
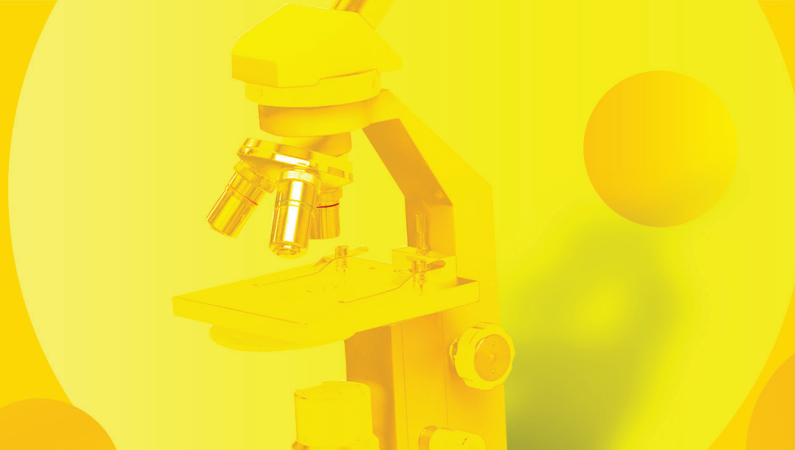


QUÍMICA

MODULO 2 FÍSICO-QUÍMICA

CAPÍTULO 2.3 TERMOQUÍMICA

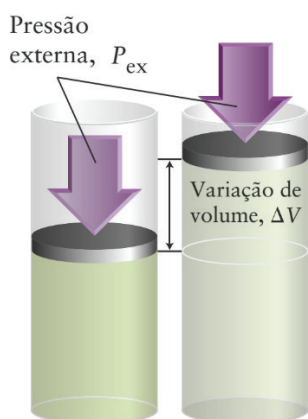


TERMOQUÍMICA

A termoquímica é o capítulo da Termodinâmica que estuda as trocas de calor que ocorrem nas reações químicas e em alguns processos físicos. Devemos compreender que as quantidades de calor envolvidas nas reações estão associadas ao rompimento e à formação de ligações químicas, bem como aos processos onde há variação da energia cinética e/ou potencial das partículas envolvidas.

★ CONCEITOS BÁSICOS

Energia significa trabalho, ou tudo aquilo que pode ser obtido de trabalho ou nele convertido. Convém lembrar que o trabalho só pode aparecer quando o sistema em estudo sofre um processo em que há deslocamento de sua fronteira por ação de uma força. Por isso, costuma-se dizer que trabalho é uma modalidade de energia em trânsito, que surge devido a uma diferença de forças motora e resistente entre o sistema e sua vizinhança. O trabalho **W** é geralmente calculado por $W=P\Delta V$, onde **P** é a pressão externa e ΔV é a variação de volume do sistema.



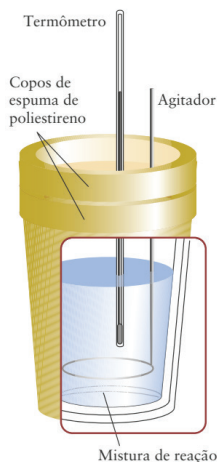
Extraído de ATKINS, P; JONES, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Porto Alegre: Bookman, 2012.

O **calor** é outra modalidade de energia que também só aparece em trânsito, entre dois estados do sistema, quando há uma diferença de temperaturas entre eles. O calor passa **naturalmente** do local de temperatura mais alta para o local de temperatura mais baixa. Também é possível a sua passagem do lugar frio para o lugar quente, contanto que o processo seja forçado, ou seja, não espontâneo.

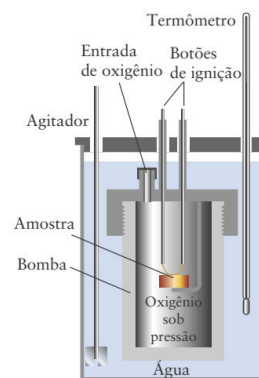


Aqui tem um erro na imagem (corrija o que ta de azul é menor e não maior)

Quando o processo químico ou físico ocorre sob pressão constante, o calor trocado entre o sistema e o ambiente é simbolizado por Q_p . No caso de ser conduzido sob volume constante, o calor trocado é simbolizado por Q_v . O calor envolvido no processo é dado pela fórmula bem conhecida $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$, na qual **m** é a massa do sistema em estudo, **c** é o calor específico (a volume constante ou a pressão constante, conforme seja o processo) e ΔT é a diferença de temperaturas entre os estados final e inicial.



Calorímetro em pressão constante



Calorímetro em volume constante

Extraído de ATKINS, P; JONES, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Porto Alegre: Bookman, 2012.

Uma relação bastante usada para a conversão de unidades de calor e trabalho é dada a seguir. Lembramos que trabalho e calor são modalidades de energia e, portanto, são expressas em unidades de energia.

$$1 \text{ cal} \cong 4,18 \text{ J}; 1 \text{ kcal} \cong 4,18 \text{ kJ}$$

A **energia interna** de um sistema, como diz o próprio nome, é a soma de todas as energias de todas as partículas (átomos, moléculas...) presentes. Sabemos que o valor absoluto dessa energia, por menor que seja o sistema macroscópico em estudo, é impossível de se obter. Entretanto, isso não é muito importante porque estamos mais interessados nas variações dessa grandeza

entre dois estados (final e inicial) do sistema. Considere, por exemplo, que um sistema fechado tem energia interna U_1 e que ele recebe do ambiente um valor de energia Q (vinda do ambiente), ao tempo em que realiza um trabalho W contra o ambiente. Sua energia interna no estado final é dada por $U_2 - U_1 = Q - W$ ou, simplesmente, $\Delta U = Q - W$.

Isso é comparável ao seguinte: Suponha que você está diante de uma casa bancária e tem dinheiro no bolso, mas não sabe exatamente quanto (U_1). Você entra na casa bancária para realizar um dado processo (pagamento-recebimento) e recebe Q reais, mas paga W reais. Ao sair do local, você continua com dinheiro no bolso embora não saiba quanto (U_2). Entretanto, a diferença entre Q (valor recebido) e W (valor pago) lhe diz se ΔU é positivo ou negativo. No caso de a variação ser positiva, o processo realizado é endotérmico. No caso contrário, ele é exotérmico. No caso particular de $Q = W$ significa que a energia interna do sistema não foi alterada.

Suponha que o sistema é submetido a uma transformação sem sofrer variação de volume, ao passar do estado inicial para o final. Em outras palavras, o processo ocorreu a volume constante e, portanto, $\Delta V = 0$. O resultado mostra que não houve realização de trabalho ($W = P \cdot \Delta V = 0$) e que, nesse caso, $\Delta U = Q_v$.

Essa operação é comparável à de você ter ido na casa bancária apenas para receber dinheiro. Ao sair do banco (estado final), você sabe que a variação de energia interna é positiva e vale exatamente o dinheiro que você recebeu.

A **entalpia H** de um sistema é definida matematicamente por $H = U + PV$. Fica claro na definição que o valor absoluto de entalpia não pode ser conhecido, pois o valor de U é desconhecido. Pode-se demonstrar facilmente que nos processos que ocorrem sob pressão constante o calor que entra ou que sai do sistema mede a variação de entalpia desse sistema, ou seja, $\Delta H = Q_p$.

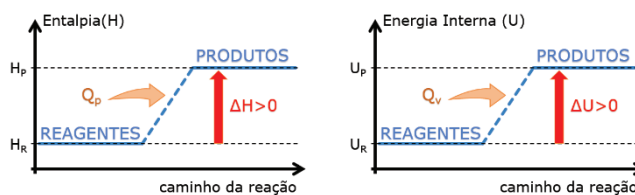
Nos processos que ocorrem sob volume constante, o calor que entra ou que sai do sistema mede a variação da energia interna desse sistema. De modo semelhante, nos processos que ocorrem sob pressão constante, o calor que entra ou que sai mede a variação da entalpia do sistema. A maioria dos processos ocorre sob pressão constante e, por esse motivo, usamos mais a variação de entalpia do que a variação de energia interna.

Os diagramas abaixo ilustram os processos exotérmicos e endotérmicos quando se trabalha a volume constante e a pressão constante:

Processos Exotérmicos



Processos Endotérmicos

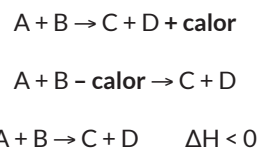


Convenção de sinais para Q (calor) e W (trabalho)

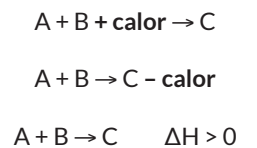
A maioria dos autores considera que calor absorvido pelo sistema é positivo ($Q > 0$) e que o trabalho realizado pelo sistema é, também, positivo ($W > 0$). No caso inverso, trocam-se os sinais. A ligação matemática entre a variação de entalpia e variação de energia interna é dada por $\Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V$. No caso de uma reação envolvendo gases o produto $P \cdot \Delta V$ pode ser substituído por $\Delta n \cdot R \cdot T$, onde Δn representa a variação de número de mols gasosos entre produtos e reagentes, R é a constante dos gases expressa em unidades de calor (em torno de 2 cal/mol.K).

★ **REAÇÕES EXOTÉRMICAS E ENDOTÉRMICAS**

As **reações exotérmicas** são aquelas que **liberam calor** e podem ser representadas por:



As **reações endotérmicas** são aquelas que **absorvem calor** e podem ser representadas por:



Nas reações exotérmicas, os reagentes têm maior energia (menos estáveis) do que os produtos (mais estáveis). O contrário acontece com as reações endotérmicas.

★ **OS FATORES QUE TÊM INFLUÊNCIA SOBRE O ΔH DE UMA REAÇÃO**

Temperatura

Na temperatura T_1 , tem-se ΔH_1 . Na temperatura T_2 ($T_2 \neq T_1$), tem-se ΔH_2 ($\Delta H_2 \neq \Delta H_1$). Entretanto, a diferença entre os valores de variação de entalpia entre as duas temperaturas é bem pequena.

Quantidade de reagentes

O ΔH da reação é diretamente proporcional às quantidades de substâncias que reagem.

Fase de agregação

A substância na fase sólida tem menor entalpia do que na fase

líquida, e esta é menor que a da fase gasosa.

Variedade alotrópica

A mais estável tem, por convenção, entalpia ZERO. As outras variedades têm entalpia maiores que ZERO.

Alótropos mais comuns:

- Gás oxigênio (O₂) e gás ozônio (O₃)
- Carbono grafite e carbono diamante
- Enxofre rômico e enxofre monoclinico
- Fósforo branco (P₄) e fósforo vermelho (P_n)

Presença de solvente

O ΔH de uma reação realizada em solução é diferente do ΔH da mesma reação realizada sem o solvente.

★ A EQUAÇÃO TERMOQUÍMICA

A equação termoquímica é equação química balanceada onde se indica a fase de agregação de cada substância e a variedade alotrópica (quando for o caso), acompanhada do respectivo ΔH. O ΔH de uma reação significa H_{produtos} - H_{reagentes}.

$$\Delta H_{\text{reação}} = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

★ A ENTALPIA PADRÃO DE UMA REAÇÃO (ΔH°)

É a variação de entalpia quando os valores de ΔH são medidos nas condições padrão:

- Pressão = 1 atmosfera
- T = 25°C (298 K)
- Forma alotrópica mais estável
- Fase de agregação mais comum.

IMPORTANTE!

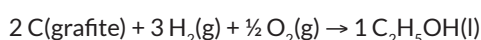
Por convenção, toda substância simples, no estado padrão tem entalpia (H) igual a zero.

★ CALOR DE REAÇÃO OU ΔH DE REAÇÃO

Entalpia Padrão de Formação

É a variação de entalpia (ΔH°) envolvida na formação de 1 mol da substância, a partir das substâncias simples correspondentes, admitindo-se que todas elas estejam no estado padrão.

Exemplo:



Veja que a equação é ajustada para dar **1 mol** do único produto. As espécies do primeiro membro devem ter as substâncias simples nas variedades alotrópicas mais estáveis. Por convenção, todas as substâncias simples nas variedades alotrópicas mais estáveis possuem entalpia de formação iguais a zero. Desse modo, na equação acima, a soma das entalpias no primeiro membro é

igual zero, e o ΔH da reação de formação é simplesmente igual à entalpia de formação (H_f) do produto.

É possível obter muitas entalpias de substâncias seguindo o raciocínio desenvolvido acima. Entretanto, há reações de formação que não ocorrem experimentalmente e para conhecer a entalpia de formação do produto combinamos equações termoquímicas conhecidas e realizamos os cálculos necessários. As entalpias de formação de várias substâncias são mostradas na próxima tabela.

SUBSTÂNCIA	ENTALPIA
Alumínio Al(s) Al ₂ O ₃ (s) Al(OH) ₃ AlCl ₃ (s)	0 -1676 -1277 -704
Bário Ba(s) BaCO ₃ (s) BaO(s) Ba(OH) ₂ (s) BaSO ₄ (s)	0 -1219 -582 -946 -1465
Berílio Be(s) BeO(s) Be(OH) ₂ (s)	0 -599 -904
Bromo Br ₂ (l) Br ₂ (g) Br ₂ (aq) Br ⁻ (aq) HBr(g)	0 +31 -3 -121 -36
Cálcio Ca(s) CaC ₂ (s) CaCO ₃ (s) CaO(s) Ca(OH) ₂ (s) Ca ₃ (PO ₄) ₂ (s) CaSO ₄ (s) CaSiO ₃ (s)	0 -63 -1207 -635 -987 -4126 -1433 -1630
Carbono C(s) (grafite) C(s) (diamante) CO(g) CO ₂ (g) CH ₄ (g) CH ₃ OH(g) CH ₃ OH(l)	0 +2 -110,5 -394 -75 -201 -239

SUBSTÂNCIA	ENTALPIA
Carbono	
H ₂ CO(g)	-116
HCOOH(g)	-363
HCN(g)	+135,1
C ₂ H ₂ (g)	+227
C ₂ H ₄ (g)	+52
CH ₃ CHO(g)	-166
C ₂ H ₅ OH(l)	-278
C ₂ H ₆ (g)	-84,7
C ₃ H ₆ (g)	+20,9
C ₃ H ₈ (g)	-104
C ₂ H ₄ O(g)	-53
CH ₂ =CHCN(g)	+185
CH ₃ COOH(l)	-484
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	-1275
CCl ₄ (l)	-135
Chumbo	
Pb(s)	0
PbO ₂ (s)	-277
PbS(s)	-100
PbSO ₄ (s)	-920
Cloro	
Cl ₂ (g)	0
Cl ₂ (aq)	-23
Cl ⁻ (aq)	-167
HCl(g)	-92
Cobre	
Cu(s)	0
CuCO ₃ (s)	-595
Cu ₂ O(s)	-170
CuO(s)	-156
Cu(OH) ₂	-450
Enxofre	
S(s) (rômbico)	0
S(s) (monoclínico)	+0,3
S ²⁻ (aq)	+33
S ₈ (g)	+102
SF ₆ (g)	-1209
H ₂ S(g)	-21

SUBSTÂNCIA	ENTALPIA
Enxofre	
SO ₂ (g)	-297
SO ₃ (g)	-396
SO ₄ ²⁻ (aq)	-909
H ₂ SO ₄ (l)	-814
H ₂ SO ₄ (aq)	-909
Ferro	
Fe(s)	0
FeO(s)	-272
Fe ₃ O ₄ (s)	-1117
Fe ₂ O ₃ (s)	-826
FeSO ₄ (s)	-929
Flúor	
F ₂ (g)	0
F ⁻ (aq)	-333
HF(g)	-271
Fósforo	
P ₄ (g)	+59
PH ₃ (g)	+5
P ₄ O ₁₀ (s)	-2984

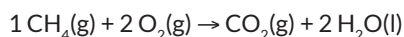
Hidrogênio	
H ₂ (g)	0
H(g)	+217
H ⁺ (aq)	0
OH ⁻ (aq)	-230
H ₂ O(l)	-286
H ₂ O(g)	-242
Iodo	
I ₂ (s)	0
I ₂ (g)	+62
I ₂ (aq)	+23
I ⁻ (aq)	-55
Magnésio	
Mg(s)	0
MgCO ₃ (s)	-1113
MgO(s)	-602
Mg(OH) ₂ (s)	-925
Nitrogênio	
N ₂ (g)	0
NH ₃ (g)	-46

SUBSTÂNCIA	ENTALPIA
Nitrogênio	
NH ₃ (aq)	-80
NH ₄ ⁺ (aq)	-132
NO(g)	+90
NO ₂ (g)	+34
N ₂ O(g)	+82
N ₂ O ₄ (g)	+10
N ₂ O ₄ (l)	-20
N ₂ O ₅ (g)	-42
N ₂ H ₄ (l)	+51
N ₂ H ₃ CH ₃ (l)	+54
HNO ₃ (aq)	-207
HNO ₃ (l)	-174
NH ₄ ClO ₄ (s)	-295
NH ₄ Cl(s)	-314
Oxigênio	
O ₂ (g)	0
O(g)	+249
O ₃ (g)	+143
Potássio	
K(s)	0
KCl(s)	-436
KClO ₃ (s)	-391
KClO ₄ (s)	-433
K ₂ O(s)	-361
KO ₂ (s)	-283
KOH(s)	-425
Sódio	
Na(s)	0
Na ⁺ (aq)	-240
NaBr(s)	-360
Na ₂ CO ₃ (s)	-1131
NaHCO ₃ (s)	-948
NaCl(s)	-411
NaH(s)	-56
NaI(s)	-288
NaNO ₂ (s)	-359
NaNO ₃ (s)	-467
Na ₂ O(s)	-416
Na ₂ O ₂ (s)	-515
NaOH(s)	-427
NaOH(aq)	-470

★ ENTALPIA PADRÃO DE COMBUSTÃO

É a variação de entalpia (ΔH°) envolvida na combustão completa de 1 mol de um determinado combustível, considerando que todas as substâncias envolvidas na combustão se encontrem no estado padrão.

Exemplo:

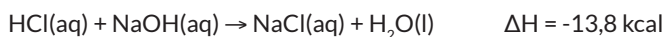


- Toda reação de combustão é exotérmica.
- Os alimentos são os combustíveis do nosso corpo.
- A escolha de combustíveis a serem usados nas indústrias dependem de algumas variáveis tais como o poder calorífico, o preço por tonelada e o grau de poluição ambiental.
- Na equação de combustão, o coeficiente do combustível deve ser unitário.

Entalpia Padrão de Neutralização

É a variação de entalpia (ΔH°) envolvida na neutralização de um mol de H^+ de um ácido por um mol de OH^- de uma base (e vice-versa), estando o ácido e a base em soluções aquosas diluídas.

Exemplo:

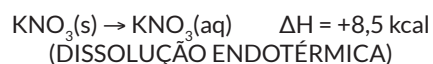
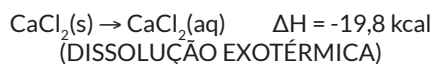


- A reação de neutralização $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ é exotérmica.
- Para ácidos e bases fortes, o ΔH de neutralização é constante ($\Delta H = -13,8 \text{ kcal}$ ou $-51,7 \text{ kJ}$).
- Para ácidos e bases fracas, o ΔH será menor, pois uma parte da energia que seria liberada pela reação, é gasta no trabalho de ionização do ácido ou da dissociação da base.

Entalpia Padrão de Dissolução

É a variação de entalpia (ΔH°) envolvida na dissolução de 1 mol da substância numa quantidade de água suficiente para que a solução obtida seja diluída.

Exemplos:



QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 01

Uma reação química ocorre absorvendo 300KJ na forma de calor e realizando um trabalho de 100KJ. Calcule a variação de energia interna entre produtos e reagentes. Observe com atenção a

convenção dos sinais para Q e W.

QUESTÃO 02

Considere que um processo químico ocorre com desprendimento de calor e, ao mesmo tempo, realiza um trabalho contra o ambiente. Faça (a) uma análise sobre o sinal de ΔH para essa reação e estabeleça uma comparação entre os estados inicial e final do sistema.

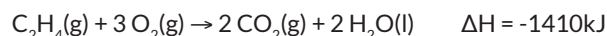
QUESTÃO 03

Responda:

- Quantos joules são necessários para aquecer 100 gramas de cobre, de calor específico igual a $0,391 \text{ J/g.K}$ de 10°C até 100°C ?
- Fornecendo-se a mesma quantidade de calor a 100 gramas de alumínio, de calor específico igual a $0,91 \text{ J/g.K}$, qual o metal que se aquece mais, o cobre ou o alumínio?

QUESTÃO 04

A equação termoquímica de combustão do etileno gasoso para produzir água líquida é dada por

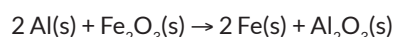


Admitindo uma eficiência de 70% no processo de aquecimento, quantos quilogramas de água, a 20°C , podem ser convertidos em vapor a 100°C , ao se queimar 1 m^3 do gás etileno, medido nas CNTP?

Dados: Volume molar do gás nas CNTP = $22,4 \text{ L/mol}$; Calor latente da água = 540 kcal/kg .

QUESTÃO 05

Com as entalpias de formação dadas na tabela mostrada nesse capítulo, calcule o ΔH de redução do óxido férrico na reação com alumínio, dada pela equação descrita na fase sólida por:



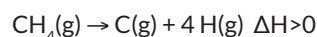
Comentamos rapidamente no início desse tópico que as quantidades de calor envolvidas, nos processos químicos (reações) e físicos, são resultantes da quebra e da formação de ligações químicas, bem como das variações de energia relacionadas ao afastamento ou para a aproximação das partículas da substância.

Nessa segunda parte da termoquímica, vamos compreender melhor esses processos.

★ ENERGIA DE LIGAÇÃO

É calor necessário, sob pressão constante, para quebrar de 1 mol (6×10^{23}) de determinada ligação química, considerando que a substância se encontre na fase gasosa, a 25°C e 1 atm.

Exemplo:

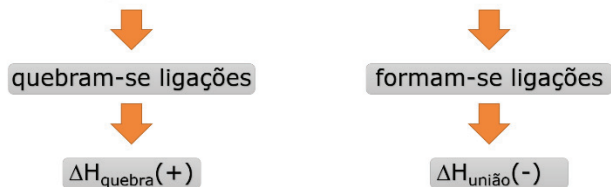


(O calor necessário para quebrar 4 mols de ligações C-H é a variação de entalpia da reação).

O processo de quebrar ligações químicas é sempre endotérmico (ΔH positivo), enquanto que aquele onde ocorre apenas a formação de ligações químicas é exotérmico (ΔH negativo).

Cálculo do ΔH de uma reação através das Energias de Ligação

Reagentes \longrightarrow Produtos



$$\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_{\text{quebra}} \text{ (um número positivo)} + \Delta H_{\text{união}} \text{ (um número negativo)}$$

Ao realizar o cálculo acima, é possível dizer se a reação química é exotérmica ou endotérmica.

Tabela de entalpia padrão de ligação (kJ/mol)
Ligações Simples

TABELA DE ENTALPIA PADRÃO DE LIGAÇÃO (KJ/MOL)							
Ligações Simples							
C-H	413	N-H	391	O-H	463	F-F	155
C-C	348	N-N	163	O-O	146		
C-N	293	N-O	201	O-F	190	Cl-F	253
C-O	358	N-F	272	O-Cl	203	Cl-Cl	242
C-F	485	N-Cl	200	O-I	234		
C-Cl	328	N-Br	243			Br-F	237
C-Br	276					Br-Cl	218
C-I	240	H-H	436	S-H	339	Br-Br	193
C-S	259	H-F	567	S-F	327		
Si-H	323	H-Cl	431	S-Cl	253	I-Cl	208
Si-Si	226	H-Br	366	S-Br	218	I-Br	175
Si-C	301	H-I	299	S-S	266	I-I	151
Si-O	368						
Ligações duplas e triplas							
C=C	614	N=N	418	O=O	495	S=O	523
C≡C	839	N≡N	941			S=S	418
C=N	615						
C≡N	891						
C=O	799						

★ A LEI DE HESS

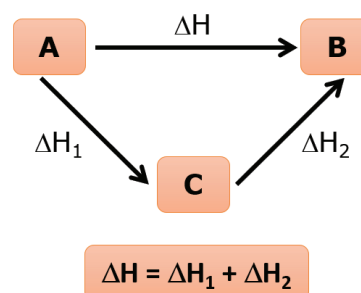
Mostramos anteriormente que o ΔH de uma reação química pode ser calculado a partir do conhecimento das entalpias de formação das substâncias participantes, geralmente dadas em tabelas, ou fornecidas para a resolução de problemas. É também possível, em vários casos, calcular a entalpia de formação de alguma das substâncias participantes, quando as outras entalpias

de formação e o ΔH da reação são conhecidos.

Há casos onde não se dispõe das entalpias de formação das substâncias e que o ΔH da reação desejada não pode ser obtido pelo cálculo mostrado acima. Nesses casos, podemos combinar duas ou mais equações termoquímicas para obter o ΔH desejado, fazendo as alterações necessárias, tais como inverter alguma delas (onde trocamos o sinal de ΔH), multiplicar outra por determinado número (e multiplicamos também o ΔH por esse número), somar uma equação com outra etc.

A lei de Hess é a primeira lei da termodinâmica aplicada aos processos químicos. A termodinâmica afirma que a variação de energia entre dois estados de um sistema é sempre a mesma, não importando qual tenha sido o processo realizado ao sair de um estado e chegar ao outro. Hess foi o primeiro a perceber que o ΔH de uma reação química depende exclusivamente da entalpia inicial dos reagentes (o estado inicial) e da entalpia final dos produtos (o estado final). Isso significa dizer que não importa a maneira que você tenha escolhido para transformar os reagentes em produtos - se ela foi executada numa única etapa ou em várias etapas sucessivas -, o ΔH será sempre o mesmo.

O diagrama a seguir mostra que o estado inicial está designado por **A** e o final por **B**. A linha horizontal mostra a variação de entalpia da reação descrita por **A** \rightarrow **B**. Entretanto, se você primeiro convertesse **A** na substância **C** e, depois, transformasse a substância **C** na substância **B**, chegaria ao mesmo estado final por um caminho alternativo. A soma dos valores parciais ΔH_1 com ΔH_2 deve ser, portanto, igual a ΔH .



★ ESPONTANEIDADE DE UMA REAÇÃO

Além da variação de entalpia de uma reação, há uma outra grandeza termodinâmica importante, conhecida como **entropia**, simbolizada por **S**. A entropia de um sistema está associada com a sua desordem. Quanto mais bagunçado for um sistema, maior é sua entropia. Se esse sistema for uma reação química, observe os reagentes (estado inicial) e os produtos (estado final) e analise onde há maior desorganização. Por exemplo, um gás é mais desorganizado do que o seu líquido e este é mais bagunçado do que seu sólido e, se uma reação ocorre aumentando o número de mols de gás, a desorganização aumenta.

A espontaneidade de qualquer processo (seja físico ou químico) depende tanto da variação da entalpia quanto da variação de entropia. É possível demonstrar que os processos espontâneos são aqueles que procuram um mínimo de energia ($\Delta H < 0$) para uma maior desordem ($\Delta S > 0$).

As variações das duas grandezas podem ser reunidas numa mesma equação conhecida como **equação de Gibbs**:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

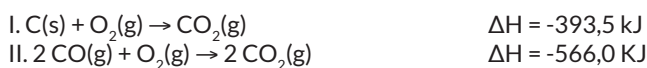
Na equação, a grandeza ΔG é a variação de entalpia livre do processo, ΔH representa a energia liberada ou absorvida pela reação e o produto da temperatura absoluta, pela variação de entropia (ΔS), representa a energia gasta pelo sistema para se reorganizar. É a variação da entalpia livre de uma reação que nos diz se ela é ou não espontânea, sob certas circunstâncias. Se o valor de ΔG é negativo, o processo é espontâneo. Se ele for positivo, o processo não ocorre nas condições especificadas. No caso particular de ter valor nulo, significa que existe um equilíbrio no sistema (físico ou químico). O quadro abaixo permite uma melhor discussão a respeito da variação da entalpia livre de Gibbs.

SITUAÇÃO POSSÍVEL	TEMPERATURA BAIXA	TEMPERATURA ALTA
$\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$	$\Delta H - T \cdot \Delta S < 0$ e $\Delta G < 0$ Processo espontâneo	$\Delta H - T \cdot \Delta S < 0$ e $\Delta G < 0$ Processo espontâneo
$\Delta H > 0$ e $\Delta S < 0$	$\Delta H - T \cdot \Delta S > 0$ e $\Delta G > 0$ Processo não espontâneo	$\Delta H - T \cdot \Delta S > 0$ e $\Delta G > 0$ Processo não espontâneo
$\Delta H < 0$ e $\Delta S < 0$	$\Delta H - T \cdot \Delta S < 0$ Deve ser negativo e o processo deve ser espontâneo	$\Delta H - T \cdot \Delta S > 0$ Deve ser positivo e o processo não deve ser espontâneo
$\Delta H > 0$ e $\Delta S > 0$	$\Delta H - T \cdot \Delta S$ Deve ser positivo e o processo não deve ser espontâneo	$\Delta H - T \cdot \Delta S$ Deve ser negativo e o processo deve ser espontâneo

QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 06

O monóxido de carbono (CO) pode ser obtido pela combustão parcial do carbono grafite. Entretanto, há sempre o risco de a reação produzir um pouco de dióxido de carbono, ou mesmo que uma parte do carbono não queime. Assim, se desejarmos obter a entalpia de formação do monóxido com maior segurança podemos usar as duas reações descritas abaixo:



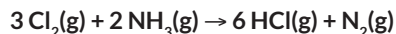
Qual será, a partir destes dados, o valor da entalpia de formação do monóxido de carbono?

QUESTÃO 07

O calor de dissolução do $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ em um grande volume de água é de 14,6 kJ/mol do hidrato. Para o processo de dissolução de 1 mol do sal anidro em 6 mols de água, para formar 1 mol do hidrato sabe-se que $\Delta H = -97,0 \text{ kJ/mol}$. Calcule o valor do calor de dissolução do sal anidro em um grande volume de água.

QUESTÃO 08

A partir das energias de ligações mostradas na tabela, calcule o ΔH da reação descrita a seguir.



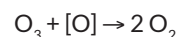
ENERGIAS DE LIGAÇÃO (KCAL/MOL)	
H-N	93
H-H	104
C-C	83
H-Cl	103
N-N	38
Cl-Cl	58
N≡N	225

QUESTÃO 09

Os propelentes de aerossol são normalmente clorofluorcarbonos (CFC), que, com o seu uso contínuo, podem reduzir a blindagem de ozônio na atmosfera. Na estratosfera, os CFCs e o O_2 absorvem radiação de alta energia e produzem, respectivamente, átomos de cloro (que têm efeito catalítico para remover o ozônio) e átomos de oxigênio.



Calcule o valor de ΔH , em kJ, para a reação de remoção de ozônio, representada pela equação abaixo:



QUESTÃO 10

Analisar a espontaneidade da reação de decomposição térmica do carbonato de cálcio ($CaCO_3$) para produzir óxido de cálcio sólido (CaO) e gás carbônico (CO_2), sob os seguintes aspectos:

- A reação de decomposição é exotérmica ou endotérmica?
- A reação ocorre com aumento ou diminuição de entropia?
- A reação tende a ser espontânea em temperaturas altas ou baixas?

REVISÃO NA PLATAFORMA

AULAS 15

2 FÍSICO-QUÍMICA
2.3 Termoquímica



APOSTILAS: 1 resumo + 20 questões

EXERCÍCIOS ONLINE: 30 questões
CAIU NO ENEM: 13 questões
CAIU NA CONSULTEC + STRIX: 44 questões