times q_{\text{água}}$$

Passo 3: Número de mols

$$n_{\text{CaO}} = 20,0 \div 56 = 0,357 \text{ mol}$$

Passo 4: Entalpia

$$\Delta H = -q_{\text{total}} \div 0,357 \text{ mol}$$

Exemplo: Se $T_{\text{max}} = 70^{\circ}\text{C}$

$$q_{\text{água}} = 100 \times 4,18 \times 45 = 18.810 \text{ J}$$

$$q_{\text{total}} \approx 20.691 \text{ J}$$

$$\Delta H \approx -58 \text{ kJ/mol (vs. teórico: -65,2 kJ/mol)}$$

Discussão de Erros:

- Por que $\Delta H_{\text{experimental}} < |\Delta H_{\text{teórico}}|$?
 1. Perda de calor para o ar durante a adição
 2. Capacidade calorífica do isopor ignorada
 3. Parte do Ca(OH)_2 precipita (liberação de calor adicional)
 4. Cal virgem pode ter CaCO_3 (impureza)

Conexão com o Livro:

- Sistema aberto (vapor d'água escapa)
- Reação exotérmica: $q_p < 0$, logo $\Delta H < 0$
- Aplicação: cal na construção civil (argamassa)
- 1ª Lei da Termodinâmica: $\Delta U = q + w$

Segurança:

- ⚠ **CRÍTICO:** Use óculos de proteção! A reação respinga.
- Cal virgem é **cáustica** - use luvas
- Não inale o pó de CaO
- Em caso de contato com pele: lavar com água abundante
- Descarte: neutralize com vinagre, depois descarte no ralo

ALTERNATIVA: Sachê Caseiro de Ferro (se preferir)

Materiais:

- 10 g de palha de aço **0000** (quatro zeros - a mais fina)
- 5 g de sal de cozinha
- 3 g de carvão ativado em pó (farmácia)
- 2 mL de água
- Saco plástico ziplock

Nota sobre "0000": É a numeração da palha de aço - quanto mais zeros, mais fina. A 0000 é a ultrafina, usada para polimento. Encontrada em ferragens como "Bombril 0000" ou "palha de aço superfina".

Montagem:

1. Triture a palha de aço com tesoura (pedaços de 2-3 mm)
2. Misture: ferro + sal + carvão
3. Adicione 2 mL de água, misture rápido
4. Coloque no saco **SEM FECHAR** (precisa entrar O₂!)
5. Meça temperatura com termômetro de contato ou infravermelho

Reação: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{FeOOH} + \text{calor}$

Resultado: 40-50°C em 5-10 minutos

EXPERIMENTO 4: COMPRESSA FRIA - DISSOLUÇÃO DE NH_4NO_3 (REAÇÃO ENDOTÉRMICA)

Objetivo:

Determinar a entalpia de dissolução do nitrato de amônio e demonstrar processo endotérmico.

Materiais:

- 80,0 g de nitrato de amônio (NH_4NO_3) - fertilizante agrícola
- 200 mL de água destilada
- Copo de isopor (300 mL)
- Termômetro digital (-10 a 50°C)
- Balança de precisão
- Bastão de vidro
- Cronômetro

Procedimento:

1. Meça 200 mL de água a 25,0°C no copo de isopor.
2. Pese exatamente 80,0 g de NH_4NO_3 .
3. Adicione o sal **de uma vez** à água.
4. Mexa continuamente e registre a temperatura mínima (T_{\min}).
5. Continue registrando até estabilizar.

Reação:



Resultados Esperados:

- $T_{\min} = 0\text{-}5^\circ\text{C}$ (muito frio!)
- Gelo pode formar no fundo do copo
- Tempo para T_{\min} : ~1-2 minutos

Cálculos:

Dados:

$$m_{\text{água}} = 200 \text{ g}$$

$$c = 4,18 \text{ J/g}\cdot^\circ\text{C}$$

$$T_{\min} = 3,0^\circ\text{C} \text{ (exemplo)}$$

$$\Delta T = 3,0 - 25,0 = -22,0^{\circ}\text{C}$$

$$\text{MM}_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 80,04 \text{ g/mol}$$

Passo 1: Calor da solução

$$q_{\text{solução}} = 200 \times 4,18 \times (-22,0) = -18.392 \text{ J}$$

Passo 2: Calor absorvido pelo sal (1ª Lei)

$$q_{\text{sal}} = -q_{\text{solução}} = +18.392 \text{ J}$$

Passo 3: Número de mols

$$n = 80,0 \div 80,04 = 0,999 \text{ mol} \approx 1,00 \text{ mol}$$

Passo 4: Entalpia de dissolução

$$\Delta H_{\text{diss}} = +18.392 \text{ J} \div 1,00 \text{ mol} = +18,4 \text{ kJ/mol}$$

Análise de Resultados:

- Valor teórico: **+25,7 kJ/mol**
- Valor obtido: **+18,4 kJ/mol** (72% do teórico)

Por que $\Delta H_{\text{experimental}} < \Delta H_{\text{teórico}}$?

1. **Perda de calor para o ambiente** durante a dissolução (~2-3 kJ)
2. **Capacidade calorífica do copo** não considerada (~1 kJ)
3. **Tempo de mistura** - parte do calor já foi absorvida antes de T_{min}
4. **Capacidade calorífica do $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$** ignorada
5. **Possível impureza** no fertilizante comercial

Melhorias possíveis:

- Usar calorímetro de Dewar (isopor + tampa)
- Pré-resfriar o NH_4NO_3 a 25°C
- Adicionar mais rápido
- Usar NH_4NO_3 P.A. (puro para análise)

Conexão com o Livro:

- Sistema fechado (sem troca de matéria)
- Processo endotérmico: $q < 0$ (solução absorve calor)
- $\Delta H > 0$ (entalpia aumenta)
- Aplicação: compressas frias instantâneas para esportes

Segurança:

- ⚠ **PERIGO:** NH_4NO_3 é **oxidante forte**
- Mantenha longe de calor, chamas e materiais orgânicos
- Não misture com combustíveis (risco de explosão!)
- Use óculos e luvas
- Descarte: dilua em 10× volume de água → ralo com muita água
- Para >100g: consulte coleta especial (normas locais)

EXPERIMENTO 5: NEUTRALIZAÇÃO ÁCIDO-BASE (CALORIMETRIA DE REAÇÃO)

Objetivo:

Determinar a entalpia de neutralização entre HCl e NaOH.

Materiais:

- 50 mL de HCl 1,0 mol/L
- 50 mL de NaOH 1,0 mol/L
- Copo de isopor (150 mL) com tampa
- Termômetro digital
- 2 provetas de 50 mL
- Cronômetro

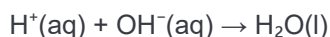
Procedimento:

1. Meça 50 mL de HCl no copo de isopor. Registre T_0 .
2. Meça 50 mL de NaOH (mesma temperatura T_0).
3. Adicione o NaOH ao HCl rapidamente.
4. Tampe o copo (fure a tampa para o termômetro).
5. Agite suavemente e registre T_{\max} .

Reação:



ou (iônica):



Cálculos:

Volume total = 100 mL \rightarrow massa \approx 100 g ($d \approx 1,0 \text{ g/mL}$)

$c_{\text{solução}} \approx 4,18 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$ (diluída)

$$\Delta T = T_{\max} - T_0$$

$$q_{\text{solução}} = 100 \times 4,18 \times \Delta T$$

$$n_{\text{H}_2\text{O formada}} = 0,050 \text{ mol (reagente limitante)}$$

$$\Delta H = -q_{\text{solução}} \div 0,050$$

Exemplo: $\Delta T = 6,5^\circ\text{C}$

$$q = 100 \times 4,18 \times 6,5 = 2.717 \text{ J}$$

$$\Delta H = -2.717 \div 0,050 = -54,3 \text{ kJ/mol}$$

Resultado esperado: $\Delta H \approx -54 \text{ a } -58 \text{ kJ/mol}$

Conexão com o Livro:

- Sistema fechado, P constante $\rightarrow q_p = \Delta H$
- Reação exotérmica ($\Delta H < 0$)
- Calorimetria direta
- Base de cálculos de entalpia

Segurança:

- **ÁCIDO e BASE CORROSIVOS** - óculos obrigatórios
- Luvas de nitrila
- Em caso de respingo: lavar com água abundante (15 min)
- Descarte: solução final é neutra ($\text{pH} \approx 7$) → ralo com água

EXPERIMENTO 6: COMBUSTÃO DE ETANOL (CALORIMETRIA DE BIOCOMBUSTÍVEL)

Objetivo:

Estimar a entalpia de combustão do etanol e discutir perdas em calorimetria simples.

Materiais:

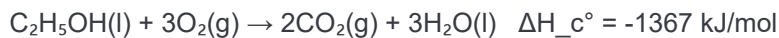
- Lamparina com etanol
- Lata de refrigerante (calorímetro)
- 100 mL de água destilada
- Termômetro (-10 a 110°C)
- Balança de precisão (0,01 g)
- Suporte universal + garra
- Cronômetro

Procedimento:

1. Pese a lamparina com etanol. Anote m_0 .
2. Coloque 100 mL de água na lata. Registre $T_0 = 25,0^{\circ}\text{C}$.
3. Posicione a lata 2-3 cm acima da chama.

4. Acenda a lamparina.
5. Mexa a água constantemente com o termômetro.
6. Quando $\Delta T \approx 25^\circ\text{C}$ ($T = 50^\circ\text{C}$), apague a chama.
7. Pese novamente a lamparina. Anote m_f .

Reação:



Cálculos:

$$q_{\text{água}} = 100 \times 4,18 \times \Delta T$$

$$\Delta m = m_0 - m_f \text{ (massa de etanol queimada)}$$

$$n_{\text{etanol}} = \Delta m \div 46$$

$$\Delta H_c = -q_{\text{água}} \div n_{\text{etanol}}$$

Exemplo típico:

$$\Delta T = 25^\circ\text{C} \rightarrow q_{\text{água}} = 10.450 \text{ J}$$

$$\Delta m = 0,80 \text{ g} \rightarrow n = 0,0174 \text{ mol}$$

$$\Delta H_c = -10.450 \div 0,0174 = -600 \text{ kJ/mol}$$

⚠ ANÁLISE CRÍTICA - MUITO IMPORTANTE!

Valor teórico: -1367 kJ/mol

Valor experimental típico: -400 a -700 kJ/mol (30-50% do teórico)

Por que a diferença é tão grande?

1. **Perda de calor para o ar** (~40-50% do calor)
2. **Aquecimento da lata** (não considerado no cálculo)
3. **Combustão incompleta** (CO ao invés de CO_2)
4. **Evaporação de água** (leva calor sem aquecer a água)
5. **Evaporação de etanol** (não queima, mas sai da lamparina)
6. **Tempo de queima longo** (mais perdas)

Questões para Discussão:

1. Por que a lata ficou preta (fuligem)? O que isso indica?
2. Como um **calorímetro bomba** resolve esses problemas?
3. Calcule: se $\Delta H_c(\text{CO}) = -283 \text{ kJ/mol}$, quanto seria o calor se toda combustão fosse:
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO} + 3\text{H}_2\text{O}$?
4. Qual a porcentagem de perda de calor no seu experimento?

Extensão - Melhoria do Experimento:

- Use **2 latas** (uma dentro da outra) para isolamento
- Coloque **barreira anti-vento**
- Minimizar a distância lata-chama
- Use **pavio grosso** (chama maior e mais eficiente)

Conexão com o Livro:

- Calorimetria a pressão constante ($q_p = \Delta H$)

- Entalpia de combustão
- Biocombustíveis e energia renovável
- Análise de erros experimentais (muito importante!)

Segurança:

- Álcool é **inflamável** - extintor por perto
- Não inalar fumaça (CO!)
- Apagar chama com tampa (não soprar)
- Deixar esfriar antes de manusear

EXPERIMENTO 7: LEI DE HESS - TRÊS CAMINHOS (FUNÇÃO DE ESTADO)

Objetivo:

Demonstrar que a entalpia é função de estado: ΔH independe do caminho.

Conceito:

Para ir de A \rightarrow C, podemos seguir:

- **Caminho direto:** A \rightarrow C (ΔH_3)
- **Caminho indireto:** A \rightarrow B \rightarrow C ($\Delta H_1 + \Delta H_2$)

Lei de Hess: $\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$

Reações:

Reação 1: Dissolução de NaOH sólido



Reação 2: Neutralização em solução



Reação 3: Neutralização direta (NaOH sólido)



Materiais:

- 50 mL de HCl 1,0 mol/L (para cada reação)
- 4,0 g de NaOH sólido
- 50 mL de NaOH 1,0 mol/L
- 3 copos de isopor iguais
- Termômetro
- Balança

Procedimento:

REAÇÃO 1:

1. Coloque 50 mL de água a 25°C no copo.
2. Adicione 2,0 g de NaOH(s). Registre $T_{\max 1}$.
3. Calcule ΔH_1 .

REAÇÃO 2:

1. Misture 50 mL HCl + 50 mL NaOH (ambos a 25°C).
2. Registre $T_{\max 2}$.
3. Calcule ΔH_2 .

REAÇÃO 3:

1. Coloque 50 mL de HCl a 25°C no copo.
2. Adicione 2,0 g de NaOH(s). Registre $T_{\max 3}$.
3. Calcule ΔH_3 .

Cálculos:

Para cada reação:

$$q = 50 \times 4,18 \times \Delta T \text{ (ou 100 g para reação 2)}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 2,0 \div 40 = 0,050 \text{ mol}$$

$$\Delta H = -q \div 0,050$$

Verificação da Lei de Hess:

$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2 ?$$

Valores esperados (aproximados):

$$\Delta H_1 \approx -44 \text{ kJ/mol (dissolução exotérmica)}$$

$$\Delta H_2 \approx -57 \text{ kJ/mol (neutralização)}$$

$$\Delta H_3 \approx -101 \text{ kJ/mol (soma dos dois!)}$$

Erro aceitável: $\pm 5\%$

Conexão com o Livro:

- **Entalpia é função de estado** (depende apenas de inicial e final)
- Base para cálculos teóricos de ΔH
- Lei de Hess permite calcular ΔH de reações não mensuráveis
- Aplicação: ciclos termoquímicos

Segurança:

- Mesmas precauções do Experimento 3
- NaOH sólido é muito cáustico - não tocar!

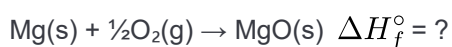
EXPERIMENTO 8: ENTALPIA DE FORMAÇÃO DO MGO (CICLO DE BORN-HABER SIMPLIFICADO)

Objetivo:

Calcular ΔH_f° (MgO) usando Lei de Hess e reações mensuráveis.

Desafio:

Não conseguimos medir diretamente:



Solução: Usar ciclo de Hess com HCl!

Reações Experimentais:

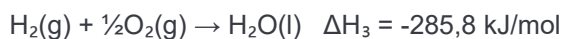
Reação 1: Mg com ácido



Reação 2: MgO com ácido



Reação 3: Formação da água (dado de tabela)



Materiais:

- 0,24 g de Mg (fita ou raspas)
- 0,40 g de MgO (pó)
- 100 mL de HCl 1,0 mol/L (para cada reação)
- 2 copos de isopor
- Termômetro
- Balança de precisão

Procedimento:

REAÇÃO 1:

1. Coloque 100 mL de HCl a 25°C no copo.
2. Adicione 0,24 g de Mg rapidamente.
3. Tape (furo para termômetro e saída de H₂).
4. Registre T_{max1}.

REAÇÃO 2:

1. Coloque 100 mL de HCl a 25°C no copo.
2. Adicione 0,40 g de MgO.
3. Mexa até dissolver completamente.
4. Registre T_{max2}.

Cálculos:

REAÇÃO 1:

$$q_1 = 100 \times 4,18 \times \Delta T_1$$

$$n_{\text{Mg}} = 0,24 \div 24 = 0,010 \text{ mol}$$

$$\Delta H_1 = -q_1 \div 0,010$$

REAÇÃO 2:

$$q_2 = 100 \times 4,18 \times \Delta T_2$$

$$n_{\text{MgO}} = 0,40 \div 40 = 0,010 \text{ mol}$$

$$\Delta H_2 = -q_2 \div 0,010$$

CICLO DE HESS:



Somando:

$$\Delta H_f^\circ (\text{MgO}) = \Delta H_1 - \Delta H_2 - 285,8 \text{ kJ/mol}$$

Resultado Esperado:

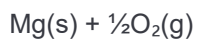
$$\Delta H_1 \approx -460 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_2 \approx -145 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{MgO}) = -460 - (-145) - 285,8 = -600,8 \text{ kJ/mol}$$

Valor teórico: -601,6 kJ/mol ✓

Diagrama de Energia (desenhe no livro):



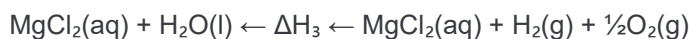
|

| $\Delta H_f^\circ = ?$

↓

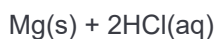


↓ $-\Delta H_2$



↑

| ΔH_1



Conexão com o Livro:

- Lei de Hess aplicada
- Entalpia de formação (ΔH_f°)
- Ciclos termoquímicos
- Estado padrão (25°C, 1 bar)

Segurança:

- H₂ inflamável - não aproximar chamas!
- Boa ventilação
- Mg em pó pode inflamar - manusear com cuidado

EXPERIMENTO 9: CALORÍMETRO COM ARDUINO (NEUTRALIZAÇÃO EM TEMPO REAL)

Objetivo:

Monitorar temperatura em tempo real, gerar gráfico digital e automatizar cálculos de ΔH .

Diferenciais:

- 📊 **Gráfico ao vivo** da temperatura vs. tempo
- 💻 **Dados exportáveis** para Excel/Python
- 🎓 **Integração STEM** (Ciência + Tecnologia)
- 💾 **Registro permanente** do experimento

Materiais Eletrônicos:

- Arduino Uno R3
- Sensor de temperatura DS18B20 (à prova d'água)
- Resistor 4,7 k Ω
- Protoboard
- Jumpers

- Cabo USB
- Computador com Arduino IDE

Materiais Químicos:

- 50 mL HCl 1,0 mol/L
- 50 mL NaOH 1,0 mol/L
- Copo de isopor (150 mL)
- Provetas

Circuito:

DS18B20 (visto de frente, lado chato):

Pino 1 (GND) → Arduino GND

Pino 2 (DATA) → Arduino D2 + Resistor 4,7kΩ → 5V

Pino 3 (VCC) → Arduino 5V

Código Arduino (copie inteiro):

cpp

```
/*
 * CALORIMETRO DIGITAL - Termoquímica
 * Experimento: Neutralização HCl + NaOH
 * Autor: [Seu Nome]
 * Data: 2025
 */
```

```
#include <OneWire.h>
```

```
#include <DallasTemperature.h>
```

```
// Configuração do sensor
```

```
#define ONE_WIRE_BUS 2
```

```
OneWire oneWire(ONE_WIRE_BUS);
```

```
DallasTemperature sensors(&oneWire);
```

```
// Variáveis globais
```

```
unsigned long startTime;
```

```
float T0 = 0;
```

```
float Tmax = 0;
```

```
bool experimenting = true;
```

```
void setup() {
```

```
  Serial.begin(9600);
```

```
  sensors.begin();
```

```
// Cabeçalho CSV
```

```

Serial.println("==== CALORIMETRO DIGITAL =====");
Serial.println("Tempo(s),Temperatura(C)");

startTime = millis();

// Leitura inicial
sensors.requestTemperatures();
T0 = sensors.getTempCByIndex(0);
}

void loop() {
  // Tempo decorrido
  float tempo = (millis() - startTime) / 1000.0;

  // Leitura da temperatura
  sensors.requestTemperatures();
  float temp = sensors.getTempCByIndex(0);

  // Atualiza Tmax
  if (temp > Tmax) {
    Tmax = temp;
  }

  // Envia dados (formato CSV)
  Serial.print(tempo, 1);
  Serial.print(",");
  Serial.println(temp, 2);

  // Para após 120 segundos
  if (tempo > 120) {
    if (experimenting) {
      Serial.println("==== FIM DO EXPERIMENTO =====");
      Serial.print("T_inicial: ");
      Serial.print(T0, 2);
      Serial.println(" C");
      Serial.print("T_maxima: ");
      Serial.print(Tmax, 2);
      Serial.println(" C");
      Serial.print("Delta_T: ");
      Serial.print(Tmax - T0, 2);
    }
  }
}

```

```

Serial.println(" C");

// Cálculo automático
float q = 100 * 4.18 * (Tmax - T0);
float deltaH = -q / 0.050;
Serial.print("Calor liberado: ");
Serial.print(q, 0);
Serial.println(" J");
Serial.print("Delta_H: ");
Serial.print(deltaH / 1000, 1);
Serial.println(" kJ/mol");

experimenting = false;
}
delay(10000); // Para de ler
}

delay(500); // Leitura a cada 0,5 s
}

```

Procedimento:

FASE 1: Montagem

1. Monte o circuito conforme diagrama
2. Conecte o Arduino ao computador
3. Abra Arduino IDE → Ferramentas → Gerenciador de Bibliotecas
4. Instale: "DallasTemperature" e "OneWire"
5. Copie o código acima e carregue no Arduino
6. Abra **Serial Plotter** (Ctrl+Shift+L)

FASE 2: Experimento

1. Coloque 50 mL de HCl no copo de isopor
2. Insira o sensor DS18B20 (espere ~10s estabilizar)
3. **AGORA inicie o código** (pressione RESET no Arduino)
4. Aguarde ~10 segundos
5. Adicione 50 mL de NaOH rapidamente
6. Observe o gráfico subindo!
7. Aguarde 2 minutos (código para automaticamente)

FASE 3: Análise

1. Abra **Serial Monitor** (Ctrl+Shift+M)
2. Copie todos os dados

3. Cole no Excel/Google Sheets
4. Crie gráfico Tempo × Temperatura

Saída Esperada (Serial Monitor):

===== CALORIMETRO DIGITAL =====

Tempo(s),Temperatura(C)

0.0,25.12

0.5,25.10

1.0,25.11

...

15.0,31.85

15.5,32.15

16.0,32.02 ← pico!

...

120.0,28.34

===== FIM DO EXPERIMENTO =====

T_inicial: 25.12 C

T_maxima: 32.15 C

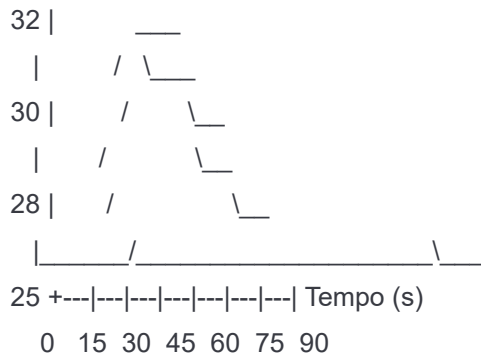
Delta_T: 7.03 C

Calor liberado: 2938 J

Delta_H: -58.8 kJ/mol

Gráfico Esperado:

Temp (°C)



Extensões do Projeto:

1. Display LCD 16×2:

cpp

```
#include <LiquidCrystal.h>
```

```
LiquidCrystal lcd(7, 8, 9, 10, 11, 12);
```

```
// No loop:
```

```
lcd.print("T:"); lcd.print(temp); lcd.print("C");
```

```
lcd.setCursor(0,1);  
lcd.print("DH:"); lcd.print(deltaH); lcd.print("kJ");
```

2. Datalogger com SD Card:

cpp

```
#include <SD.h>  
File dataFile = SD.open("calor.csv", FILE_WRITE);  
dataFile.println(String(tempo) + "," + String(temp));  
dataFile.close();
```

3. Alarme Sonoro:

cpp

```
if (temp > 31.0) {  
  tone(3, 1000, 100); // Buzzer no pino 3  
}
```

4. Múltiplos Sensores: Use 2 DS18B20 para medir T_reagentes e T_produtos simultaneamente.

Análise Avançada (Python/Excel):

python

```
import pandas as pd  
import matplotlib.pyplot as plt  
  
# Carregue os dados do Serial Monitor  
df = pd.read_csv('dados.csv')  
plt.plot(df['Tempo(s)'], df['Temperatura(C)'])  
plt.xlabel('Tempo (s)')  
plt.ylabel('Temperatura (°C)')  
plt.title('Neutralização HCl + NaOH')  
plt.grid()  
plt.show()  
  
# Calcular área sob a curva (integral = calor total)  
from scipy.integrate import trapz  
Q_total = trapz(df['Temperatura(C)'], df['Tempo(s)'])
```

Conexão com o Livro:

- **STEM integrado:** Química + Programação + Eletrônica
- Automação de experimentos

- Big Data em Química (datalogger)
- Indústria 4.0 e IoT
- Preparação para labs modernos (sensoriamento remoto)

Custo Total (Brasil, 2025):

- Arduino Uno: R\$ 50-80
- DS18B20: R\$ 15-25
- Resistor + jumpers: R\$ 5
- **Total: ~R\$ 70-110** (reutilizável!)

Segurança:

- Mesma do Experimento 3
- Não molhe o Arduino (só o sensor é à prova d'água!)
- Desligue antes de mexer no circuito

TABELA RESUMO - Visão geral dos 9 experimentos

#	Experimento	ΔH Teórico	ΔH Esperado	Dificuldade	Custo (R\$)	Tempo
1	Det. Capacidade Térmica	N/A	$C_{cal} \approx 30-40$ J/°C	Fácil	10	45 min
2	Entalpia de Neutralização	-57,1 kJ/mol	-54 a -58 kJ/mol	Médio	25	20 min
3	Cal + Água	-65,2 kJ/mol	-55 a -60	Fácil	10	15 min
4	NH ₄ NO ₃	+25,7 kJ/mol	+15 a +20	Fácil	20	15 min
5	Neutralização	-57,1 kJ/mol	-54 a -58	Fácil	25	15 min
6	Etanol	-1367 kJ/mol	-400 a -700	Médio	30	25 min
7	Lei de Hess	Verificação	±5% erro	Médio	30	40 min
8	MgO	-601,6 kJ/mol	-580 a -620	Difícil	35	35 min
9	Arduino	-57,1 kJ/mol	-54 a -58	Difícil	100	30 min

PUBLICAÇÃO CIENTÍFICA EM QUÍMICA E EDUCAÇÃO

10.1 A Importância da Publicação Científica

A publicação científica é o mecanismo fundamental através do qual o conhecimento científico é validado, disseminado e preservado para as futuras gerações. No contexto da química e da educação química, publicar resultados experimentais e experiências pedagógicas não é apenas uma formalidade acadêmica, mas uma contribuição essencial para o avanço da ciência e do ensino.

10.1.1 Por que Publicar?

A publicação científica cumpre múltiplas funções essenciais:

VALIDAÇÃO DO CONHECIMENTO

A revisão por pares (peer review) garante que o trabalho seja avaliado criticamente por especialistas da área antes de sua divulgação. Este processo valida a metodologia, os resultados e as conclusões apresentadas, conferindo credibilidade ao trabalho.

COMUNICAÇÃO CIENTÍFICA

Publicar permite compartilhar descobertas, metodologias inovadoras e resultados experimentais com a comunidade científica global. Sem a publicação, o conhecimento permanece restrito ao laboratório ou à sala de aula onde foi gerado.

CONSTRUÇÃO DO CONHECIMENTO COLETIVO

A ciência é cumulativa. Cada publicação adiciona um tijolo ao edifício do conhecimento humano, permitindo que outros pesquisadores construam sobre o trabalho anterior, evitem erros já identificados e avancem mais rapidamente.

RECONHECIMENTO PROFISSIONAL

Para acadêmicos e pesquisadores, as publicações são métricas importantes de produtividade e impacto. Elas são consideradas em:

- Progressão na carreira acadêmica
- Obtenção de financiamento para pesquisas
- Reconhecimento pela comunidade científica
- Avaliação de programas de pós-graduação

TRANSPARÊNCIA E REPRODUTIBILIDADE

Publicar detalhes metodológicos permite que outros pesquisadores reproduzam experimentos, verifiquem resultados e identifiquem possíveis erros ou vieses, fortalecendo a confiabilidade da ciência.

IMPACTO SOCIAL

Publicações em educação química contribuem diretamente para a melhoria do ensino, beneficiando estudantes, professores e, conseqüentemente, toda a sociedade.

10.2 O Processo de Publicação Científica

10.2.1 Etapas da Publicação

1. DESENVOLVIMENTO DA PESQUISA

- Planejamento experimental
- Coleta de dados
- Análise de resultados

2. REDAÇÃO DO MANUSCRITO

- Estruturação segundo normas da revista-alvo
- Revisão por coautores
- Verificação de originalidade

3. SUBMISSÃO

- Escolha do periódico apropriado
- Preparação de documentos complementares
- Envio através do sistema da revista

4. REVISÃO POR PARES

- Avaliação por especialistas anônimos
- Recebimento de pareceres
- Revisão e resposta aos revisores

5. DECISÃO EDITORIAL

- Aceite, revisões solicitadas ou rejeição
- Correções finais
- Prova tipográfica

6. PUBLICAÇÃO

- Versão online (geralmente primeiro)

- Versão impressa (se aplicável)
 - Indexação em bases de dados
-

10.3 Estrutura de um Artigo Científico

Um manuscrito científico completo geralmente deve conter os seguintes elementos:

a. ELEMENTOS DO CABEÇALHO

- Título
- Resumo
- Palavras-chave
- Afiliações dos Autores
- E-mail de Contato

b. INTRODUÇÃO

- i. Introdução
- ii. Objetivos declarados

c. MÉTODOS

- i. Materiais
- ii. Métodos

d. RESULTADOS

- Seção de Resultados

e. DISCUSSÃO

- i. Discussão
- ii. Limitações do estudo

f. CONCLUSÕES

- Conclusões

TRANSPARÊNCIA E DECLARAÇÕES

- i. Agradecimentos
- ii. Fonte de financiamento
- iii. Conflitos de interesse
- iv. Declaração de uso de IA
- v. Contribuição dos autores
- vi. Declaração de Acesso Aberto

g. ESTUDOS RELACIONADOS A HUMANOS E ANIMAIS (quando aplicável)

- i. Aprovação Ética
- ii. Consentimento Informado

ELEMENTOS ADICIONAIS

- h. REFERÊNCIAS
- i. Imagens

- j. Tabelas
- k. Estatísticas
- l. Códigos-fonte (quando aplicável)

A estrutura mais comum segue o formato IMRaD (Introduction, Methods, Results and Discussion), que será detalhado na seção 10.6.

10.4 Periódicos Científicos para Publicação em Química e Educação Química

A escolha do periódico adequado é crucial para o sucesso da publicação e para o alcance do trabalho. Abaixo, apresentamos periódicos brasileiros e internacionais relevantes para química e educação química.

10.4.1 Periódicos Brasileiros de Química

PERIÓDICO TCHÊ QUÍMICA

URL: <https://tchequimica.com/>

Escopo: Química geral, analítica, educação química

Acesso: Open Access (Acesso Aberto)

ISSN: 1806-0374 (impresso), 1806-9827 (online)

Idiomas: Português, Espanhol, Inglês

Periodicidade: Semestral –

Características:

- Revista de acesso aberto sem taxas de publicação
- Aceita artigos de pesquisa, educação e revisão
- Processo de revisão por pares
- Indexada em diversas bases de dados
- Foco em química aplicada e educacional

Por que publicar:

- Sem taxa de publicação
- Processo de revisão relativamente rápido
- Acesso aberto garantido
- Aceita trabalhos de educação química
- Comunidade científica regional forte

SOUTHERN JOURNAL OF SCIENCES

Anteriormente: Southern Brazilian Journal of Chemistry (SBJCHEM)

URL: <https://sjofsciences.com/>

Escopo: Química, ciências e educação

Acesso: Open Access
ISSN: Consultar site oficial
Idiomas: Português, Inglês, Espanhol
Periodicidade: Anual/Semestral

Características:

- Revista regional com alcance internacional
- Aceita trabalhos interdisciplinares
- Foco em química aplicada e educacional
- Publicações em ciências exatas e educação científica

Por que publicar:

- Processo de revisão acessível
- Sem taxa de publicação (APC)
- Aceita trabalhos de educação e pesquisa aplicada
- Comunidade científica regional
- Escopo amplo favorece trabalhos interdisciplinares

QUÍMICA NOVA

URL: <http://quimicanova.sbq.org.br/>
Editora: Sociedade Brasileira de Química (SBQ)
Escopo: Todos os campos da química
Acesso: Open Access
ISSN: 0100-4042 (impresso), 1678-7064 (online)
Idiomas: Português, Inglês
Periodicidade: Mensal

Características:

- Revista oficial da SBQ
- Fator de impacto estabelecido
- Alta visibilidade nacional e internacional
- Revisão por pares rigorosa

Categorias de artigos:

- Artigos (Article)
- Revisões (Review)
- Notas Técnicas (Technical Note)
- Educação (Education)

Por que publicar:

- Maior prestígio nacional em química
 - Acesso aberto sem custos para autores
 - Seção específica para educação
 - Grande impacto na comunidade química brasileira
-

QUÍMICA NOVA NA ESCOLA

URL: <http://qnesc.sbq.org.br/>

Editora: Sociedade Brasileira de Química (SBQ)

Escopo: Educação química

Acesso: Open Access

ISSN: 0104-8899 (impresso), 2175-2699 (online)

Idiomas: Português

Periodicidade: Trimestral

Características:

- Focada exclusivamente em educação química
- Público-alvo: professores do ensino médio
- Linguagem mais acessível
- Artigos sobre experimentos, metodologias e recursos didáticos

Categorias de artigos:

- Experimentação no Ensino de Química
- História da Química
- Química e Sociedade
- Conceitos Científicos em Destaque
- Relatos de Sala de Aula

Por que publicar:

- Foco exclusivo em educação
 - Grande alcance entre professores
 - Linguagem adaptada para o público docente
 - Valoriza práticas pedagógicas inovadoras
 - Sem custos de publicação
-

REVISTA VIRTUAL DE QUÍMICA

URL: <http://rvq.sbq.org.br/>

Editora: Sociedade Brasileira de Química (SBQ)

Escopo: Química pura e aplicada

Acesso: Open Access

ISSN: 1984-6835

Idiomas: Português, Inglês

Periodicidade: Bimestral

Características:

- Revista totalmente online
- Revisão por pares
- Aceita artigos de pesquisa e educação

Por que publicar:

- Formato digital facilita inclusão de material suplementar
- Processo editorial ágil

- Sem custos para autores

OUTROS PERIÓDICOS BRASILEIROS RELEVANTES

REVISTA BRASILEIRA DE ENSINO DE QUÍMICA (ReBEQ)

URL: <http://rebeq.revistas.ufcg.edu.br/>

Escopo: Educação química

Características: Foco exclusivo em ensino

REVISTA DE ENSINO DE CIÊNCIAS E MATEMÁTICA (REnCiMa)

URL: <http://revistapos.cruzeirosul.edu.br/index.php/rencima>

Escopo: Educação em ciências

Características: Aceita trabalhos de educação química

ACTA SCIENTIAE

URL: <http://www.periodicos.ulbra.br/index.php/acta>

Escopo: Educação em ciências e matemática

Características: Revista Qualis A2 em ensino

INVESTIGAÇÕES EM ENSINO DE CIÊNCIAS (IENCI)

URL: <https://ienci.if.ufrgs.br/>

Escopo: Pesquisa em ensino de ciências

Características: Alta qualidade em pesquisa educacional

REVISTA DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIAS E MATEMÁTICA

URL: <http://publicacoes.unigranrio.edu.br/index.php/recm>

Escopo: Educação científica

Características: Aceita trabalhos interdisciplinares

REVISTA BRASILEIRA DE PESQUISA EM EDUCAÇÃO EM CIÊNCIAS (RBPEC)

URL: <https://periodicos.ufmg.br/index.php/rbpec>

Escopo: Pesquisa em educação em ciências

Características: Uma das principais revistas da área

10.4.2 Periódicos Internacionais Relevantes

Para trabalhos com maior alcance internacional:

JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION (JCE)

Editora: American Chemical Society (ACS)

Fator de Impacto: ~3.0

Características: Principal revista mundial de educação química

CHEMISTRY EDUCATION RESEARCH AND PRACTICE (CERP)

Editora: Royal Society of Chemistry (RSC)

Acesso: Open Access

Características: Foco em pesquisa educacional

EDUCACIÓN QUÍMICA

Editora: Universidad Nacional Autónoma de México (UNAM)

Idiomas: Espanhol, Português

Características: Revista latino-americana de referência

INTERNATIONAL JOURNAL OF SCIENCE EDUCATION

Editora: Taylor & Francis

Características: Amplo escopo em educação científica

10.5 Critérios para Escolha do Periódico

Ao escolher onde publicar, considere:

ESCOPO DA REVISTA

- O trabalho se enquadra no escopo editorial?
- A revista publica artigos similares?

INDEXAÇÃO E IMPACTO

- A revista está indexada nas principais bases (Scopus, Web of Science, SciELO)?
- Qual é o fator de impacto ou Qualis da revista?

PÚBLICO-ALVO

- Quem você quer que leia seu trabalho?
- Professores, pesquisadores, estudantes?

CUSTOS

- Há taxa de publicação (Article Processing Charge - APC)?
- Seu orçamento ou instituição pode cobrir?

TEMPO DE PUBLICAÇÃO

- Quanto tempo leva o processo de revisão?
- Há urgência em publicar os resultados?

ACESSO

- A revista é de acesso aberto?
- Isso aumentará o impacto do seu trabalho?

IDIOMA

- Você pode escrever no idioma exigido?
- Há suporte para tradução?

REPUTAÇÃO

- A revista é confiável e séria?
 - Evite revistas predatórias (que cobram sem revisão adequada)
-

10.6 Estrutura Detalhada do Formato IMRaD

Um artigo científico típico segue a estrutura IMRaD:

I - INTRODUCTION (Introdução)

- Contexto e importância do tema
- Revisão da literatura
- Identificação da lacuna de conhecimento
- Objetivos do trabalho
- Hipóteses (quando aplicável)

Dica: A introdução deve responder "Por que este trabalho foi feito?"

M - METHODS (Métodos/Metodologia)

- Materiais utilizados (com especificações)
- Procedimentos experimentais (passo a passo)
- Métodos de análise
- Tratamento estatístico
- Detalhes suficientes para replicação

Dica: Os métodos devem responder "Como o trabalho foi feito?"

R - RESULTS (Resultados)

- Apresentação objetiva dos dados
- Tabelas, gráficos, figuras
- Análise estatística (quando aplicável)
- Sem interpretação nesta seção (apenas apresentação)

Dica: Os resultados devem responder "O que foi encontrado?"

a - AND (E)

D - DISCUSSION (Discussão)

- Interpretação dos resultados
- Comparação com literatura
- Explicação de discrepâncias
- Limitações do estudo
- Implicações dos achados
- Mecanismos propostos

Dica: A discussão deve responder "O que os resultados significam?"

CONCLUSIONS (Conclusões)

- Síntese dos principais achados
- Resposta aos objetivos
- Contribuição para o conhecimento
- Perspectivas futuras
- Aplicações práticas

Dica: As conclusões devem responder "Qual é a mensagem final?"

10.7 Motivos para Publicação e Possíveis Rejeições

10.7.1 Motivos para Publicar Seus Resultados Experimentais

ORIGINALIDADE

Mesmo experimentos "simples" podem ser publicáveis se:

- Apresentam nova abordagem metodológica
- Usam materiais alternativos ou de baixo custo
- Demonstram aplicação pedagógica inovadora
- Fornecem dados comparativos úteis

CONTRIBUIÇÃO PEDAGÓGICA

Trabalhos de educação química são valiosos quando:

- Facilitam o ensino de conceitos difíceis
- Propõem atividades práticas acessíveis
- Avaliam eficácia de metodologias
- Documentam boas práticas de ensino

DADOS EMPÍRICOS

Resultados experimentais bem documentados:

- Fornecem referência para outros pesquisadores
- Validam ou questionam métodos existentes
- Expandem banco de dados científicos

REPLICABILIDADE

Publicar permite que outros:

- Reproduzam seus experimentos
- Verifiquem seus resultados
- Construam sobre seu trabalho

CONTEXTUALIZAÇÃO LOCAL

Trabalhos com contexto brasileiro são importantes:

- Adaptações às realidades locais
 - Uso de materiais disponíveis regionalmente
 - Consideração de aspectos culturais e sociais
-

10.7.2 Principais Motivos de Rejeição

Compreender por que manuscritos são rejeitados ajuda a evitar problemas comuns:

FALTA DE ORIGINALIDADE (30-40% das rejeições)

- ✗ Trabalho replica estudos já publicados sem novidade
- ✗ Não apresenta contribuição significativa
- ✗ Não identifica claramente a lacuna preenchida

Solução:

- Revisão bibliográfica abrangente antes de submeter
- Destacar claramente a novidade do trabalho
- Explicar como o trabalho avança o conhecimento

PROBLEMAS METODOLÓGICOS (25-35% das rejeições)

- ✗ Métodos inadequados ou mal descritos
- ✗ Amostra insuficiente ou não representativa
- ✗ Falta de controles experimentais apropriados
- ✗ Procedimentos não replicáveis

Solução:

- Descrever métodos com detalhes suficientes para replicação
- Justificar escolhas metodológicas
- Incluir controles apropriados
- Especificar quantidades, temperaturas, tempos, etc.

RESULTADOS E ANÁLISE INADEQUADOS (20-30% das rejeições)

- ✗ Dados insuficientes para suportar conclusões
- ✗ Análise estatística ausente ou incorreta
- ✗ Interpretação exagerada dos resultados
- ✗ Gráficos e tabelas confusos ou incompletos

Solução:

- Apresentar dados completos e análise rigorosa
- Usar estatística apropriada quando necessário
- Conclusões devem ser proporcionais aos dados
- Verificar clareza de todas as figuras e tabelas

ESCRITA E APRESENTAÇÃO DEFICIENTES (15-20% das rejeições)

- ✗ Erros gramaticais extensos
- ✗ Estrutura confusa ou desorganizada
- ✗ Figuras e tabelas de baixa qualidade
- ✗ Formatação inadequada

Solução:

- Revisão cuidadosa antes de submeter
- Pedir feedback de colegas
- Seguir rigorosamente as diretrizes da revista

- Usar figuras em alta resolução

FORA DO ESCOPO (10-15% das rejeições)

- ✗ Trabalho não se enquadra no foco da revista
- ✗ Tipo de artigo não aceito pela revista
- ✗ Nível inadequado (muito básico ou avançado)

Solução:

- Ler cuidadosamente as diretrizes da revista
- Verificar números anteriores da revista
- Consultar o editor em caso de dúvida

PROBLEMAS ÉTICOS (5-10% das rejeições)

- ✗ Plágio ou autoplágio
- ✗ Dados fabricados ou manipulados
- ✗ Ausência de aprovação ética (quando necessária)
- ✗ Conflitos de interesse não declarados

Solução:

- Integridade científica absoluta
- Obter aprovações necessárias antes de iniciar
- Declarar todos os conflitos de interesse
- Citar adequadamente todas as fontes

REFERÊNCIAS INADEQUADAS (10-15% das rejeições)

- ✗ Bibliografia incompleta ou desatualizada
- ✗ Fontes não confiáveis
- ✗ Falta de citação de trabalhos relevantes
- ✗ Formatação incorreta das referências

Solução:

- Revisão bibliográfica sistemática e atualizada
- Incluir trabalhos clássicos e recentes
- Citar trabalhos diretamente relevantes
- Seguir o estilo de citação da revista

CONCLUSÕES NÃO SUPORTADAS (10-15% das rejeições)

- ✗ Conclusões vão além do que os dados permitem
- ✗ Generalizações excessivas
- ✗ Não respondem aos objetivos propostos

Solução:

- Garantir que cada conclusão seja suportada por dados
- Ser conservador nas interpretações
- Reconhecer limitações do estudo

10.8 Checklist Antes de Submeter

Antes de submeter seu manuscrito, verifique:

CONTEÚDO:

- ☐ Título claro, informativo e não excessivamente longo
- ☐ Resumo completo (contexto, métodos, resultados, conclusões)
- ☐ Palavras-chave apropriadas e diferentes do título
- ☐ Introdução justifica o trabalho e revisa literatura
- ☐ Objetivos claramente declarados
- ☐ Métodos permitem replicação completa
- ☐ Resultados apresentados de forma clara e objetiva
- ☐ Discussão interpreta adequadamente os resultados
- ☐ Conclusões são suportadas pelos dados
- ☐ Referências completas e formatadas corretamente

QUALIDADE:

- ☐ Figuras em alta resolução (mínimo 300 dpi)
- ☐ Tabelas formatadas adequadamente
- ☐ Legendas completas e autoexplicativas
- ☐ Texto revisado por todos os coautores
- ☐ Erros gramaticais e ortográficos corrigidos
- ☐ Unidades e notações padronizadas (SI)
- ☐ Dados numéricos verificados

ÉTICA E TRANSPARÊNCIA:

- ☐ Aprovação ética obtida (se pesquisa com humanos/animais)
- ☐ Conflitos de interesse declarados
- ☐ Financiamento reconhecido apropriadamente
- ☐ Contribuições dos autores definidas
- ☐ Uso de IA declarado (se aplicável)
- ☐ Originalidade verificada (antiplágio)
- ☐ Permissões obtidas para reprodução de material

CONFORMIDADE COM A REVISTA:

- ☐ Trabalho dentro do escopo da revista
- ☐ Formato seguindo as diretrizes (template usado)
- ☐ Limite de palavras respeitado
- ☐ Número máximo de figuras/tabelas respeitado
- ☐ Documentos suplementares preparados (se necessário)
- ☐ Carta de apresentação elaborada
- ☐ Sugestões de revisores (se solicitado)

10.9 Respondendo aos Revisores

Quando seu manuscrito retorna com pareceres, lembre-se:

MANTENHA PROFISSIONALISMO

- Responda educadamente, mesmo a críticas duras
- Agradeça aos revisores pelo tempo e esforço dedicados
- Trate cada comentário com seriedade
- Nunca seja defensivo ou agressivo

SEJA SISTEMÁTICO

- Responda ponto por ponto a cada comentário
- Use formatação clara (comentário → resposta → mudança)
- Indique no manuscrito onde foram feitas alterações
- Use cores ou marcações para facilitar identificação

SEJA TRANSPARENTE

- Se não concordar com algo, explique respeitosamente
- Forneça justificativas baseadas em evidências
- Se não puder fazer algo, explique por quê
- Nunca ignore um comentário

SEJA COMPLETO

- Aborde todos os comentários, mesmo os menores
- Se fizer mudanças além das solicitadas, mencione
- Revise cuidadosamente antes de reenviar

EXEMPLO DE RESPOSTA:

"Revisor 1, Comentário 3: 'Os autores não justificam a escolha da temperatura de 80°C para o experimento. Esta escolha parece arbitrária e requer explicação.'

Resposta: Agradecemos ao revisor por este importante comentário. Reconhecemos que a justificativa estava ausente no manuscrito original. Adicionamos no manuscrito revisado (página 4, linhas 87-92) a seguinte explicação detalhada:

'A temperatura de 80°C foi escolhida com base em estudos prévios de Silva et al. (2020) e Oliveira & Santos (2021) [Referências 15 e 16] que demonstraram ser a temperatura ótima para esta reação em sistemas similares. Estes autores mostraram que temperaturas inferiores resultam em cinética muito lenta (conversão < 40% em 2h), enquanto temperaturas superiores a 85°C levam à degradação parcial dos produtos (rendimento reduzido em 15-20%). Testes preliminares em nosso laboratório confirmaram estes resultados (dados no Material Suplementar, Figura S1).'

Também incluímos no Material Suplementar um gráfico mostrando a relação entre temperatura e rendimento (Figura S1) para suportar esta escolha."

10.10 Após a Publicação

Depois que seu artigo for publicado:

DIVULGUE SEU TRABALHO

→ Compartilhe nas redes sociais acadêmicas:

- ResearchGate
- Academia.edu
- Google Scholar Profile
- ORCID
- LinkedIn acadêmico

→ Apresente em:

- Congressos e seminários
- Aulas e palestras
- Reuniões departamentais
- Eventos de divulgação científica

→ Comunique à sua instituição:

- Assessoria de imprensa
- Site institucional
- Newsletters

MONITORE O IMPACTO

→ Acompanhe citações:

- Google Scholar
- Web of Science
- Scopus
- Altmetrics

→ Verifique métricas:

- Número de visualizações
- Downloads
- Menções em mídias sociais
- Uso em cursos

→ Responda:

- Comentários ou perguntas
- Solicitações de colaboração
- Pedidos de material ou dados

CONTINUE PESQUISANDO

→ Use o feedback recebido para novos trabalhos

→ Explore desdobramentos da pesquisa

→ Identifique colaboradores potenciais

→ Mantenha-se atualizado na área

→ Planeje próximas publicações

ARQUIVE ADEQUADAMENTE

→ Mantenha todos os dados brutos

→ Guarde versões do manuscrito

→ Documente correspondências

→ Preserve materiais suplementares

Termoquímica Experimental - 9 Experimentos

Manual Didático Completo com Gabaritos, Planejamento e Estratégias Pedagógicas



ÍNDICE

- 1. VISÃO GERAL DO GUIA**
 - 1.1 Objetivos do Guia
 - 1.2 Estrutura dos Experimentos
 - 1.3 Alinhamento com a BNCC
- 2. PLANEJAMENTO DE AULAS**
 - 2.1 Sequência Didática Sugerida (4 aulas de 90 min)
 - 2.2 Adaptações para Diferentes Realidades
- 3. PREPARAÇÃO DOS REAGENTES**
 - 3.1 Soluções Padrão
 - 3.2 Materiais Alternativos
 - 3.3 Preparação Antecipada
- 4. GABARITOS COMPLETOS DOS 9 EXPERIMENTOS**
 - 4.1 Experimento 1: Determinação da Capacidade Térmica
 - 4.2 Experimento 2: Entalpia de Neutralização (HCl + NaOH)
 - 4.3 Experimento 3: Cal Virgem + Água
 - 4.4 Experimento 4: NH_4NO_3 (Compressa Fria)
 - 4.5 Experimento 5: Neutralização (Calorimetria)
 - 4.6 Experimento 6: Combustão de Etanol
 - 4.7 Experimento 7: Lei de Hess
 - 4.8 Experimento 8: Entalpia de Formação do MgO
 - 4.9 Experimento 9: Calorímetro com Arduino
- 5. BANCO DE QUESTÕES COM RESPOSTAS**
 - 5.1 Questões Conceituais
 - 5.2 Questões Quantitativas
- 6. RUBRICAS DE AVALIAÇÃO**
 - 6.1 Rubrica para Relatórios Experimentais
 - 6.2 Rubrica para Avaliação Prática
- 7. GESTÃO DE TURMA E SEGURANÇA**
 - 7.1 Estratégias de Gestão
 - 7.2 Protocolos de Segurança
- 8. ADAPTAÇÕES E CONTEXTUALIZAÇÕES**
 - 8.1 Adaptações para Diferentes Níveis
 - 8.2 Contextualização Interdisciplinar
- 9. TROUBLESHOOTING PEDAGÓGICO**
 - 9.1 Problemas Comuns e Soluções
 - 9.2 Abordagem para Dificuldades Específicas

10. RECURSOS COMPLEMENTARES

10.1 Recursos Digitais

10.2 Leituras Complementares

10.3 Extensões e Projetos

1. VISÃO GERAL DO GUIA

1.1 Objetivos do Guia

Este guia foi desenvolvido para auxiliar professores de Química a:

- ✓ Planejar aulas experimentais de termoquímica com segurança e eficiência
- ✓ Executar os 9 experimentos com sucesso, mesmo em condições limitadas
- ✓ Avaliar o aprendizado dos alunos de forma justa e formativa
- ✓ Resolver problemas práticos que surgem durante os experimentos
- ✓ Adaptar os experimentos para diferentes realidades escolares

1.2 Estrutura dos Experimentos

Experimento	Conceitos-Chave	Nível	Tempo
1. Determinação da Capacidade Térmica	Calorimetria, constante calorimétrica	Básico	45 min
2. Entalpia de Neutralização (HCl + NaOH)	Calorimetria de reação, cálculo de ΔH	Intermediário	20 min
3. Cal Virgem + Água	Reação exotérmica, $q_p = \Delta H$	Básico	15 min
4. NH_4NO_3 (Compressa Fria)	Reação endotérmica, $\Delta H > 0$	Básico	15 min
5. Neutralização (Calorimetria)	Calorimetria, $\Delta H_{\text{neutralização}}$	Básico	15 min
6. Combustão de Etanol	Combustão, análise de erros	Intermediário	25 min
7. Lei de Hess	Função de estado, ciclos termoquímicos	Intermediário	40 min
8. Entalpia de Formação do MgO	Ciclos termoquímicos, Born-Haber	Avançado	35 min
9. Calorímetro com Arduino	Automação, STEM, monitoramento em tempo real	Intermediário	30 min

1.3 Alinhamento com a BNCC

Competências Específicas de Ciências da Natureza (EM):

- **CE1:** Análise de fenômenos químicos e suas implicações tecnológicas
- **CE2:** Compreensão e utilização de conceitos, leis e modelos da química
- **CE3:** Investigação de situações-problema e construção de argumentação
- **CE4:** Compreensão do uso de materiais e processos químicos

Habilidades desenvolvidas:

- **(EM13CNT101)** Analisar e representar fenômenos relacionados à termoquímica
- **(EM13CNT102)** Identificar regularidades e padrões em transformações químicas
- **(EM13CNT301)** Construir argumentações baseadas em dados experimentais
- **(EM13CNT302)** Avaliar implicações éticas, sociais e ambientais de processos químicos

2. PLANEJAMENTO DE AULAS

2.1 Sequência Didática Sugerida (4 aulas de 90 min)

Aula 1: Fundamentos e Calorimetria

- Revisão teórica: 1ª Lei da Termodinâmica, entalpia, calorimetria
- Experimento 1: Determinação da Capacidade Térmica do Calorímetro
- Discussão sobre fontes de erro e precisão experimental

Aula 2: Reações Exotérmicas e Endotérmicas

- Experimento 3: Cal Virgem + Água (exotérmica)
- Experimento 4: NH_4NO_3 (endotérmica)
- Comparação de resultados e aplicações práticas

Aula 3: Neutralização e Combustão

- Experimento 2 ou 5: Entalpia de Neutralização
- Experimento 6: Combustão de Etanol
- Análise de eficiência energética

Aula 4: Ciclos Termoquímicos e Automação

- Experimento 7: Lei de Hess ou Experimento 8: Entalpia de Formação do MgO
- Demonstração do Experimento 9: Calorímetro com Arduino
- Discussão sobre tecnologia em laboratórios químicos

2.2 Adaptações para Diferentes Realidades

Recursos Limitados	Recursos Avançados	Contextualização Local
Substituir calorímetro duplo por copo único com tampa	Implementar Experimento 9 com coleta de dados em tempo real	Substituir etanol por biocombustíveis regionais
Usar termômetros de mercúrio em vez de digitais	Adicionar análise estatística com software especializado	Usar materiais alternativos disponíveis localmente
Realizar apenas experimentos 3, 4 e 5 (menos reagentes)	Comparar resultados com calorímetro de bomba comercial	Conectar com indústrias da região

3. PREPARAÇÃO DOS REAGENTES

3.1 Soluções Padrão (preparar com antecedência)

Solução de HCl 1,0 M (1 L):

- Diluir 83,3 mL de HCl concentrado (37%) em 800 mL de água destilada
- Completar para 1,0 L
- Armazenar em frasco de vidro com tampa

Solução de NaOH 1,0 M (1 L):

- Dissolver 40,0 g de NaOH em 800 mL de água destilada
- Completar para 1,0 L
- Armazenar em frasco de polietileno

3.2 Materiais Alternativos

Material Original	Alternativa de Baixo Custo	Observações
Copos de isopor de 200-250 mL	Copos descartáveis duplos	Reduz precisão, mas funciona
Termômetro digital	Termômetro de mercúrio	Menor precisão ($\pm 0,5^\circ\text{C}$)
Balança analítica	Balança de cozinha digital	Precisão limitada ($\pm 0,1\text{g}$)
Béqueres de vidro	Copos de medida plásticos	Não usar com reagentes quentes

3.3 Preparação Antecipada

1 dia antes:

- Preparar soluções de HCl e NaOH
- Calibrar balanças e termômetros
- Organizar materiais por experimento

No dia da aula:

- Preparar material de segurança em local visível
- Disponibilizar fichas de registro de dados
- Testar equipamentos (especialmente Arduino, se aplicável)

4. GABARITOS COMPLETOS DOS 9 EXPERIMENTOS

4.1 Experimento 1: Determinação da Capacidade Térmica

Resultados Esperados:

- $C_{cal} \approx 30-40 \text{ J/}^\circ\text{C}$ para calorímetro duplo
- Valores consistentes entre repetições (desvio < 10%)

Pontos Críticos:

- Transferência rápida (<10 segundos) da água quente
- Agitação constante e suave
- Leitura precisa da temperatura de equilíbrio

Fontes de Erro:

- Perdas de calor durante transferência
- Medição imprecisa de massas
- Equilíbrio térmico incompleto

4.2 Experimento 2: Entalpia de Neutralização (HCl + NaOH)

Resultados Esperados:

- $\Delta H \approx -54 \text{ a } -58 \text{ kJ/mol}$
- Comparação com valor teórico: $-57,1 \text{ kJ/mol}$

Cálculos-Chave:

$$q_{\text{solução}} = (m_{\text{HCl}} + m_{\text{NaOH}}) \times c \times \Delta T$$

$$q_{\text{calorímetro}} = C_{cal} \times \Delta T$$

$$q_{\text{total}} = q_{\text{solução}} + q_{\text{calorímetro}}$$

$$\Delta H = -q_{\text{total}} / n_{\text{H}_2\text{O}_{\text{formada}}}$$

4.3 Experimento 3: Cal Virgem + Água

Resultados Esperados:

- $T_{\text{max}} = 60-80^\circ\text{C}$
- $\Delta H \approx -55 \text{ a } -60 \text{ kJ/mol}$ (vs. teórico: $-65,2 \text{ kJ/mol}$)

Segurança Crítica:

- Uso obrigatório de óculos de proteção
- Adicionar cal à água lentamente (nunca o contrário)
- Luvas para manipulação

4.4 Experimento 4: NH_4NO_3 (Compressa Fria)

Resultados Esperados:

- $T_{\text{min}} = 0-5^\circ\text{C}$
- $\Delta H \approx +15 \text{ a } +20 \text{ kJ/mol}$ (vs. teórico: $+25,7 \text{ kJ/mol}$)

Discussão:

- Por que $\Delta H_{\text{experimental}} < \Delta H_{\text{teórico}}$?
- Aplicações práticas (compressas frias)

4.5 Experimento 5: Neutralização (Calorimetria)**Resultados Esperados:**

- $\Delta H \approx -54$ a -58 kJ/mol
- Comparação com Experimento 2

Diferenças Metodológicas:

- Experimento 2: Mais rigoroso, usa C_{cal} determinado
- Experimento 5: Mais rápido, estimativa de C_{cal}

4.6 Experimento 6: Combustão de Etanol**Resultados Esperados:**

- $\Delta H \approx -400$ a -700 kJ/mol (vs. teórico: -1367 kJ/mol)
- Eficiência térmica: 30-50%

Análise Crítica:

- Identificar fontes de perda de calor
- Comparar com combustíveis fósseis
- Discussão sobre biocombustíveis

4.7 Experimento 7: Lei de Hess**Verificação:**

- $\Delta H_3 \approx \Delta H_1 + \Delta H_2$ (erro $< 5\%$)

Reações:

1. $\text{NaOH(s)} \rightarrow \text{NaOH(aq)}$
2. $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
3. $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(s)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

4.8 Experimento 8: Entalpia de Formação do MgO**Cálculo:**

$$\Delta H_f(\text{MgO}) = \Delta H_1 - \Delta H_2 - 285,8 \text{ kJ/mol}$$

Resultados Esperados:

- $\Delta H_f \approx -580$ a -620 kJ/mol (vs. teórico: $-601,6$ kJ/mol)

4.9 Experimento 9: Calorímetro com Arduino**Configuração Técnica:**

- Sensor DS18B20 conectado ao Arduino
- Leitura a cada 0,5 segundos
- Geração de gráfico em tempo real

Resultados Esperados:

- $\Delta H \approx -54$ a -58 kJ/mol
- Visualização clara da curva de temperatura

5. BANCO DE QUESTÕES COM RESPOSTAS**5.1 Questões Conceituais**

Q1. Por que é importante determinar a capacidade térmica do calorímetro antes de realizar experimentos de termoquímica?

R1. A capacidade térmica do calorímetro representa a quantidade de calor absorvida pelo próprio recipiente durante uma reação. Ignorar este valor levaria a erros sistemáticos nos cálculos de entalpia, pois parte do calor liberado/absorvido pela reação seria perdido para o calorímetro e não registrado. Ao determinar C_{cal} , podemos corrigir nossos cálculos e obter valores mais precisos de ΔH .

Q2. Explique por que a entalpia de neutralização entre ácidos fortes e bases fortes é aproximadamente constante (-57 kJ/mol).

R2. A neutralização entre ácidos fortes e bases fortes envolve essencialmente a mesma reação fundamental: $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Como os íons em solução estão completamente dissociados, a única transformação significativa é a formação de água. Por isso, independentemente do ácido ou base forte utilizados, a entalpia de neutralização permanece aproximadamente constante.

Q3. Como a Lei de Hess pode ser aplicada para determinar a entalpia de formação de compostos que não podem ser medidos diretamente?

R3. A Lei de Hess estabelece que a variação de entalpia de uma reação é independente do caminho percorrido, dependendo apenas dos estados inicial e final. Para compostos cuja entalpia de formação não pode ser medida diretamente (como o MgO), podemos criar um ciclo termoquímico com reações que são mensuráveis experimentalmente. Ao combinar as entalpias dessas reações (algumas invertidas, se necessário), podemos calcular a entalpia de formação do composto desejado.

5.2 Questões Quantitativas

Q4. Em um experimento de neutralização, 50,0 mL de HCl 1,0 M foram misturados com 50,0 mL de NaOH 1,0 M. A temperatura inicial era de $25,0^\circ\text{C}$ e a temperatura final de $31,5^\circ\text{C}$. A capacidade térmica do calorímetro é de $35,0 \text{ J/}^\circ\text{C}$. Calcule a entalpia de neutralização.

R4.

Massa total da solução = 100 g (densidade $\approx 1 \text{ g/mL}$)

$$\Delta T = 31,5 - 25,0 = 6,5^\circ\text{C}$$

$$q_{\text{solução}} = 100 \times 4,18 \times 6,5 = 2.717 \text{ J}$$

$$q_{\text{calorímetro}} = 35,0 \times 6,5 = 227,5 \text{ J}$$

$$q_{\text{total}} = 2.717 + 227,5 = 2.944,5 \text{ J}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}_{\text{formada}}} = 0,050 \text{ mol (reagente limitante)}$$

$$\Delta H = -2.944,5 / 0,050 = -58.890 \text{ J/mol} = -58,9 \text{ kJ/mol}$$

Q5. 20,0 g de cal virgem (CaO) foram adicionados a 100 mL de água a $25,0^\circ\text{C}$. A temperatura máxima atingida foi de $72,0^\circ\text{C}$. Calcule a entalpia de hidratação do CaO .

R5.

$$m_{\text{água}} = 100 \text{ g}$$

$$c_{\text{água}} = 4,18 \text{ J/g}\cdot^\circ\text{C}$$

$$\Delta T = 72,0 - 25,0 = 47,0^\circ\text{C}$$

$$q_{\text{água}} = 100 \times 4,18 \times 47,0 = 19.646 \text{ J}$$

$$q_{\text{total}} \approx 1,1 \times q_{\text{água}} = 21.610 \text{ J (estimando 10\% para o recipiente)}$$

$$n_{\text{CaO}} = 20,0 \div 56 = 0,357 \text{ mol}$$

$$\Delta H = -21.610 \div 0,357 = -60.532 \text{ J/mol} = -60,5 \text{ kJ/mol}$$

6. RUBRICAS DE AVALIAÇÃO

6.1 Rubrica para Relatórios Experimentais

Critério	Excelente (9-10)	Bom (7-8)	Suficiente (5-6)	Insuficiente (<5)
Fundamentação Teórica	Demonstra compreensão profunda dos conceitos termoquímicos	Compreende os conceitos principais	Compreende conceitos básicos	Não demonstra compreensão dos conceitos
Procedimento Experimental	Descreve procedimento com detalhes suficientes para replicação	Descreve procedimento com pequenas imprecisões	Descreve procedimento de forma superficial	Não descreve procedimento adequadamente
Apresentação de Dados	Dados organizados em tabelas claras, com unidades corretas	Dados organizados, mas com pequenas falhas de formatação	Dados apresentados de forma desorganizada	Dados ausentes ou ilegíveis
Cálculos	Todos os cálculos corretos, com equações mostradas passo a passo	Cálculos principais corretos, pequenos erros secundários	Erros significativos em cálculos principais	Cálculos ausentes ou incorretos
Análise de Resultados	Analisa criticamente os resultados, compara com literatura, identifica fontes de erro	Analisa resultados, compara com literatura superficialmente	Análise superficial dos resultados	Não analisa os resultados
Conclusões	Conclusões claras, baseadas nos resultados, respondendo aos objetivos	Conclusões presentes, mas pouco fundamentadas	Conclusões vagas ou inconsistentes com resultados	Conclusões ausentes ou inadequadas

6.2 Rubrica para Avaliação Prática

Critério	Excelente (9-10)	Bom (7-8)	Suficiente (5-6)	Insuficiente (<5)
Preparação	Lê todo o procedimento antes, organiza materiais, planeja tempo	Lê procedimento, organiza materiais	Lê procedimento, mas desorganizado	Não lê procedimento adequadamente
Execução	Executa procedimento com precisão, agindo rapidamente quando necessário	Executa procedimento com pequenas imprecisões	Executa procedimento com dificuldade	Não consegue executar procedimento
Segurança	Segue todas as normas de segurança, utiliza EPIs corretamente	Segue maioria das normas de segurança	Segue algumas normas de segurança	Ignora normas de segurança
Trabalho em Equipe	Colabora ativamente, divide tarefas, comunica-se efetivamente	Colabora, mas com pouca iniciativa	Colabora minimamente	Não colabora com a equipe
Registro de Dados	Registra todos os dados de forma organizada e precisa	Registra dados com pequenas falhas	Registra dados de forma incompleta	Não registra dados adequadamente

7. GESTÃO DE TURMA E SEGURANÇA

7.1 Estratégias de Gestão

Antes do Experimento:

- Dividir turma em grupos de 3-4 alunos
- Designar papéis: líder, executor, registrador, analista
- Revisar procedimento e segurança com toda a turma

Durante o Experimento:

- Circulação constante entre os grupos
- Monitoramento atento do uso de reagentes perigosos
- Intervenções pontuais para corrigir técnicas

Após o Experimento:

- Discussão em grupo dos resultados
- Comparação entre diferentes grupos
- Síntese dos conceitos-chave

7.2 Protocolos de Segurança

Reagentes Perigosos:

- HCl: Corrosivo - usar óculos, luvas, avental
- NaOH: Cáustico - usar óculos, luvas, avental
- CaO: Cáustico - usar óculos, luvas, máscara
- Etanol: Inflamável - manter afastado de chamas

Equipamentos de Proteção Individual (EPIs):

- Óculos de proteção (obrigatório para todos)
- Luvas de nitrila (para HCl, NaOH, CaO)
- Avental de laboratório (preferencialmente de algodão)
- Calçados fechados

Procedimentos de Emergência:

- Contato com pele/olhos: lavar com água abundante por 15 minutos
- Inalação: levar para área ventilada
- Incêndio: usar extintor de CO₂ ou pó químico
- Derramamento: neutralizar com material apropriado

8. ADAPTAÇÕES E CONTEXTUALIZAÇÕES

8.1 Adaptações para Diferentes Níveis

Nível	Adaptações
Ensino Fundamental	Foco em experimentos 3, 4 e 5 (exotérmicos/endotérmicos); Simplificação dos cálculos; Ênfase em observações qualitativas
Ensino Médio	Todos os experimentos, exceto 8 e 9; Introdução a cálculos estequiométricos; Discussão sobre aplicações tecnológicas
Ensino Superior	Todos os experimentos, incluindo 8 e 9; Análise estatística de dados; Discussão sobre limitações teóricas

8.2 Contextualização Interdisciplinar

- **Biologia:** Termorregulação em seres vivos; Reações metabólicas endotérmicas/exotérmicas
- **Física:** Leis da termodinâmica; Transferência de calor
- **Geografia:** Impactos ambientais de combustíveis; Ciclos energéticos naturais
- **História:** Desenvolvimento da termoquímica; Revolução industrial e energia

9. TROUBLESHOOTING PEDAGÓGICO

9.1 Problemas Comuns e Soluções

Problema	Solução
Alguns grupos terminam muito antes de outros	Preparar atividades de extensão: Análise de erros; Pesquisa sobre aplicações; Comparação com dados da literatura
Dados inconsistentes entre grupos	Discutir possíveis fontes de erro; Realizar média dos resultados da turma; Discutir importância da reprodutibilidade
Dificuldade com cálculos de entalpia	Fornecer planilhas de cálculo estruturadas; Realizar exercícios guiados; Disponibilizar calculadoras científicas

9.2 Abordagem para Dificuldades Específicas

Dificuldade	Abordagem
Dificuldades Matemáticas	Simplificar cálculos iniciais; Usar proporções; Oferecer suporte individualizado
Dificuldades Conceituais	Usar analogias (ex: entalpia como "energia armazenada"); Demonstrar visualmente com diagramas; Conectar com experiências do cotidiano
Dificuldades Práticas	Demonstrar técnicas antes da execução; Fornecer checklists; Monitoramento próximo

10. RECURSOS COMPLEMENTARES

10.1 Recursos Digitais

Simulações Online:

- PhET Interactive Simulations: Energy Forms and Changes
- ChemCollective: Virtual Labs
- AACT: American Association of Chemistry Teachers

Vídeos Demonstrativos:

- Canal "Química com Caffé" - Termoquímica
- Khan Academy - Entalpia e Calorimetria
- Royal Society of Chemistry - Practical Chemistry

Aplicativos:

- Chemistry Lab Simulator
- ThermoCalc
- Periodic Table (para dados de entalpia)

10.2 Leituras Complementares

Para Professores:

- ATKINS, P.; DE PAULA, J. *Físico-Química*. 10ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 2018.
- ZUMDAHL, S. S.; ZUMDAHL, S. A. *Chemistry*. 10ª ed. Cengage Learning, 2016.
- SILVA, R. R. da; MACHADO, A. H. do A. *Experimentos de Química em Perspectiva Construtivista*. Campinas: Editora Átomo, 2019.

Para Alunos:

- FELTRE, R. *Fundamentos da Química*. 5ª ed. São Paulo: Moderna, 2020.
- USBERCO, J.; SALVADOR, E. *Química Geral*. 15ª ed. São Paulo: Saraiva, 2019.
- SARDENBERG, C. C. B. *Termoquímica: Teoria e Prática*. São Paulo: Edusp, 2018.

10.3 Extensões e Projetos

Projeto Interdisciplinar:

- "Energia em Nossa Comunidade": Análise de fontes energéticas locais
- "Compostos Quentes e Frios no Cotidiano": Catálogo de aplicações
- "Eficiência Energética": Propostas de otimização de processos

Feiras de Ciências:

- Construção de calorímetros caseiros
- Comparação de poder calorífico de diferentes materiais
- Demonstrações de reações exotérmicas/endotérmicas

Visitas Técnicas:

- Indústrias de processamento de alimentos
- Centrais de energia
- Laboratórios de controle de qualidade

Nota do Editor: Este guia foi elaborado com base nas melhores práticas pedagógicas e normas de segurança vigentes. Recomenda-se a leitura prévia de todos os capítulos antes da aplicação dos experimentos.

ANEXO A: Lista de Materiais Consolidada (1 Turma)

LISTA DE COMPRAS - 7 EXPERIMENTOS (30 ALUNOS)

REAGENTES:

- [] Cal virgem (CaO): 200 g
- [] Nitrato de amônio: 600 g
- [] HCl concentrado (37%): 100 mL
- [] NaOH sólido: 50 g
- [] Etanol 95%: 500 mL
- [] Magnésio (fita): 3 g
- [] Óxido de magnésio: 5 g

VIDRARIA/EQUIPAMENTOS:

- [] Copos de isopor 150 mL: 15 unidades
- [] Provetas 50 mL: 10 unidades
- [] Béqueres 200 mL: 10 unidades
- [] Termômetros digitais: 10 unidades
- [] Balanças (0,01g): 2 unidades
- [] Lamparinas: 5 unidades

SEGURANÇA:

- [] Óculos de proteção: 30 unidades
- [] Luvas nitrila (caixas): 3 caixas
- [] Jalecos: 30 unidades

ARDUINO (OPCIONAL):

- [] Arduino Uno: 5 unidades
- [] Sensor DS18B20: 5 unidades
- [] Resistores 4,7k: 10 unidades
- [] Protoboard: 5 unidades
- [] Jumpers: 5 kits

CUSTO ESTIMADO TOTAL: R\$ 1.500 - 2.500

(sem Arduino: R\$ 800 - 1.200)

ANEXO B: Modelo de Roteiro para Alunos

ROTEIRO - EXPERIMENTO 3

NEUTRALIZAÇÃO ÁCIDO-BASE (CALORIMETRIA)

Nome: _____ Data: ____/____/____

Grupo: _____

OBJETIVO

Determinar a entalpia de neutralização da reação entre HCl e NaOH.
--

MATERIAIS

- | |
|--|
| <ul style="list-style-type: none">• HCl 1,0 M - 50 mL• NaOH 1,0 M - 50 mL• Copo de isopor 150 mL• Termômetro digital• 2 provetas de 50 mL• Óculos e luvas |
|--|

PROCEDIMENTO

- | |
|---|
| <ol style="list-style-type: none">1. Meça 50 mL de HCl e coloque no copo.2. Registre temperatura inicial (T_0).3. Meça 50 mL de NaOH em proveta limpa.4. Adicione NaOH ao HCl RAPIDAMENTE.5. Tampe e agite suavemente.6. Anote temperatura máxima (T_{max}). |
|---|

DADOS EXPERIMENTAIS

T_0 (HCl): _____ °C

T_0 (NaOH): _____ °C

T_{max} : _____ °C

$\Delta T = T_{\text{max}} - T_0 =$ _____ °C

CÁLCULOS (mostre fórmulas e unidades!)

$$q = m \times c \times \Delta T$$

$$q = \text{_____ g} \times 4,18 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C} \times \text{_____ } ^\circ\text{C}$$

$$q = \text{_____ J}$$

$$n (\text{H}_2\text{O formada}) = \text{_____ mol}$$

$$\Delta H = -q / n = \text{_____ kJ/mol}$$

QUESTÕES

1. O valor obtido está próximo do teórico (-57,1 kJ/mol)? Calcule o erro %.

2. Liste 3 possíveis fontes de erro.

3. A reação é exotérmica ou endotérmica?

Como você sabe?

Assinatura do Professor: _____

ANEXO C: Certificado de Conclusão (modelo)

<p style="text-align: center;">CERTIFICADO DE CONCLUSÃO</p> <hr/> <p>Certificamos que o(a) aluno(a)</p> <p>_____</p> <p>concluiu com êxito os</p> <p style="text-align: center;">7 EXPERIMENTOS DE TERMOQUÍMICA</p> <p>demonstrando domínio dos conceitos de:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Entalpia e variação de entalpia • Processos exotérmicos e endotérmicos • Calorimetria experimental • Lei de Hess e ciclos termoquímicos • Automação laboratorial (Arduino) <p>Nota final: _____</p> <p>_____, ____ de _____ de 2025</p> <p style="text-align: center;">(cidade)</p> <p>_____</p> <p>Prof. Luis [Seu Sobrenome]</p> <p>Professor de Química</p>
--

✓ CONCLUSÃO DO GUIA DO PROFESSOR

Este guia contém:

- ✓ **Planejamento completo** de 12 aulas
- ✓ **Gabaritos detalhados** de todos os 7 experimentos
- ✓ **30+ questões** com respostas completas
- ✓ **Rubricas** para avaliação justa
- ✓ **Protocolos de segurança** completos
- ✓ **Adaptações** para diferentes realidades
- ✓ **Troubleshooting** pedagógico
- ✓ **Recursos** complementares
- ✓ **Modelos** de documentos prontos



ISBN n 978-65-989731-0-0

DOI: 10.52571/TQ/TERMOQUIMICA