

Módulo 6: Termoquímica



Universidade Federal
de São João del-Rei

Lucas Raposo Carvalho

E-mail: lraposo@ufsj.edu.br

Departamento de Ciências Naturais – DCNAT

Química Geral para Engenharia, 2025.2



ESTRUTURAÇÃO E CONCEITOS PRINCIPAIS

Parte 1

Noções básicas de termodinâmica

Parte 2

A primeira lei e a entalpia

Parte 3

Entalpias de reação, formação, e lei de Hess

Conceitos principais

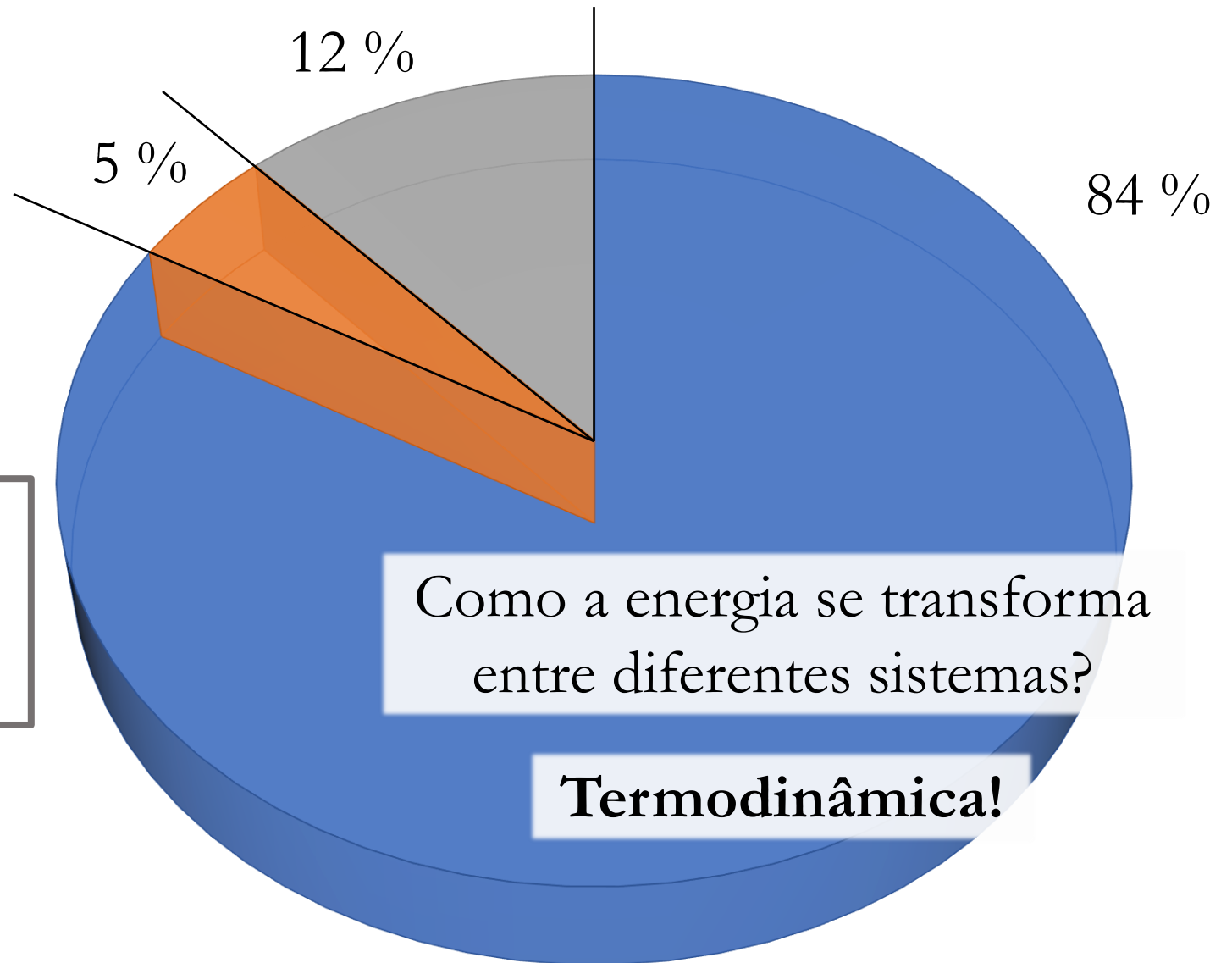
- (a) Sistema, vizinhança, trabalho e calor;
- (b) A primeira lei da Termodinâmica;
- (c) O conceito de entalpia e termoquímica;
- (d) Lei de Hess.

Qual a porcentagem de diferentes **fontes de energia** no consumo humano global?

Energia nuclear: 5 %

Energia de fontes renováveis (hidroelétrica, solar, eólica, biomassa e geotérmica): 12 %

Energia de combustíveis fósseis: 85 %

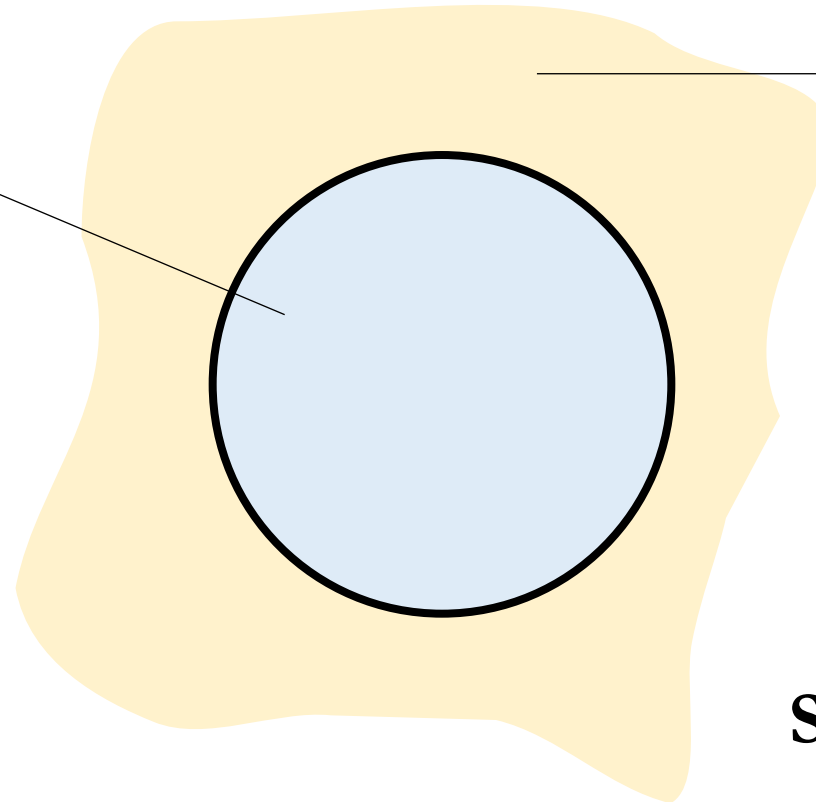


Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

Transferências de energia em termodinâmica ocorrem entre o **sistema** e sua **vizinhança**.

Sistema

Região de interesse
que está separada de
sua vizinhança
(reação química,
frasco de gás, fibra
muscular, ...)



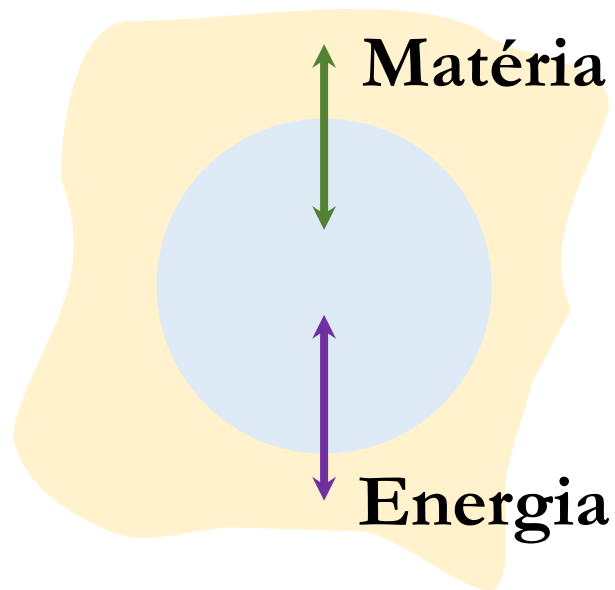
Vizinhança

Tudo o que não
fizer parte do
sistema.

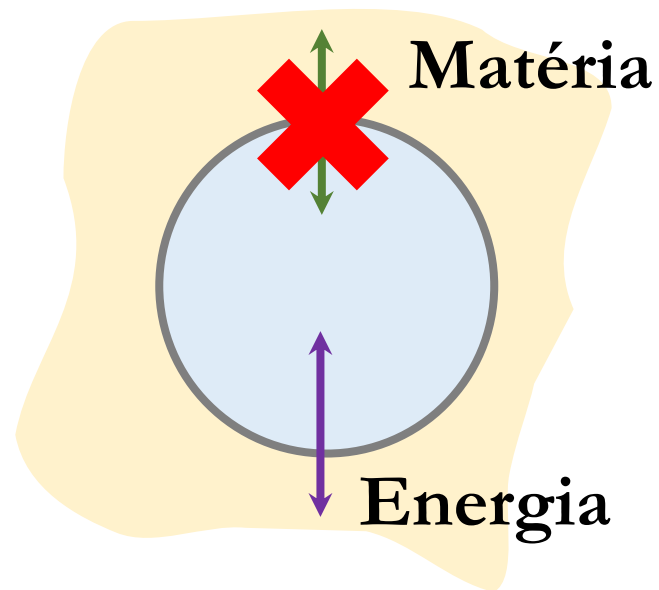
Universo:
Sistema + Vizinhança

Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

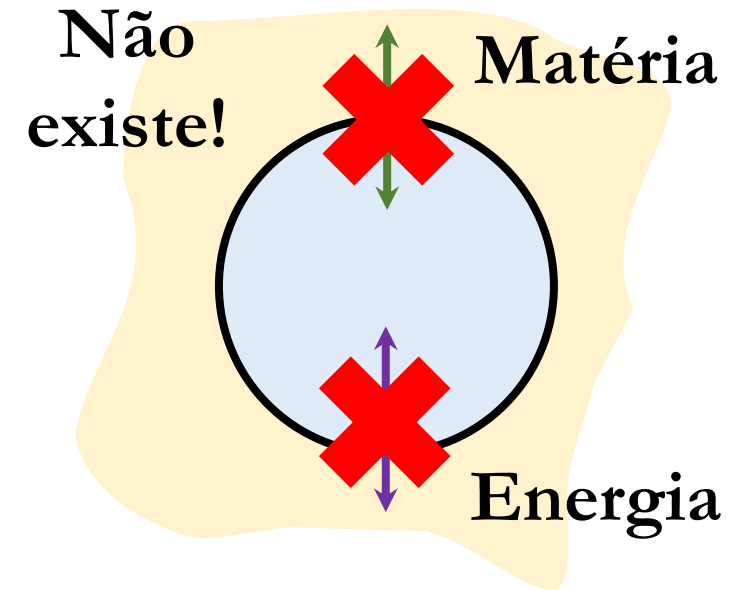
Sistemas podem ser classificados em **diferentes tipos** de acordo com sua **fronteira** com a vizinhança e com os **tipos de troca** possíveis.



Sistema **aberto**
(motor de carro)



Sistema **fechado**
(vidro hermético)



Sistema **isolado**
(garrafa térmica*)

Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

Energia: capacidade que um sistema possui de realizar **trabalho**, podendo ser dividida em **energia cinética** (E_k , K ou T) e **energia potencial** (E_p , V ou Φ).

A **energia cinética** de moléculas é muitas vezes chamada de **energia térmica**.

Trabalho (w): Energia **transferida** de ou para um objeto pela aplicação de uma **força** ao longo de um **deslocamento**.

Erguer um peso **contra** a força da gravidade.

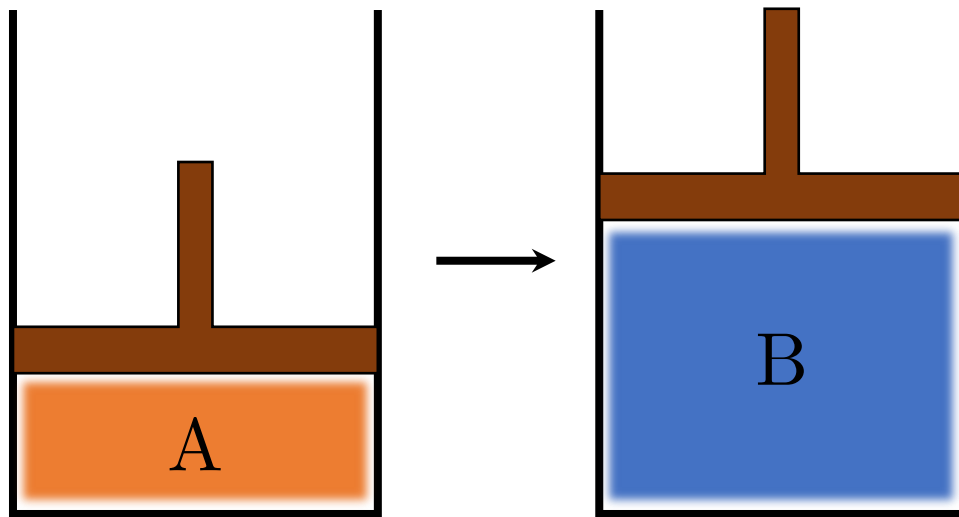
Reação em uma bateria que desloca elétrons em um circuito **contra** uma resistência.

Expansão de um gás em um pistão **contra** a pressão do ar atmosférico.

Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

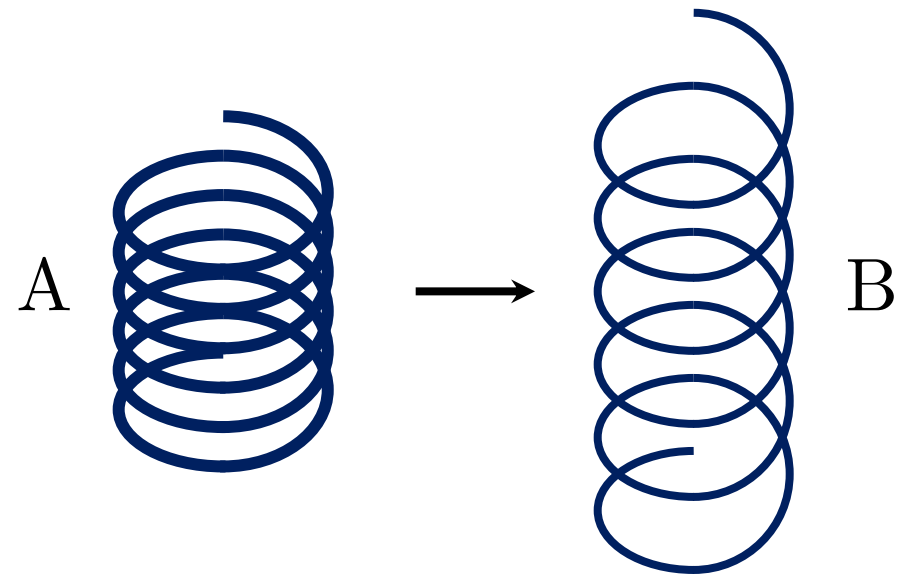
$$\text{Trabalho} = \underbrace{\text{força}}_{\text{oposta}} \times \underbrace{\text{distância movida}}_{\text{m}}$$

$$\text{J} = \text{kg m}^2 \text{s}^{-2} \quad \text{N} = \text{kg m s}^{-2}$$



$\downarrow V \uparrow T$

Gás A pode fazer mais trabalho
(tem mais energia) que B.



Mola A pode fazer mais trabalho
(tem mais energia) que B.

Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

Energia interna (U): capacidade energética **total** de um sistema. Inclui a energia de **todos** os átomos, seus elétrons e componentes de seus núcleos.

A termodinâmica faz uso de **mudanças** na energia interna (dU , ΔU) ao invés de seu **valor absoluto**.

Ex.: Se um sistema realiza 15 J de trabalho ($w = -15$ J), sua **energia interna** decai em 15 J, ou seja, $\Delta U = -15$ J.

Trabalho **negativo**: energia sai do sistema na forma de trabalho.

Trabalho **positivo**: energia entra do sistema na forma de trabalho.

Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

Sistemas podem fazer **dois** tipos de trabalho: de **expansão** e de **não-expansão**.

1. Trabalho de expansão: envolve **variação de volume** (dV , ΔV);
2. Trabalho de não-expansão: **não** envolve **variação de volume**;

Expansão:

$$w = - p_{\text{ext}} dV$$

Levantamento:

$$w = mgh$$

Extensão:

$$w = fdL$$

Elétrico:

$$w = VdQ$$

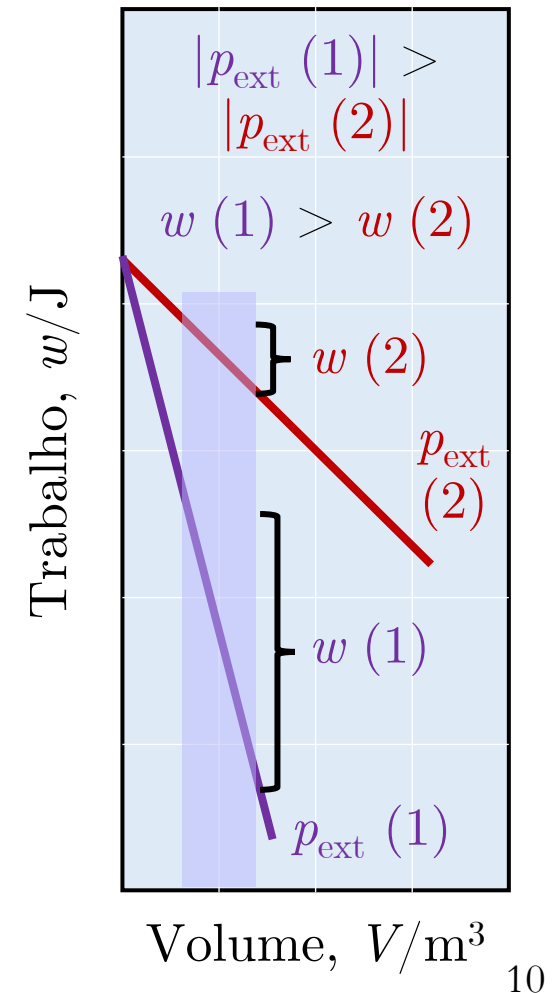
Quando a **única** transferência de energia entre um sistema e a vizinhança é realizada na forma de trabalho,

$$\Delta U = w$$

Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

A equação que descreve o trabalho de expansão mostra três coisas importantes:

1. Como $w = - p_{\text{ext}} dV$, ela se aplica apenas em **pressões constantes**;
2. Quando não há **variação** de volume ($dV = 0$), **não há trabalho de expansão**.
3. Quanto maior p_{ext} , mais trabalho (w) é necessário para expandir o mesmo dV .



Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

O trabalho é expresso em Joules (**J**), obtido diretamente a partir de cálculos com a pressão em Pa e o volume em m^3 :

$$w = - p_{\text{ext}} dV \quad w = \text{Pa} \times \text{m}^3 = \text{kg m}^{-1} \text{s}^2 \times \text{m}^3 = \mathbf{J}$$

Porém, pode ser mais cômodo usar a pressão em atm e o volume em L (10^{-3} m^3):

$$1 \text{ atm L} = (101\,325 \text{ Pa}) \times (10^{-3} \text{ m}^3) = 101,325 \text{ Pa} \times \text{m}^3$$

Importante: Quando a pressão externa é igual a **zero** ($p_{\text{ext}} = 0$), o trabalho de expansão também é zero ($w = 0$). Logo, um sistema **não** realiza trabalho de expansão **no vácuo**. Nesse caso, há uma **expansão livre**.

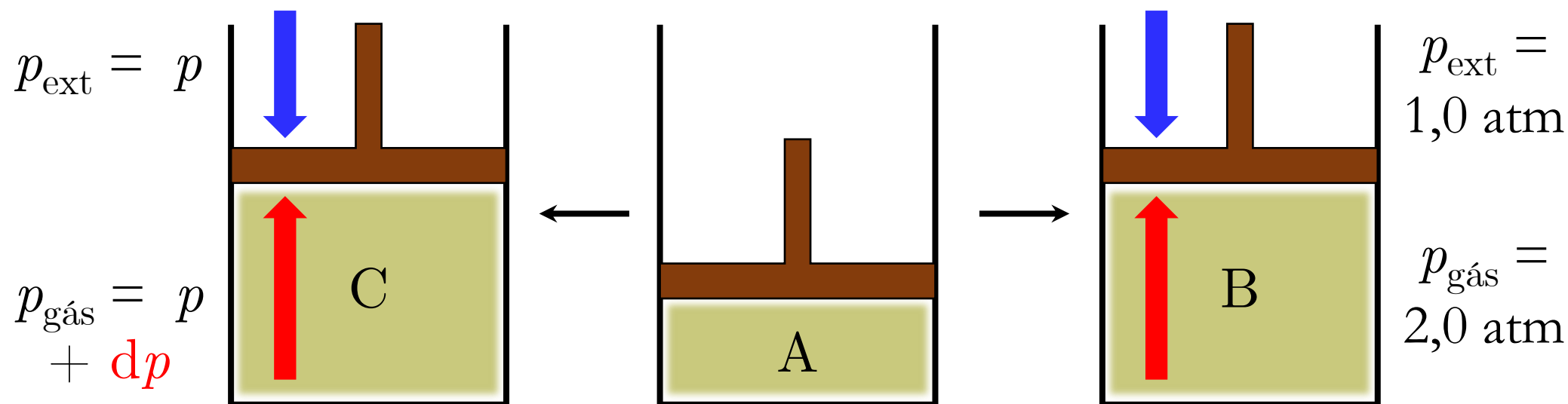
Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

Exercício 1: Em um motor de combustão interna de um automóvel, gás comprimido quente se expande em um pistão. Suponha que um gás se expande 500 mL contra a força oposta da transmissão de um carro, que é modelada para exercer uma pressão de 1,20 atm. Qual o trabalho de expansão realizado? Supondo que o sistema não troca calor com a vizinhança, qual a variação de energia interna do sistema?

Exercício 2: A água expande quando se esfria. Quanto trabalho 100,0 g de água realizam quando se congelam à 0 °C e empurram um cano de metal que exerce uma pressão opostora de 1070 atm? Considere que a densidade da água à 0 °C é 1,00 g/mL e do gelo à 0 °C, 0,92 g/mL.

Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

Processos termodinâmicos podem ser **reversíveis** ou **irreversíveis**:



Diferença **infinitesimal**:
processo **reversível** (**lento**)

$$w_{\text{rev}} = -nRT \ln(V_2/V_1)$$

Diferença **mensurável**:
processo **irreversível**

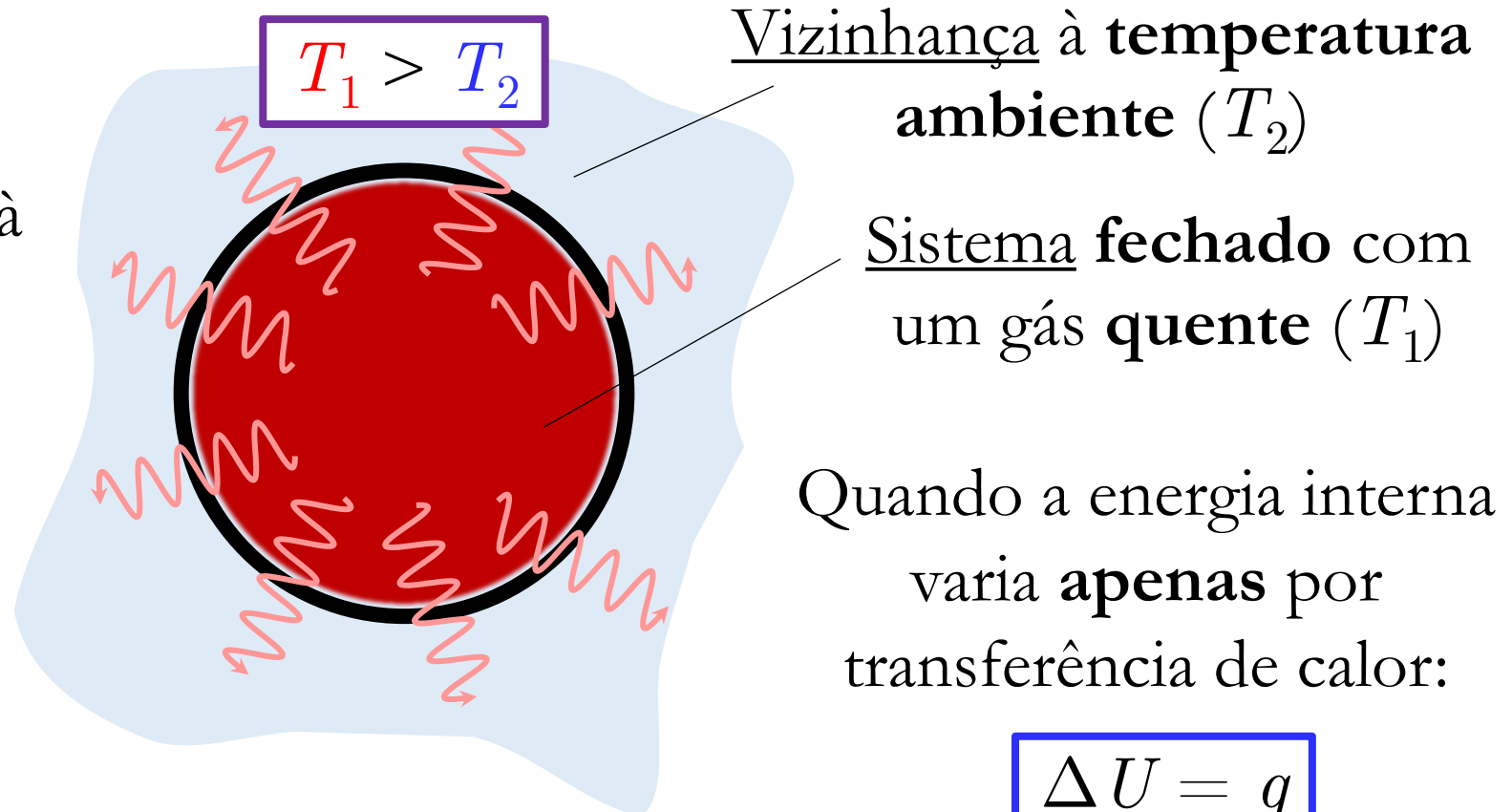
$$w = -p_{\text{ext}} dV$$

Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

Calor (q): Energia transferida de ou para um objeto como resultado de uma diferença de temperaturas.

Tendência: temperatura da parte quente se **igual**a à da parte fria ($T_1 = T_2$).

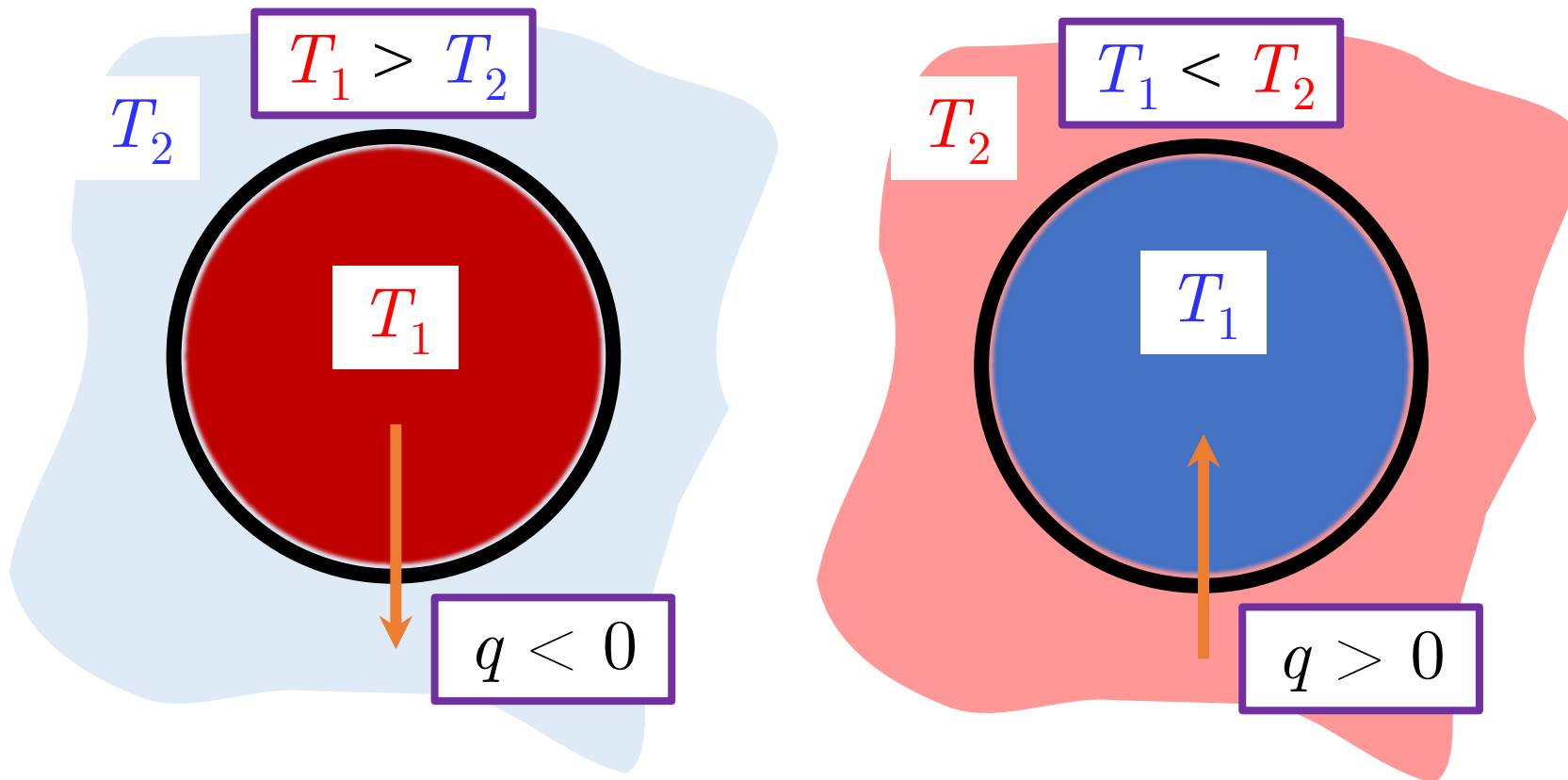
Sistema perde energia interna ($\Delta U < 0$) na forma de **calor** ($q < 0$).



$$\Delta U = q$$

Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

De forma similar ao observado para o trabalho (w), o **sinal** da transferência de calor (q) representa a alteração no sistema.



Ex.: Se $T_1 < T_2$ e o sistema for **fechado**, energia **entrará** no sistema na forma de calor, $q > 0$, e, se nenhum outro processo ocorrer,

$$\Delta U = q > 0.$$

Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

Como o calor se trata de **energia**, também possui o joule (J) como unidade.

Porém, especialmente em **bioquímica** e **ciência dos alimentos**, uma unidade muito comum para expressar o calor é a **caloria** (cal).

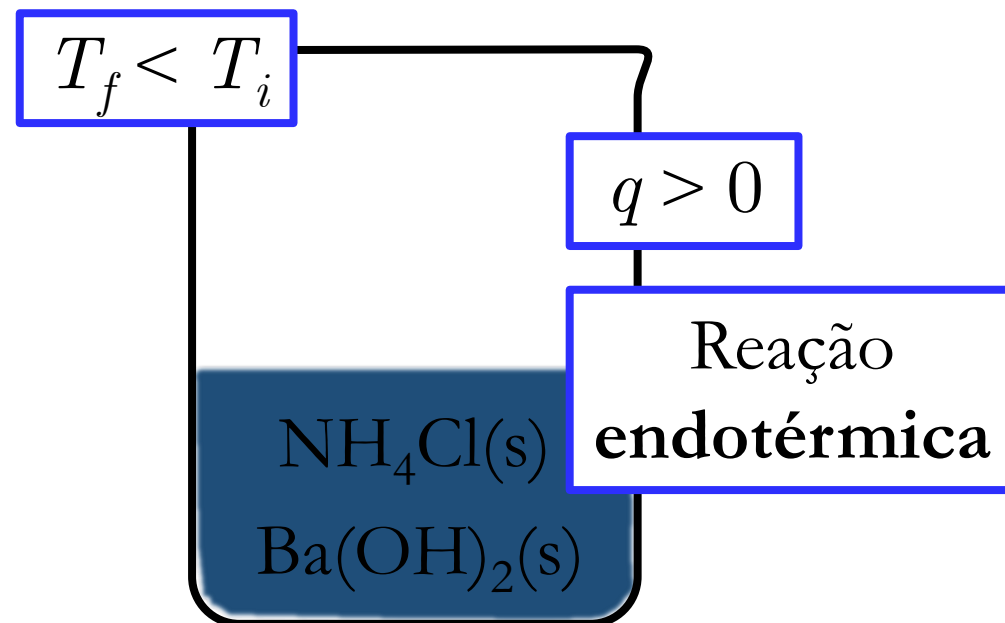
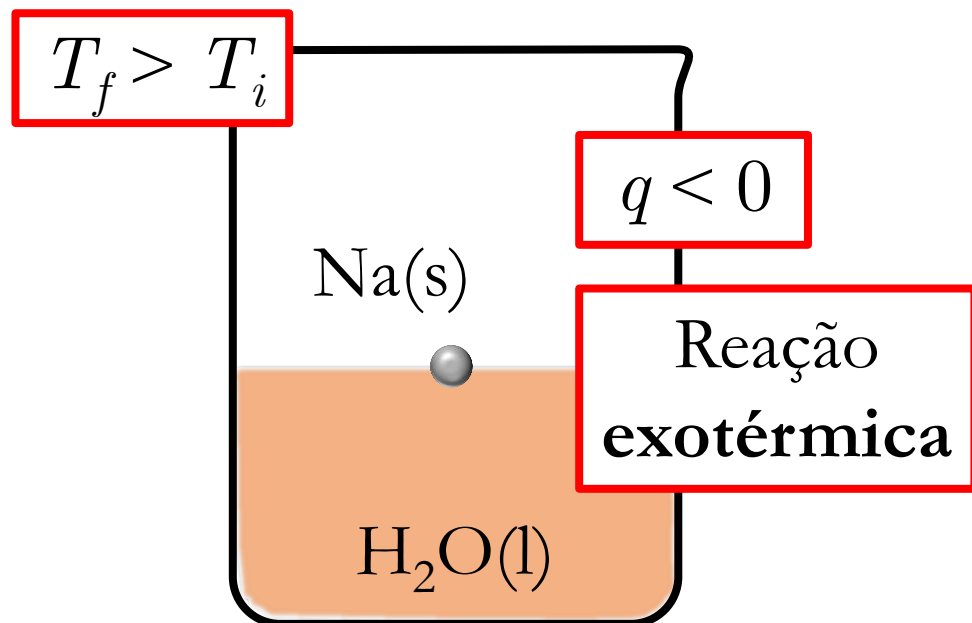
1 caloria (cal) é a energia necessária para aumentar a temperatura de 1 g de **água** em 1 °C.

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

A caloria **nutricional** é comumente expressa em 1 **kilocaloria** (1 kcal), igual a 10^3 cal.

Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

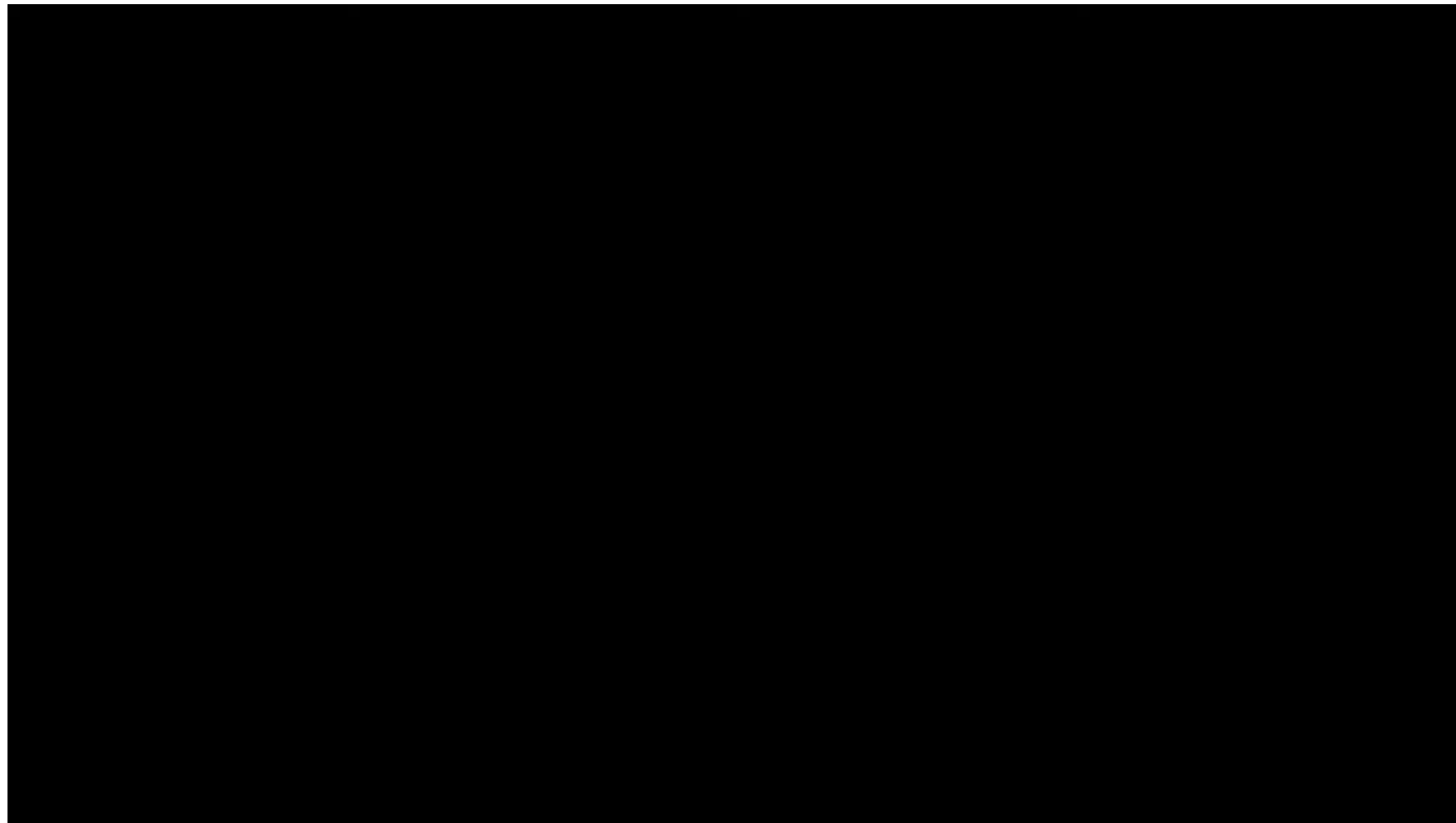
O fluxo de calor (q) possui duas direções possíveis e determina se o processo é **exotérmico** ou **endotérmico**.



Energia transferida do **sistema** (reação) para a **vizinhança** (água)

Energia transferida da **vizinhança** (água) para o **sistema** (reação)

Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

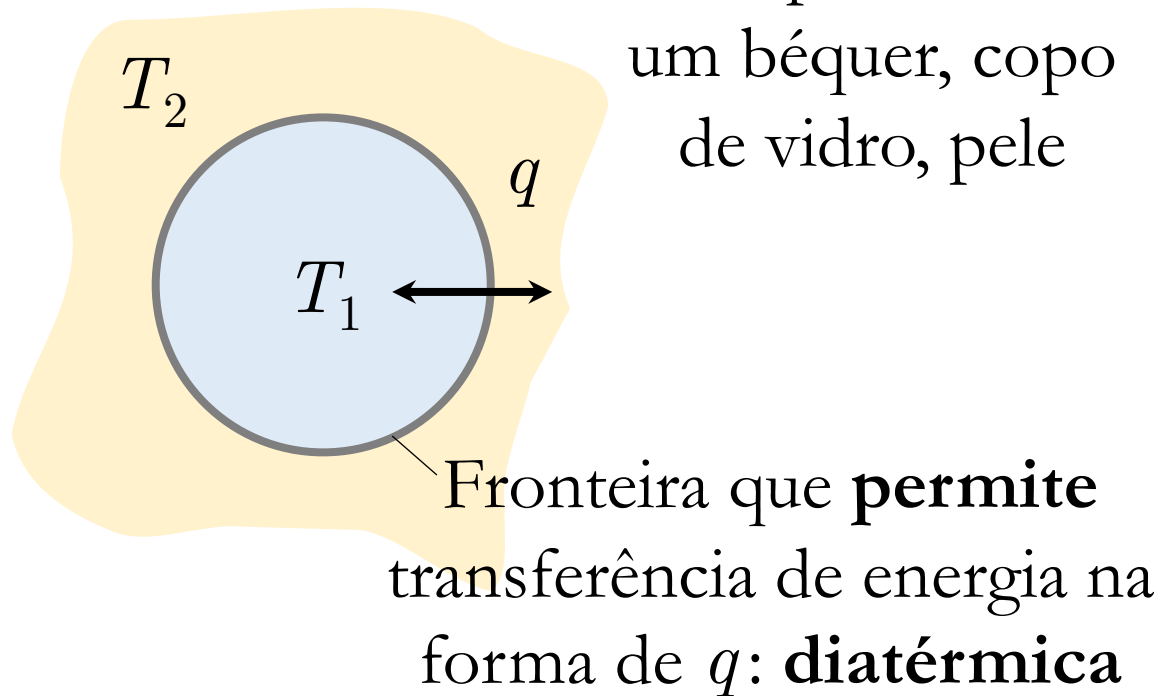


“reaction of barium hydroxide and ammonium chloride”. YouTube, submetido por BerkeleyChemDemos, 05/11/2013. <https://youtu.be/IZaGmUGBdC0>

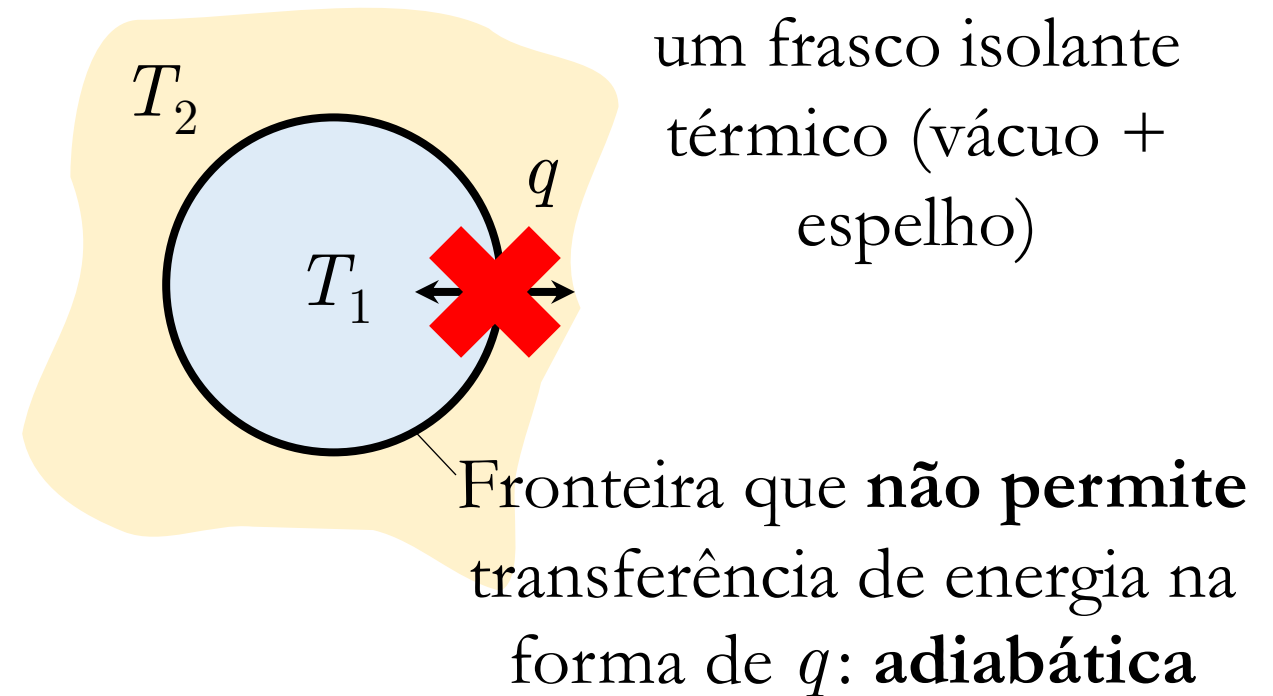
Energia, sistema e vizinhanças – o linguajar da termodinâmica

Do ponto de vista de transferência de **calor** entre o sistema e a vizinhança, há dois tipos de **fronteira**:

Ex.: paredes de um bēquer, copo de vidro, pele



Ex.: paredes de um frasco isolante térmico (vācuo + espelho)



Calorimetria – Medição de calor a partir da variação de temperatura

Existe uma maneira de se verificar a quantidade de **calor** envolvida em um determinado processo a partir da variação de **temperatura** causada.

$$q = C \times \Delta T$$

q : Calor transferido (J)

C : Capacidade calorífica (J K^{-1})

ΔT : Variação de temperatura (K)

Quanto maior a capacidade calorífica de um material, mais energia é necessária para aumentar sua temperatura (**constante de proporcionalidade**).

A capacidade calorífica é uma propriedade **extensiva** (depende da **quantidade** de material).

Calorimetria – Medição de calor a partir da variação de temperatura

As versões **intensivas** da capacidade calorífica são a **capacidade calorífica específica** (calor específico, c_s) e a **capacidade calorífica molar** (c_m).

$$c_s = C/m$$

c_s : Capacidade calorífica específica ($\text{J K}^{-1} \text{kg}^{-1}$)

$$c_m = C/n$$

c_m : Capacidade calorífica molar ($\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$)

$$q = C \times \Delta T \longrightarrow q = (m \times c_s) \times \Delta T \text{ ou } q = (n \times c_m) \times \Delta T$$

Não coincidentemente, a **capacidade calorífica específica** (c_s) da **água** é $4184 \text{ J K}^{-1} \text{kg}^{-1}$, sendo um paralelo interessante com a caloria.

Calorimetria – Medição de calor a partir da variação de temperatura

Substância	c_s (J K ⁻¹ kg ⁻¹)	c_m (J K ⁻¹ mol ⁻¹)
Al	897	24,2
Fe	449	25,1
Cu	385	24,5
Au	129	25,4
H ₂ O(l)	4 184	75,4
H ₂ O(s)	2 060	37,1
H ₂ O(g)	1 860	33,6
HOCH ₂ CH ₂ OH(l), etilenoglicol	2 390	14,8

Lei de Dulong-Petit:
sólidos tendem a ter c_m próximo a $3R$, que equivale a 24,94 J K⁻¹ mol⁻¹.

Energia interna e a Primeira Lei da Termodinâmica

“How a Diesel Engine Works”. YouTube, submetido por Shell, 21/10/2014.

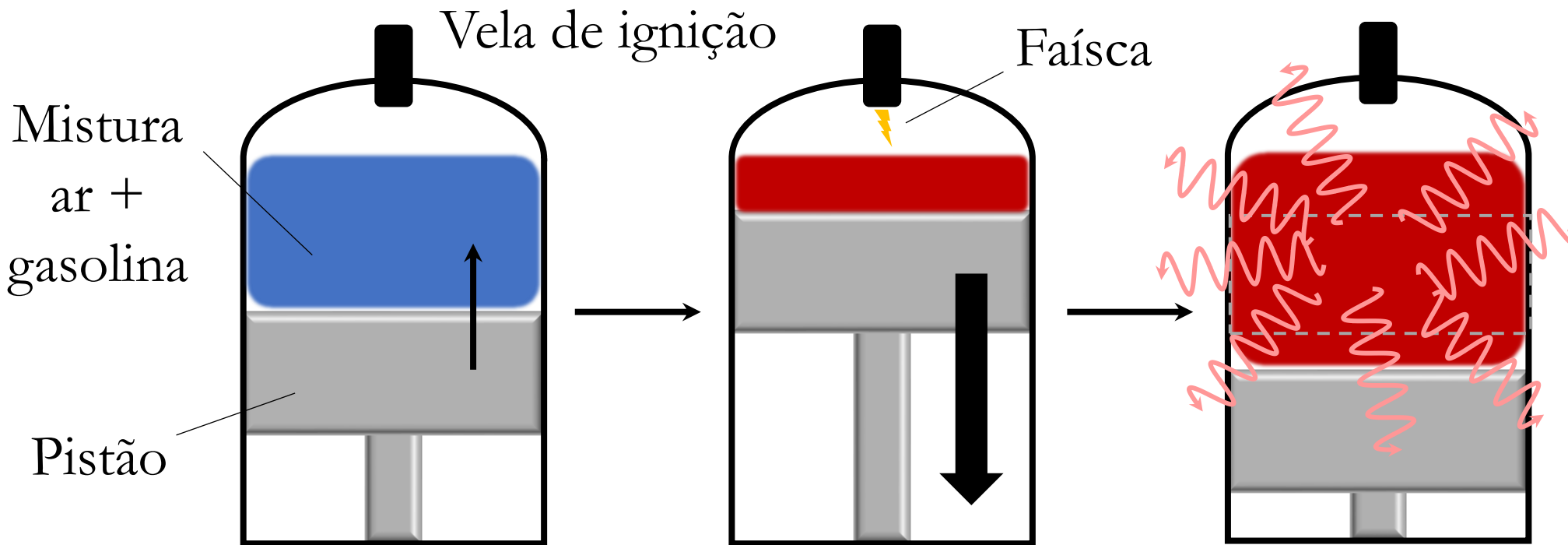
<https://youtu.be/qeGQgPQsJJI>

“How a Car Engine Works”. YouTube, submetido por Animagraffs, 13/03/2021.

<https://youtu.be/ZQvfHyfgBtA>

Energia interna e a Primeira Lei da Termodinâmica

Como se pode perceber, a maioria dos processos envolve uma transferência de energia em forma de **trabalho** (w) e **calor** (q).



Energia interna é perdida como trabalho (w) **contra** o pistão e pela dissipação de calor (q) para a vizinhança mais **fria**.

Energia interna e a Primeira Lei da Termodinâmica

A variação na **energia interna** (ΔU) de um sistema durante um processo se dará pelas transferências de energia na forma de **calor** (q) e **trabalho** (w).

$$\Delta U = q + w$$

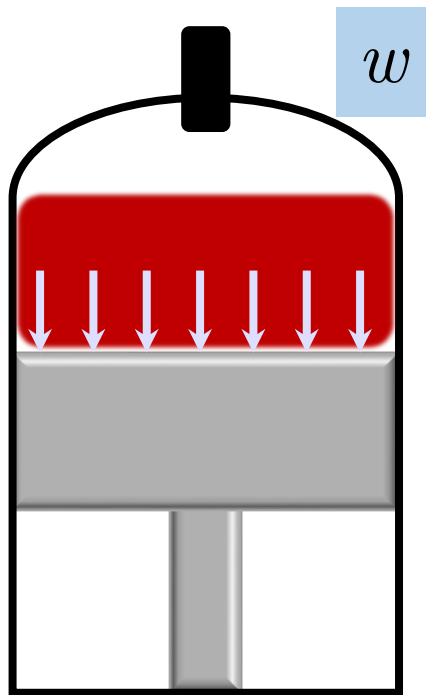
Fato experimental: um sistema não pode fazer trabalho, **ser mantido isolado** e ter sua energia interna restaurada e estar pronto para fazer o mesmo trabalho.

1ª Lei da Termodinâmica: Para um sistema **isolado**, $\Delta U = q + w = 0$.

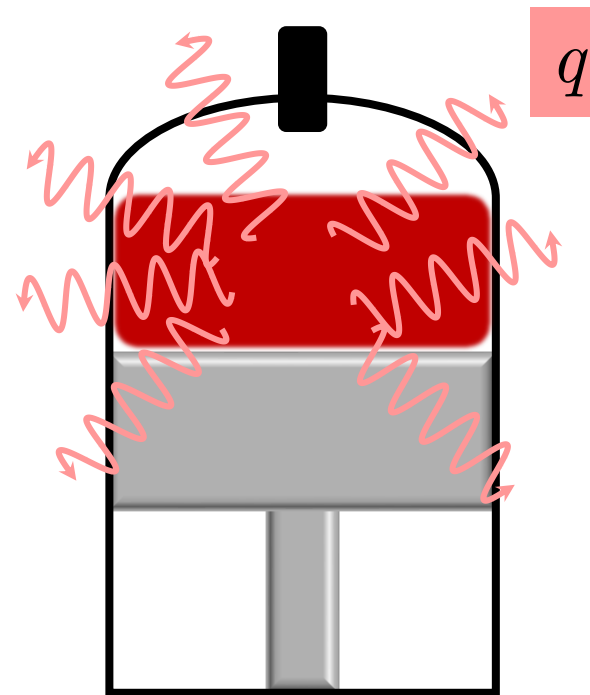
A primeira lei está intimamente relacionada ao princípio da **conservação da energia** e diz que a energia interna de um sistema isolado é **constante**.

Energia interna e a Primeira Lei da Termodinâmica

Adendo importante: Embora a energia interna não faça distinção entre calor e trabalho para representar sua variação, as duas são diferentes **molecularmente**.



Trabalho representa uma transferência de energia de forma **ordenada**, exercendo uma força em uma **direção definida**.



Calor representa uma transferência de energia de forma **desordenada** e em **todas as direções**.

Exercícios

Exercício 1: Quanto de energia deve ser fornecida para elevar a temperatura de uma xícara de café (250 mL) de 20,5 °C a 95,6 °C? Considere que o café possui a mesma densidade da água ($\rho = 0,9982 \text{ g/mL}$ à 21 °C) e mesma capacidade calorífica específica ($c_s = 4 184 \text{ J K}^{-1} \text{ kg}^{-1}$).

Exercício 2: Quando um motor de um carro realiza 520 kJ de trabalho, ele também dissipa 220 kJ de energia na forma de calor. Qual a variação total de sua energia interna?

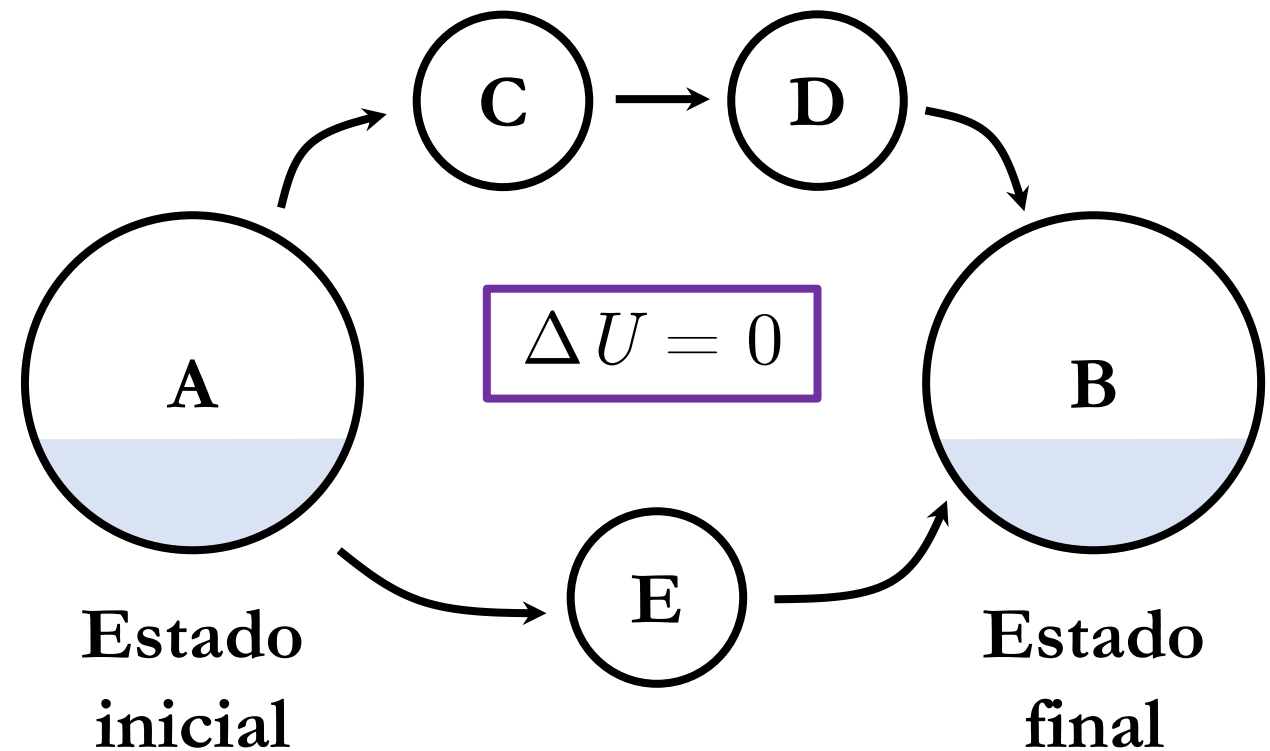
Exercício 3: Um sistema foi aquecido usando 300 J de calor. Porém, sua energia interna diminuiu em 150 J. Calcule o trabalho realizado pelo sistema. O sistema realizou trabalho ou recebeu trabalho?

Funções de Estado

De acordo com a 1ª lei da termodinâmica, a variação de energia interna de um sistema isolado é **sempre zero**.

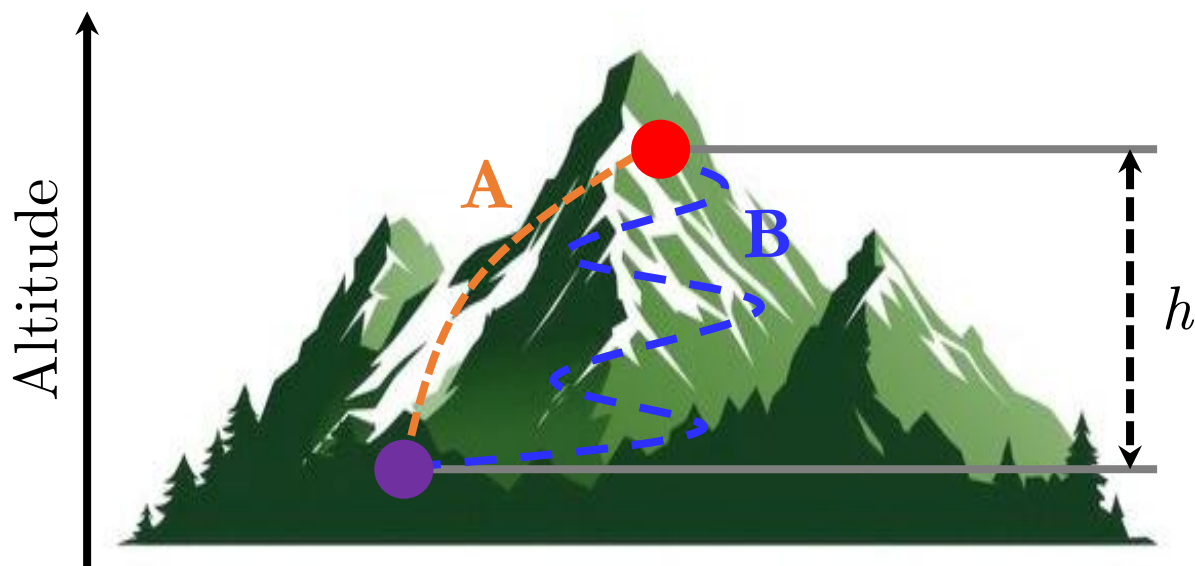
A variação de energia interna será sempre igual a zero, **independente** do **caminho** realizado entre o estado inicial e o final.

Logo, diz-se que a energia interna é uma **função de estado**, dependente apenas dos estados inicial e final.



Funções de Estado

Além da energia interna, a **pressão** (p), **volume** (V), **temperatura** (T) e **densidade** (ρ) de um sistema também são **funções de estado**.



Nesse exemplo, não importa se o caminho entre os dois pontos for **A** ou **B**, a diferença de altitude (h) é a mesma. Então, h é uma **função de estado**.

Importante: O trabalho (w) e o calor (q) não são funções de estado!

Funções de Estado

O conceito de funções de estado é útil para **calcular o valor** dessas funções em um dado processo.

Como a energia interna é uma função de estado, o ΔU de um processo pode ser obtido por um caminho **conveniente** de ser calculado.

Dissolução de um sal em água

$$\Delta_{\text{diss}}H^\circ = -\Delta_{\text{rede}}H^\circ + \Delta_{\text{hid}}H^\circ$$

É válido, pois a **entalpia** também é uma **função de estado**.

Expansão **isotérmica** de um gás ideal

$$\Delta U = 0$$

Válido para **qualquer caminho**, pois a energia de um gás ideal é proporcional somente a sua T .

Entalpia, transferências de calor e mudanças de estado

Quando um sistema possui **paredes rígidas** ($dV = 0$) e nenhum outro tipo de trabalho ocorre, a variação de energia ($\Delta U = 0$) interna é previsível.

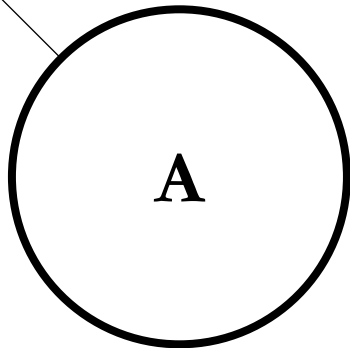
Como $dV = 0$, $w_{\text{exp}} = 0$. Então, assumindo que nenhum outro tipo de trabalho é feito, a expressão de ΔU fica:

$$\Delta U = q + w = q_V$$

Ou seja, ΔU é integralmente provocada pela energia transferida na forma de calor à **volume constante** (q_V).

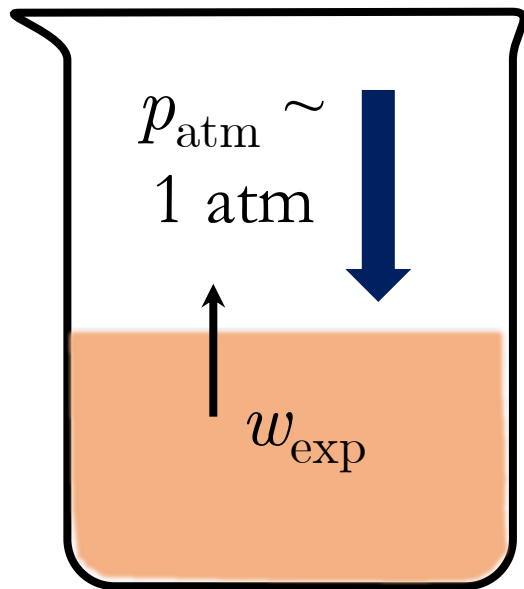
Porém, **reações químicas** costumam ser feitas em frascos **abertos** nos quais a **pressão** é constante.

Paredes
rígidas



Entalpia, transferências de calor e mudanças de estado

A maioria das reações químicas é feita em frascos **abertos** sob uma pressão constante de 1 atm, contra a qual há **trabalho de expansão**.



- (i) w_{exp} à $p_{\text{constante}}$ e
- (ii) $q > 0$ ou $q < 0$

Função de estado que relaciona mudanças de energia à $p_{\text{constante}}$ enquanto considera perdas de energia como w_{exp} durante transferência de calor (q)?

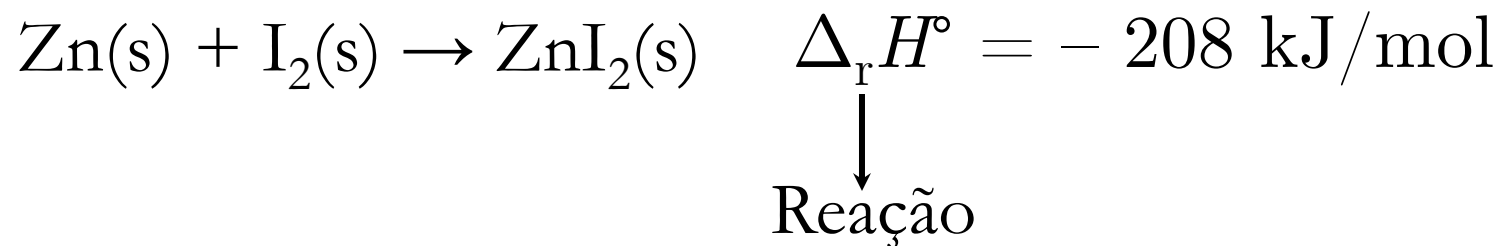
$$\text{Entalpia (H): } H = U + pV$$

A **variação** de entalpia (ΔH) de um sistema é **igual** ao calor absorvido ou liberado à **pressão constante** na ausência de trabalho de não-expansão, ou seja, $\Delta H = q_p$.

Entalpia, transferências de calor e mudanças de estado

Como $\Delta H = q_p$, a energia trocada por uma **reação química** em forma de calor (q) com suas vizinhanças pode ser aproximada para o ΔH dessa reação.

Porém, a entalpia é uma propriedade **extensiva** e, para reações químicas, usa-se **entalpia molar**. Quando obtida à 1 bar, tem-se a **entalpia molar padrão** (ΔH°).



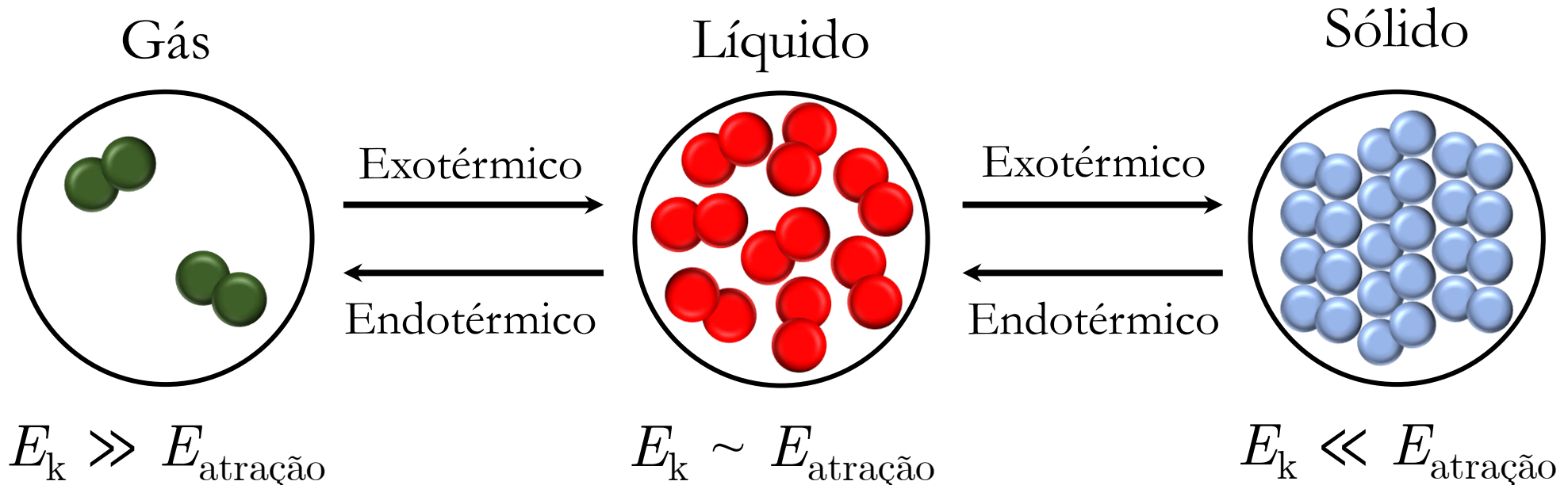
Como $\Delta_r H^\circ = q_p < 0$, energia é **liberada** na forma de calor, aumentando a T das vizinhanças (reação **exotérmica**).

“#shorts #zinc Iodine reaction”. YouTube. Submetido por unlockchemistry. 01/01/2022. <https://www.youtube.com/shorts/9g1j8zMhR-c?feature=share>



Entalpia, transferências de calor e mudanças de estado

Mudanças de estado (**fase**) são processos, como fusão ou vaporização, que provocam mudanças entre os estados **líquido**, **sólido** e **gasoso** da matéria.



Mudanças de fase que envolvem a **perda** de E_k são **exotérmicas** ($\Delta H < 0$) e as que envolvem **ganho** de E_k , **endotérmicas** ($\Delta H > 0$).

Entalpia, transferências de calor e mudanças de estado

Em uma dada T , a fase vapor sempre terá mais **energia** que a fase líquida, por exemplo. Portanto, a **entalpia** do vapor é maior que a do líquido:

$$H_m(\text{vapor}) > H_m(\text{líquido})$$

A **diferença** entre as duas entalpias é a **entalpia de vaporização**, $\Delta_{\text{vap}}H$:

$$\Delta_{\text{vap}}H = H_m(\text{vapor}) - H_m(\text{líquido})$$

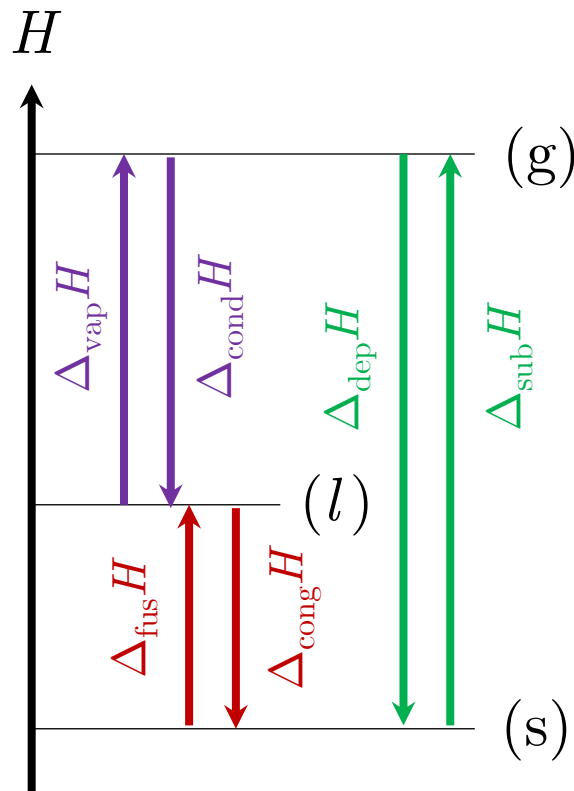
A **entalpia de vaporização**, $\Delta_{\text{vap}}H$ costuma ser fornecida em tabelas como a **entalpia molar padrão de vaporização**, $\Delta_{\text{vap}}H^\circ$, em kJ/mol.

Entalpia, transferências de calor e mudanças de estado

Substância	$T_{\text{fusão}}$ (K)	$\Delta_{\text{fus}}H^\circ$ (kJ/mol)	T_{eb} (K)	$\Delta_{\text{vap}}H^\circ$ (kJ/mol)
Amônia (NH ₃)	195,4	5,65	239,7	23,4
Água (H ₂ O)	273,2	6,01	373,2	40,7
Metano (CH ₄)	90,7	0,94	111,7	8,2
Hélio (He)	3,5	0,021	4,22	0,084
Mercúrio (Hg)	234,3	2,292	629,7	59,3
Metanol (CH ₃ OH)	175,2	3,16	337,8	35,3
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	158,7	4,60	351,5	43,5
Acetona (C ₂ H ₆ CO)	177,8	5,72	329,4	29,1

Entalpia, transferências de calor e mudanças de estado

Como a entalpia é uma **função de estado**, relações importantes podem ser estabelecidas de forma trivial.



Vaporização: $\Delta_{\text{vap}} H = H_{\text{m}}(\text{g}) - H_{\text{m}}(\text{l})$

Condensação: $\Delta_{\text{cond}} H = H_{\text{m}}(\text{l}) - H_{\text{m}}(\text{g}) = -\Delta_{\text{vap}} H$

Fusão: $\Delta_{\text{fus}} H = H_{\text{m}}(\text{l}) - H_{\text{m}}(\text{s})$

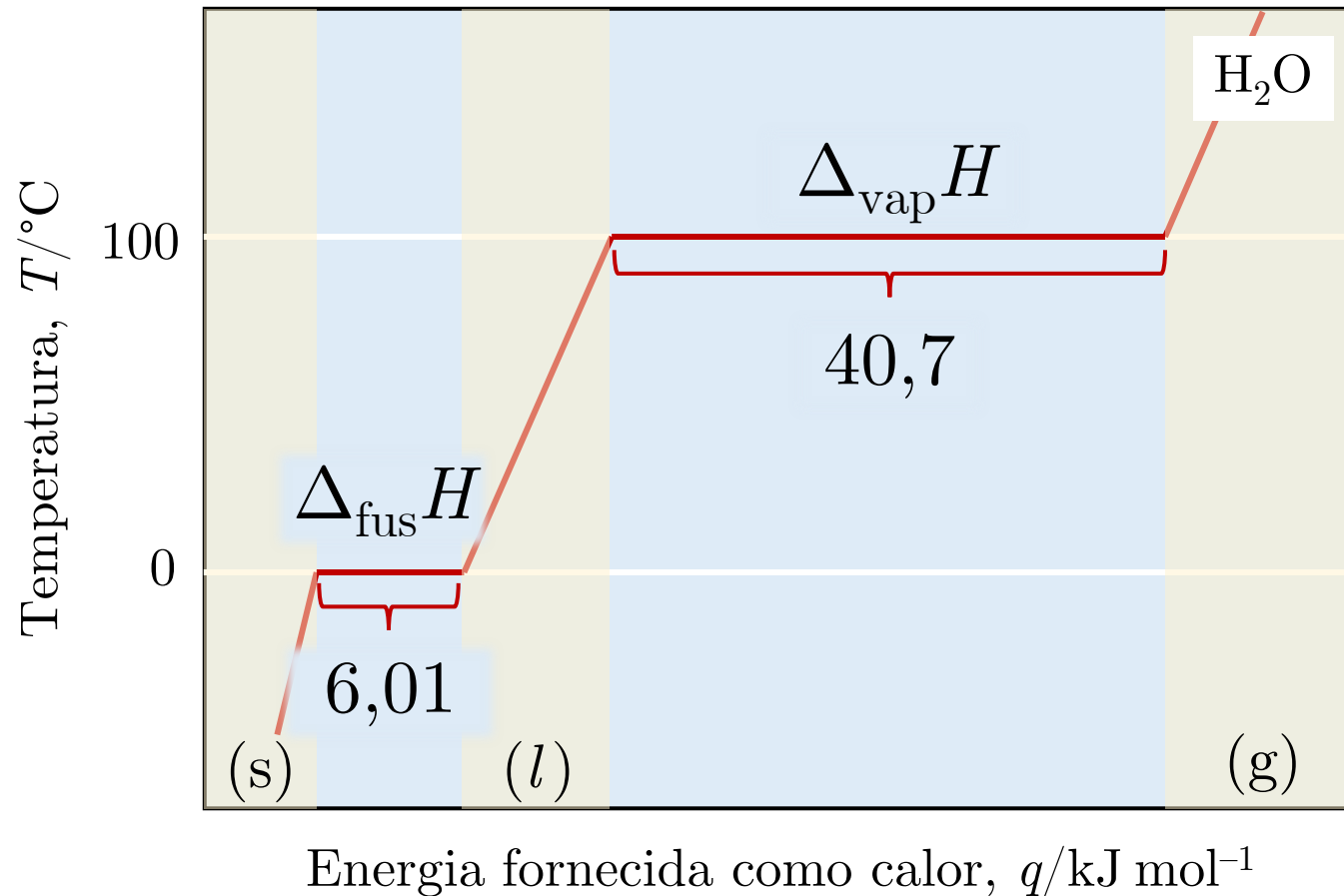
Congelamento: $\Delta_{\text{cong}} H = H_{\text{m}}(\text{s}) - H_{\text{m}}(\text{l}) = -\Delta_{\text{fus}} H$

Sublimação: $\Delta_{\text{sub}} H = H_{\text{m}}(\text{g}) - H_{\text{m}}(\text{s}) = \Delta_{\text{vap}} H + \Delta_{\text{fus}} H$

Deposição: $\Delta_{\text{dep}} H = H_{\text{m}}(\text{s}) - H_{\text{m}}(\text{g}) = -\Delta_{\text{sub}} H$

Entalpia, transferências de calor e mudanças de estado

$\Delta_{\text{vap}}H$ e $\Delta_{\text{fus}}H$ afetam o comportamento de **curvas de aquecimento**.

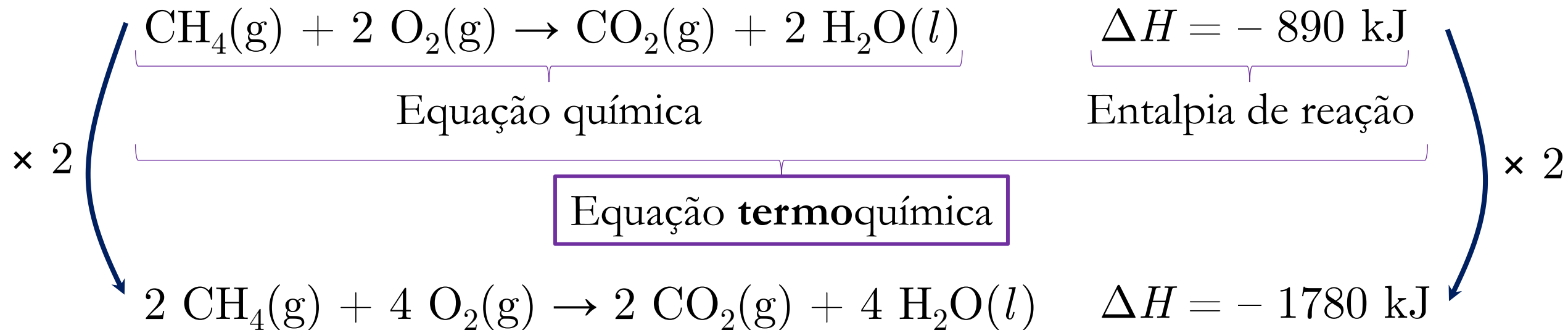


Quando a água líquida é aquecida, a **energia cinética** das partículas aumenta até a temperatura de ebulição (T_{eb}).

Na T_{eb} , todo calor fornecido é convertido para **energia potencial** para vencer as forças atrativas, mantendo T constante.

Termoquímica – Entalpias de reação e Lei de Hess

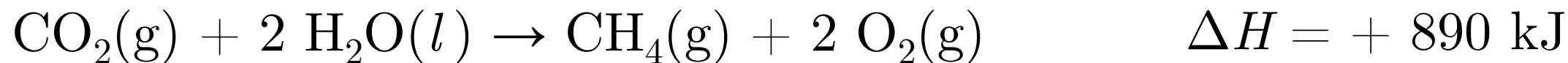
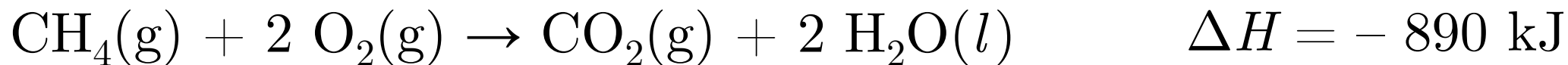
O campo da **termoquímica** estuda as variações de entalpia em **reações químicas**, e parte dos mesmos princípios vistos até então.



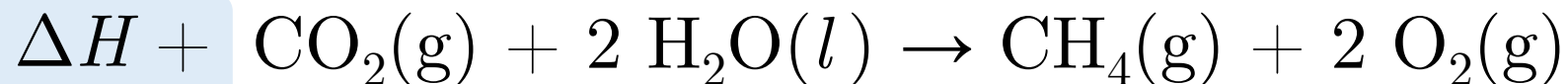
1. Entalpia de reação é **extensiva**. 2. Embora necessite de alta T , o ΔH é Entalpia **molar** é **intensiva**.
relativo aos estados à 298,15 K!

Termoquímica – Entalpias de reação e Lei de Hess

Como a entalpia é uma **função de estado**, o ΔH do processo reverso terá um valor oposto do original.

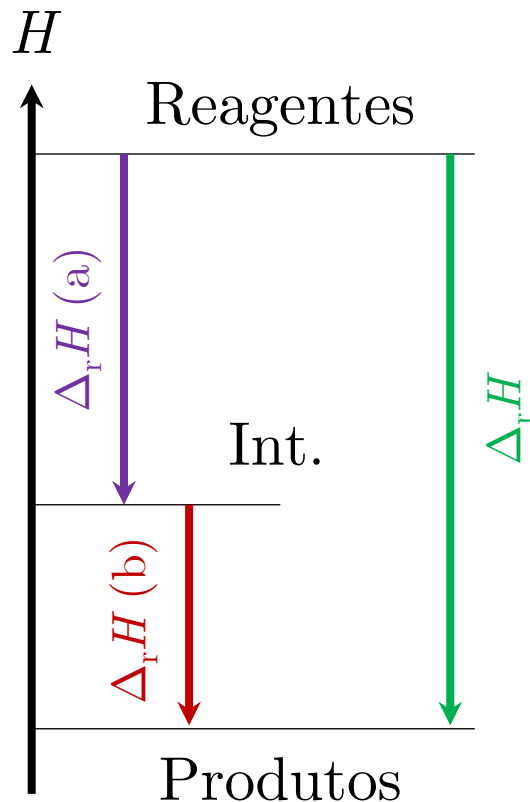


Uma **mnemônica** útil para a identificação de reações exotérmicas/endotérmicas:



Termoquímica – Entalpias de reação e Lei de Hess

A determinação do $\Delta_r H$ pode ser feita por **qualquer conjunto de passos**, desde que os estados **inicial** e **final** sejam os mesmos (**função de estado**).



Exemplo: $\Delta_{\text{sub}} H = \Delta_{\text{vap}} H + \Delta_{\text{fus}} H$

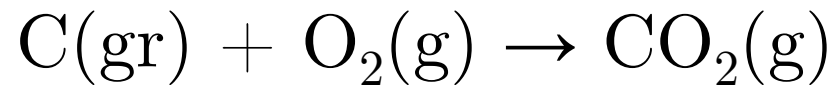
Reações químicas podem ser **divididas** em um número arbitrário de etapas intermediárias, desde que o estado **inicial** e **final** seja o mesmo para o processo de uma etapa.

Etapas intermediárias **não** precisam ser factíveis!

Lei de Hess: A entalpia total de uma reação é a **soma** das entalpias de todas as etapas nas quais possa ser dividida.

Termoquímica – Entalpias de reação e Lei de Hess

Exemplo: Qual a variação de entalpia na oxidação do carbono (grafite) em CO₂?



$$\Delta_c H = ?$$

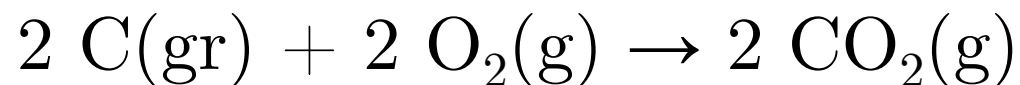
Combustão!



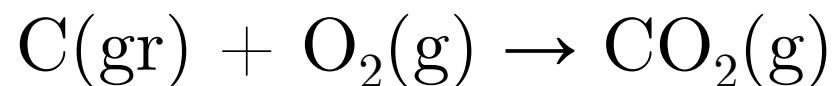
$$\Delta_c H = - 221,0 \text{ kJ}$$



$$\Delta_c H = - 566,0 \text{ kJ}$$



$$\Delta_c H = - 787,0 \text{ kJ}$$

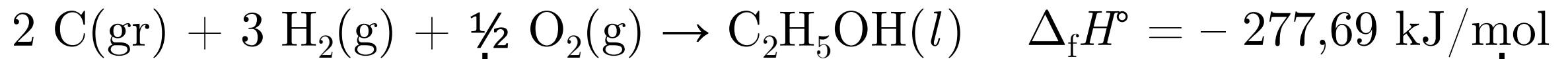
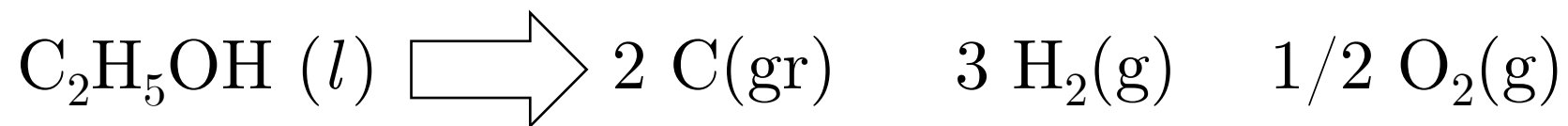


$$\Delta_c H = - 393,5 \text{ kJ}$$

Termodinâmica – Entalpia padrão de formação

Embora exista uma infinidade de reações químicas, cada uma com a sua entalpia padrão de reação, há uma classe de reações que possui um tratamento especial.

A **entalpia padrão de formação** ($\Delta_f H^\circ$) de uma substância é definida como a **entalpia molar padrão** da reação de formação dessa substância a partir de seus elementos constituintes **na forma mais estável** nas condições-padrão.

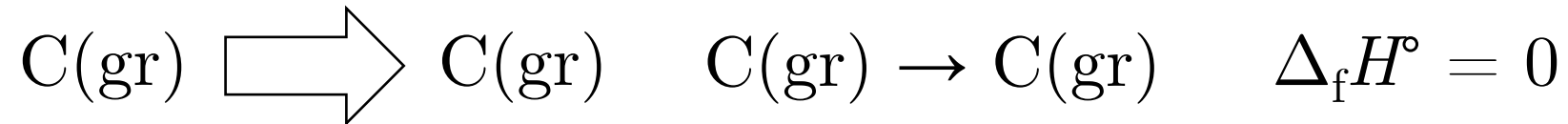


Raro exemplo de
coeficientes fracionários!

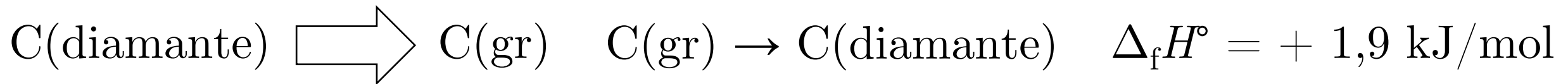
Pela definição

Termoquímica – Entalpia padrão de formação

Por definição, o $\Delta_f H^\circ$ de um elemento na sua forma mais estável é **zero**.



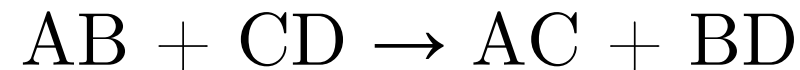
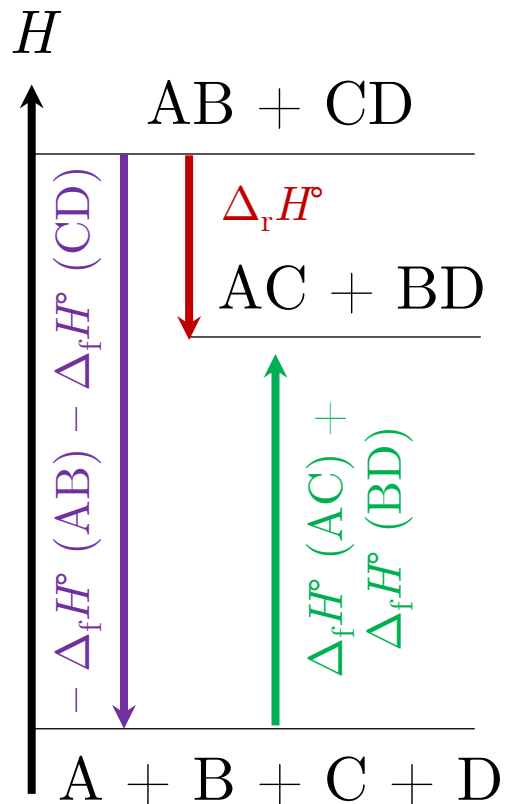
Porém, o $\Delta_f H^\circ$ de um elemento em **outra forma** que não seja a mais estável será **diferente** de zero.



Em posse disso, os valores de entalpias padrão de formação de compostos podem ser usados para calcular a entalpia padrão de **reações químicas**.

Termodinâmica – Entalpia padrão de formação

Para tal, pode-se pensar que qualquer reação química é composta, basicamente, por duas etapas **hipotéticas**:



1. “Quebra” dos reagentes nos seus elementos constituintes:

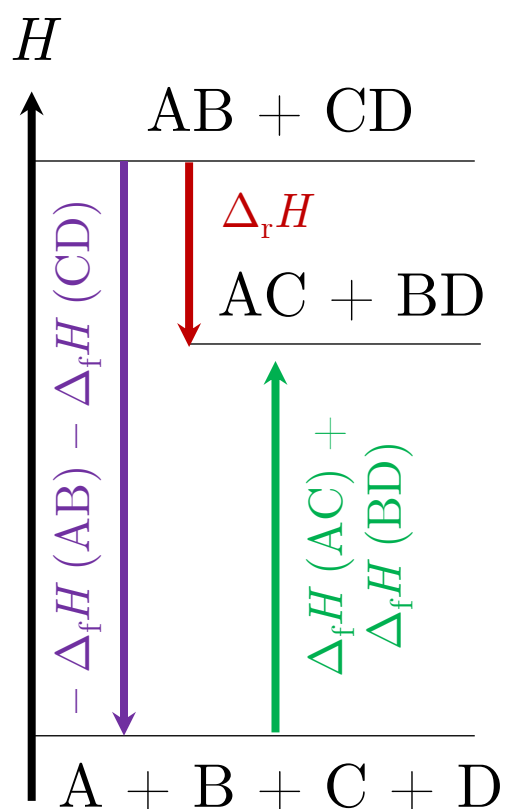


2. “Formação” dos produtos de seus elementos constituintes:

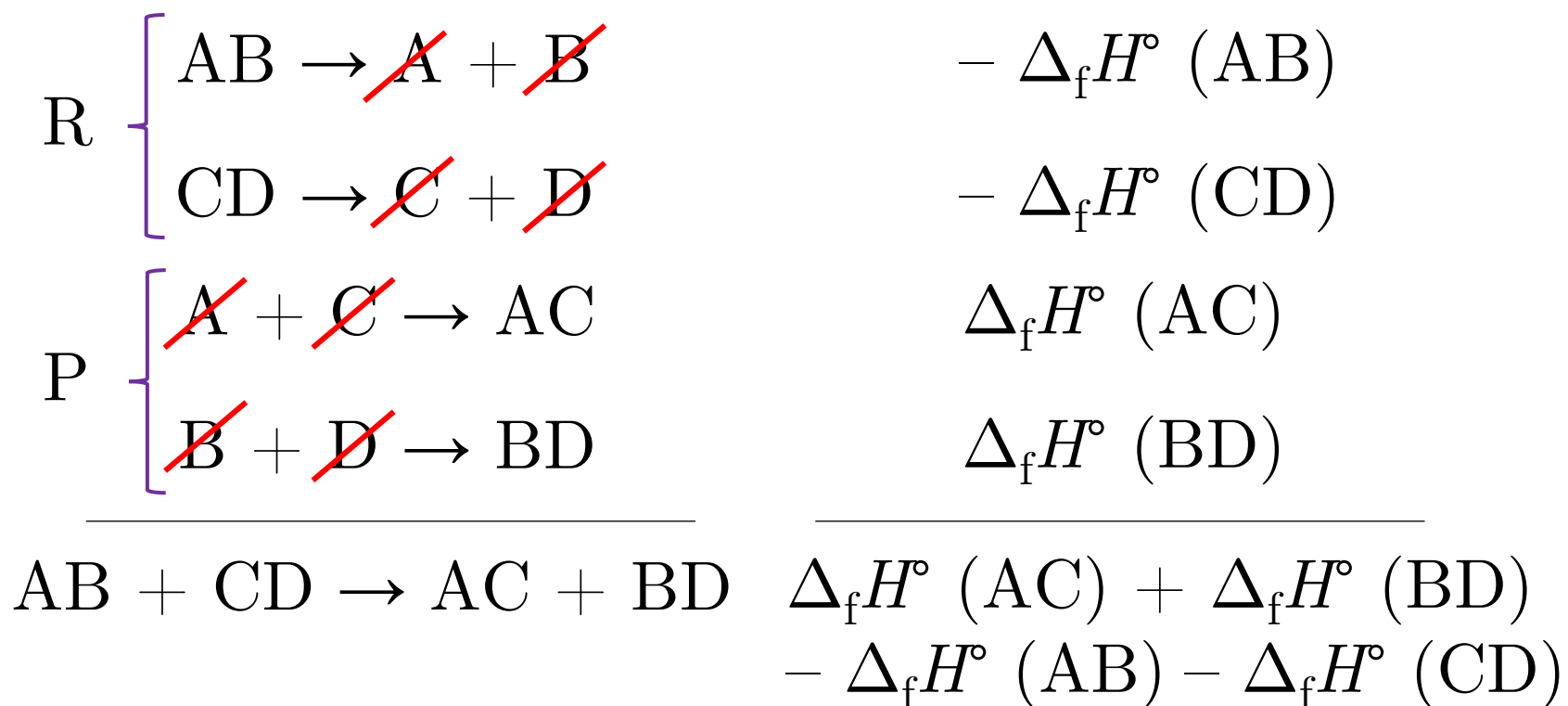


Termodinâmica – Entalpia padrão de formação

Para tal, pode-se pensar que qualquer reação química é composta, basicamente, por duas etapas **hipotéticas**:

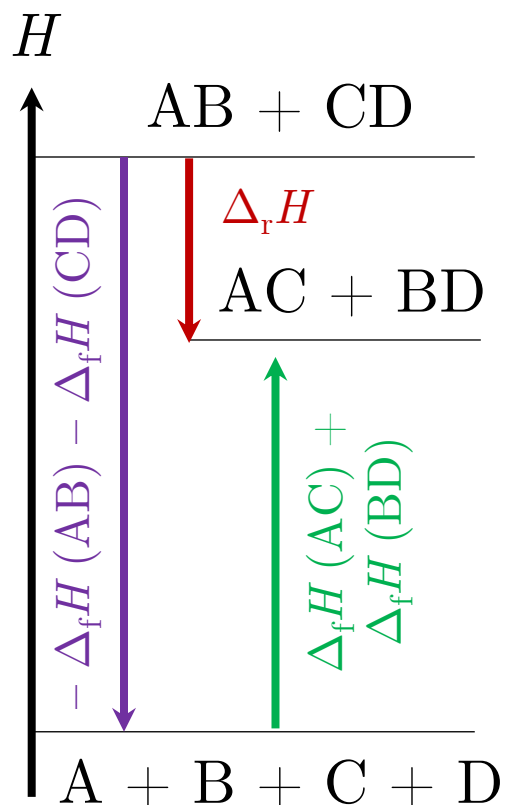


A soma das reações, **considerando os sentidos**, resulta em:



Termoquímica – Entalpia padrão de formação

Para tal, pode-se pensar que qualquer reação química é composta, basicamente, por duas etapas **hipotéticas**:



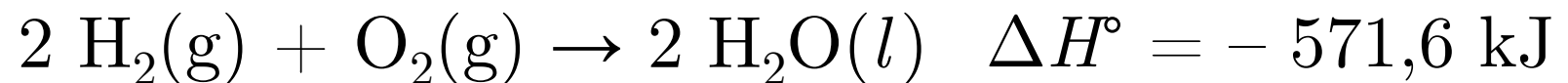
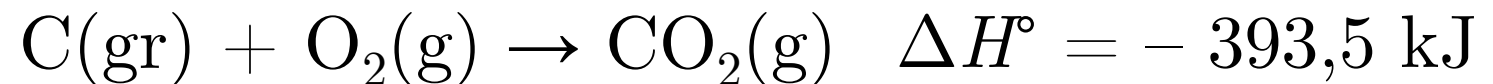
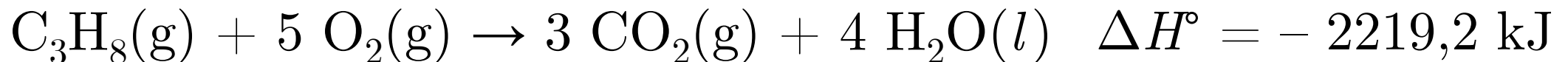
Ou seja, o $\Delta_r H^\circ$ pode ser entendido como o **somatório** das entalpias de formação dos **produtos** (P) subtraído do somatório dos **reagentes** (R).

$$\Delta_r H^\circ = \Sigma[n \times \Delta_f H^\circ(\text{P})] - \Sigma[n \times \Delta_f H^\circ(\text{R})]$$

É importante lembrar que, como a $\Delta_f H^\circ$ é dada em kJ/mol , é necessário multiplicar esse valor pela quantidade de mols do composto em questão para obter o valor apropriado.

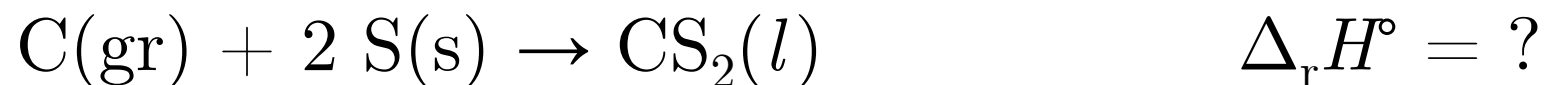
Exercícios

1. Uma amostra de benzeno (C_6H_6), foi aquecida até $80\text{ }^\circ\text{C}$, sua temperatura padrão de ebulição. O aquecimento continuou até $15,4\text{ kJ}$ adicionais serem fornecidos, resultando em $39,1\text{ g}$ de benzeno vaporizado. Qual a entalpia molar padrão do benzeno nessa temperatura?
2. O $\Delta_c H^\circ$ para o propano (C_3H_8) é -2220 kJ . Qual a massa de propano que deve ser usada para fornecer 350 kJ de energia na forma de calor?
3. Calcule $\Delta_r H^\circ$ para $3\text{ C}(\text{gr}) + 4\text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow C_3H_8(\text{g})$ usando:

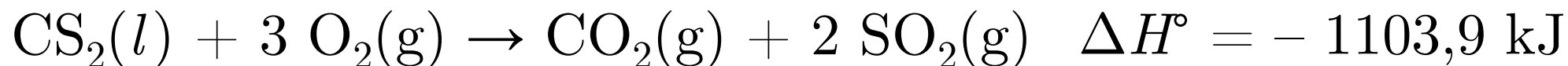
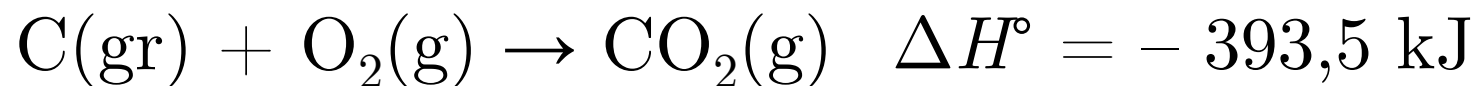
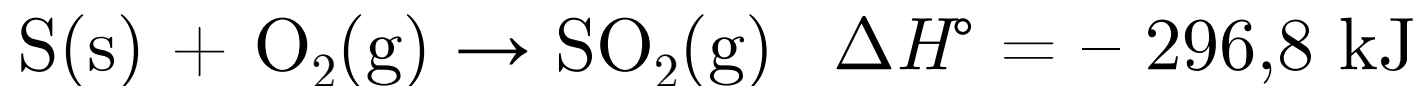


Exercícios

4. Suponha que você queira saber a variação de entalpia envolvida na formação de dissulfeto de carbono, $\text{CS}_2(l)$, a partir de carbono grafite e enxofre sólido,



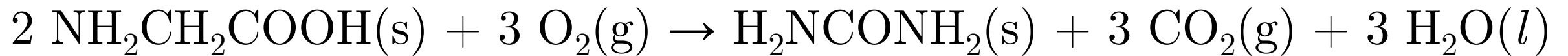
e tenha as reações abaixo como suporte experimental:



Quanto vale $\Delta_r H^\circ$?

Exercícios

5. Aminoácidos são os blocos construtores de peptídeos e proteínas. Eles são oxidados no corpo, produzindo ureia, CO_2 e H_2O . Essa reação é uma fonte de energia, em forma de calor, para o corpo? Use, como exemplo, o aminoácido mais simples: a glicina ($\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$).



Considere os seguintes dados:

$$\Delta_f H^\circ (\text{H}_2\text{NCONH}_2, s) = - 333,51 \text{ kJ/mol} \quad \Delta_f H^\circ (\text{H}_2\text{O}, l) = - 285,83 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta_f H^\circ (\text{CO}_2, g) = - 393,51 \text{ kJ/mol} \quad \Delta_f H^\circ (\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}, s) = - 532,9 \text{ kJ/mol}$$