

ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS DE

QUÍMICA

4

2^a
SÉRIE



Ensino Médio

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO



/SeeducRJ



/seeducrj



/seeducurio

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

Governo do Estado do Rio de Janeiro
Secretaria de Estado de Educação

Comte Bittencourt
Secretário de Estado de Educação

Andrea Marinho de Souza Franco
Subsecretária de Gestão de Ensino

Elizângela Lima
Superintendente Pedagógica

Maria Claudia Chantre
Coordenadoria de Área de conhecimento

Assistentes

Carla Lopes
Catia Batista Raimundo
Roberto Farias

Texto e conteúdo

Prof. Fernando Renato Vicente Ferreira
C.E. Alfredo Neves
Prof. Muller da Silva Paulino
C.E. Barão de Tinguá
Prof. Wilhermyson Leite Lima
C.E. Professor Murilo Braga

Capa

Luciano Cunha

Revisão de texto

Prof^a Andreia Cristina Jacurú Belletti

Prof^a Andreza Amorim de Oliveira Pacheco.

Prof^a Cristiane Ramos da Costa

Prof^a Deolinda da Paz Gadelha

Prof^a Elizabete Costa Malheiros

Prof^a Karla Menezes Lopes Niels

Prof^a Kassia Fernandes da Cunha

Prof Marcos Giacometti

Prof Mário Matias de Andrade Júnior

Prof Paulo Roberto Ferrari Freitas

Prof^a Regina Simões Alves

Prof. Sammy Cardozo Dias

Prof Thiago Serpa Gomes da Rocha

Esse documento é uma curadoria de materiais que estão disponíveis na internet, somados à experiência autoral dos professores, sob a intenção de sistematizar conteúdos na forma de uma orientação de estudos.

© 2021 - Secretaria de Estado de Educação. Todos os direitos reservados.



QUÍMICA – ORIENTAÇÃO DE ESTUDOS

Sumário

1. INTRODUÇÃO	6
2. Aula 1 – Entalpia Padrão de Combustão	7
3. Aula 2 – Lei de Hess.....	11
3.1 – Uma analogia com o saldo bancário.....	11
3.2 – A Lei de Hess.....	11
4. AULA 3 – ENERGIA DE LIGAÇÃO	15
4.1 – UTILIDADE DAS ENERGIAS DE LIGAÇÃO	15
5. AULA 4 – CINÉTICA QUÍMICA	17
5.1 – Energia de ativação.....	18
5.2 – Fatores que influenciam na velocidade da reação.....	18
6 – AULA 5 – TEMPO DE MEIA VIDA	22
6.1 – Desintegração.....	22
6.2 – Meia Vida dos isótopos.....	22
6.3 – Cálculo de Meia Vida.....	23
7 – CONSIDERAÇÕES FINAIS	26
8 – RESUMO.....	26
9 – INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS	27

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

Disciplina: Química

ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS para Química

4º Bimestre de 2020 – 2ª série do Ensino Médio

META:

Apresentar tópicos de Termoquímica e Cinética Química alinhados com o edital do ENEM e de acordo com a BNCC.

OBJETIVOS:

Ao final destas Orientações de Estudo, você será capaz de:

- Saber interpretar entalpia de combustão;
- Calcular a variação de entalpia através da Lei de Hess e da Energia de Ligação;
- Compreender que existem diferentes fatores que influenciam na velocidade de uma reação química;
- Calcular o tempo de meia vida.

1. INTRODUÇÃO

A energia é um assunto de grande importância não apenas nos meios científicos, mas também para a sociedade em geral. Os veículos motorizados, a manufatura de bens, o funcionamento dos variados tipos de dispositivos e muitas atividades humanas dependem da existência de fontes de energia e do conhecimento de como explorá-las.

Entre as fontes energéticas mais importantes estão os combustíveis, substâncias que, ao sofrerem combustão (queima), liberam energia que pode ser aproveitada para diversas finalidades. Essa energia, que é liberada na forma de calor (“energia em transferência”), pode ser convertida para outras formas de energia – elétrica ou mecânica, por exemplo – para ser aproveitada. As reações de combustão são exemplos de processos que liberam calor.

São conhecidos, também, processos que absorvem calor.

Mas toda reação química necessita de um certo tempo para se completar. Algumas reações são extremamente rápidas, como, por exemplo, a neutralização entre um ácido e uma base em solução aquosa. Existem, por outro lado, reações extremamente lentas.

Nesta Orientação de Estudos discutiremos os princípios da cinética química (cinética vem do grego *kinetiké*, que significa “movimento”). Esse ramo da ciência se preocupa em estudar a rapidez das reações químicas e os fatores que a influenciam.

Então, vamos nessa...

2. Aula 1 – Entalpia Padrão de Combustão

A combustão é uma reação que acompanha a humanidade desde os primórdios. A partir dela, os homens da caverna podiam se aquecer, já que a combustão é uma reação química em que há uma intensa liberação de energia ($\Delta H < 0$) na forma de calor.

A combustão acontece entre uma substância chamada de combustível, que reage com o gás oxigênio (O_2), denominado comburente. A variação de entalpia, envolvida nas reações de combustão, é conhecida como entalpia de combustão (ΔH_c) ou calor de combustão.

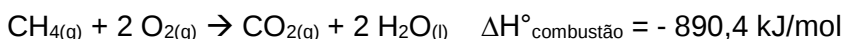
Figura 1 – As transformações exotérmicas, como a queima da madeira, liberam calor e transferem energia para as áreas vizinhas a ela.



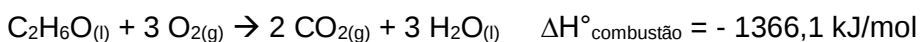
Disponível em <https://www.todamateria.com.br/combustao/> acesso em 22 jan 2021

A queima completa de substâncias que contêm apenas carbono (como a grafita), carbono e hidrogênio (como os hidrocarbonetos) ou carbono, hidrogênio e oxigênio (como os álcoois e os carboidratos) forma apenas gás carbônico e água.

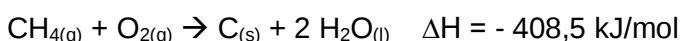
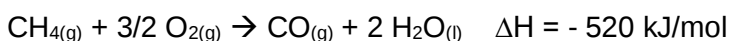
Ex.: a) Combustão completa do metano:



b) Combustão completa do etanol (álcool etílico)



Já a queima incompleta forma monóxido de carbono ou carbono elementar. Por exemplo, combustões incompletas do metano $CH_{4(g)}$:



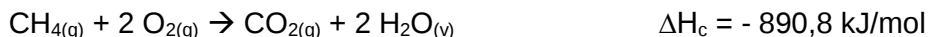
A partir da energia da combustão, movimentamos nossos veículos a gasolina, a gás, a óleo diesel ou a álcool e cozinhamos alimentos no fogão. A queima de carvão

e gás natural nas termoeletricas é responsável por parte da energia elétrica que consumimos em nossas casas. Vejamos alguns exemplos da representação química destas reações:

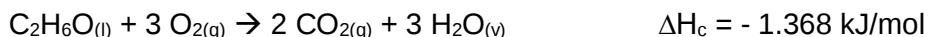
- Combustão completa do gás hidrogênio (H_2)



- Combustão completa do gás metano (CH_4)



- Combustão completa do etanol (C_2H_6O)



Podemos observar pelos exemplos acima, que quando os combustíveis são formados por carbono (C) e hidrogênio (H), os produtos da reação serão sempre gás carbônico (CO_2) e água (H_2O).

O conhecimento da quantidade de calor liberada pelos combustíveis é muito importante para que sejamos capazes de comparar o valor energético de cada um deles. É a partir dessa comparação que podemos avaliar, por exemplo, se é mais vantajoso abastecer um automóvel com etanol ou gasolina. Na Tabela 1, são apresentadas as entalpias de combustão (ΔH_c) de alguns combustíveis.

Tabela 1 – Entalpias de combustão (ΔH_c) dos combustíveis mais comuns

Combustível	Fórmula molecular	ΔH_c (kJ/mol)
Hidrogênio	H_2	- 289
Carbono (carvão)	C	- 393,5
Metano	CH_4	- 891
Etino (acetileno)	C_2H_2	- 1.301
Etanol	C_2H_6O	- 1.367
Propano (gás de cozinha)	C_3H_8	- 2.220
Butano (gás de cozinha)	C_4H_{10}	- 2.878
Octano (comp. da gasolina)	C_8H_{18}	- 5.471

Imagine que você precise viajar e o carro que irá utilizar pode ser abastecido com até 50 litros de combustível. Com qual combustível conseguiríamos percorrer uma distância maior com a mesma quantidade: gasolina ou etanol? Ficou na dúvida? Então, acompanhe o raciocínio.

Para começar, vamos considerar que a gasolina seja composta apenas de octano, C_8H_{18} , e que o veículo consuma cerca de 3.200 kJ por quilômetro percorrido!

Para sabermos qual combustível seria mais adequado para a viagem, precisaremos realizar os cálculos em etapas! Como os calores de combustão são mostrados em kJ/mol, temos de determinar a quantidade de matéria presente no volume abastecido.

Inicialmente, vamos determinar a massa do etanol e do octano a partir de suas densidades (d), ou seja:

Etanol (d = 790 g/L)
$d = \frac{massa}{volume} \therefore massa = volume \cdot d$
$massa = 50 \times 790$
$massa = 39.500 \text{ g ou } 39,5 \text{ kg}$

Gasolina / octano (d = 700 g/L)
$d = \frac{massa}{volume} \therefore massa = volume \cdot d$
$massa = 50 \times 700$
$massa = 35.000 \text{ g ou } 35 \text{ kg}$

Sabendo que os valores de ΔH_c fornecidos são equivalentes a 1 mol da substância (kJ/mol), precisamos calcular agora os valores de ΔH_c equivalentes a massa que encontramos anteriormente. Ao conhecer as respectivas massas, facilmente calculamos o valor de η e o calor que cada combustível fornecerá.

Etanol (Massa Molar = 46 g/mol; $\Delta H_c = -1.367 \text{ kJ/mol}$)
$n = \frac{massa}{Massa \text{ Molar}} \therefore n = \frac{39.500 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} \therefore n$ $= 858,7 \text{ mols}$
$\Delta H_c = -1.367 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 858,7 \text{ mol}$
$\Delta H_c = -1,17 \times 10^6 \text{ kJ}$

Gasolina / octano (Massa Molar = 114 g/mol; $\Delta H_c = -5.471 \text{ kJ/mol}$)
$n = \frac{massa}{Massa \text{ Molar}} \therefore n = \frac{35.000 \text{ g}}{114 \text{ g/mol}} \therefore n$ $= 307,0 \text{ mols}$
$\Delta H_c = -5.471 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 307,0 \text{ mol}$
$\Delta H_c = -1,68 \times 10^6 \text{ kJ}$

Com os valores de ΔH_c calculados, percebemos que a gasolina apresentou o maior valor. Consequentemente, podemos afirmar que este será o combustível mais vantajoso, pois fornecerá uma maior autonomia.

ATIVIDADE 1

1) Uma reação de combustão é aquela na qual:

- I. Há liberação de calor.
- II. Há diminuição de energia.
- III. A variação de entalpia é positiva.

Quais afirmações estão corretas? Justifique sua resposta.

2) Você decide acampar com um grupo de amigos, mas todos estão com pouco dinheiro para tal. A solução proposta foi um “racha” das despesas, onde cada um ficaria responsável por levar algo para ajudar na viagem.

Você ficou responsável por levar o combustível para a “galera” poder cozinhar. Por ter pouco dinheiro, você só tem condições de comprar botijões de acampamento que juntos contêm 3 kg de gás. Para a sua surpresa, o cliente pode escolher entre recipientes cheios de gás propano ou de gás butano. Para que não ocorra nenhum imprevisto de acabar o gás enquanto estiverem acampados, você deve escolher aquele que seja mais vantajoso. Lembre-se que o mais vantajoso será aquele que liberar a maior quantidade de energia. Qual você vai escolher? Demonstre os cálculos!

Dados - Massas moleculares: propano = 44 g/mol; butano = 58 g/mol; ΔH_c (kJ/mol): propano = - 2220; butano = - 2878

3) Um botijão de gás de cozinha, contendo apenas gás butano (C_4H_{10}), foi utilizado em um fogão durante algum tempo, apresentando uma diminuição de massa de 580 gramas. Sabendo-se que 1 mol desse gás equivale a 58 gramas e que:



qual foi a quantidade de calor produzida no fogão devido a sua combustão?

3. Aula 2 – Lei de Hess

Conhecer os valores de ΔH para determinadas reações permite aos químicos fazer uma série de previsões importantes. Podem – se comparar combustíveis quanto à energia que fornecem por unidade de massa ou volume, podem – se realizar previsões sobre quanto se deve fornecer de energia para que certos processos ocorram ou sobre a necessidade de manter certos sistemas refrigerados durante reações exotérmicas para que o calor liberado não cause acidentes.

Embora o conhecimento de valores de ΔH seja importante, há reações difíceis de realizar na prática. Há vários motivos para essa dificuldade: algumas são explosivas, outras muito lentas e há também aquelas que apresentam rendimento muito baixo ou que formam outros produtos além dos desejados, isto é, outras reações, indesejáveis, ocorrem simultaneamente.

Veremos, a seguir, que a Lei de Hess permite fazer uma previsão do ΔH de uma reação sem realizá-la, desde que se disponha de alguns outros valores adequados de ΔH .

3.1 – Uma analogia com o saldo bancário

Em um mesmo dia, duas operações financeiras foram realizadas em uma conta bancária. Uma delas foi o uso do cartão de débito para uma compra no valor de R\$ 80,00 e a outra foi o depósito de R\$ 60,00.

Após as operações, qual será a variação total do saldo na conta?

A primeira operação é **exomonetária** e a ela podemos atribuir um $\Delta\$_1$, variação de saldo, de – R\$ 80,00. A segunda é **endomonetária** e apresenta um $\Delta\$_2$ de + R\$ 60,00.

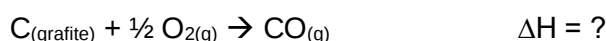
Somando – se as variações, obtemos a variação monetária total:

$$\Delta\$_{\text{total}} = \Delta\$_1 + \Delta\$_2 = - 80 + 60 = - \text{R\$ } 20,00$$

3.2 – A Lei de Hess

O cálculo envolvendo a conta bancária, mostrado anteriormente, ajudará a entender a Lei de Hess.

Considere a reação de combustão do carbono grafite formando monóxido de carbono:



Essa reação é muito difícil de realizar na prática; uma parte do carbono pode queimar até formar dióxido de carbono (CO_2) e outra parte pode permanecer sem queimar. Por isso, é bastante difícil medir o ΔH dessa reação.

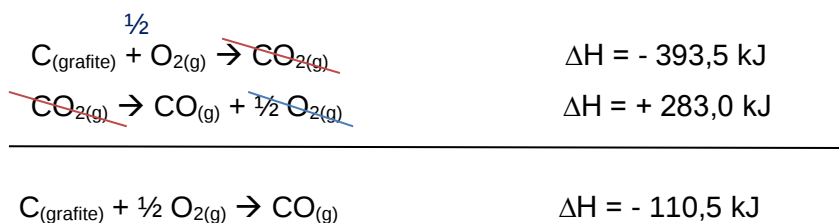
Mas a combustão do carbono grafite formando dióxido de carbono e a combustão do monóxido de carbono, também formando dióxido de carbono, são reações relativamente fáceis de realizar e cujo ΔH pode ser determinado com relativa facilidade. Veja esses valores:



Pelo que vimos na aula anterior ao comparar o ΔH de solidificação com o de fusão, quando invertemos uma equação química ocorre uma mudança de sinal de seu ΔH . Isso significa que o inverso de um processo endotérmico é um processo exotérmico e vice – versa. Assim, se invertemos a segunda das equações mostradas, seu ΔH muda de sinal, passando a ser + 283,0 kJ.



Agora vamos somar a equação de combustão completa da grafite formando CO_2 com essa última equação.



O processo global resultante dessa soma é justamente aquele cujo ΔH desejamos calcular. O gráfico abaixo ilustra que o ΔH_{total} desse processo pode ser obtido por meio da soma de ΔH_1 e ΔH_2 .

$$\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 = - 393,5 \text{ kJ} + 283,0 \text{ kJ} = - \mathbf{110,5 \text{ kJ}}$$

Perceba a semelhança com a situação descrita para a movimentação da conta bancária.

A Lei de Hess, enunciada em 1840 pelo cientista suíço Germain Henry Hess (1802 – 1850), trata exatamente de situações como a do exemplo apresentado. Ela pode ser assim enunciada:

“A variação de entalpia de uma reação é igual à soma das variações de entalpia das etapas em que essa reação pode ser desmembrada, mesmo que esse desmembramento seja apenas teórico.”

Em palavras mais simples, a Lei de Hess permite que trabalhem com equações termoquímicas como se fossem equações matemáticas. Ao somarmos equações, o ΔH da reação resultante dessa soma será igual à soma dos ΔH_s das etapas somadas.

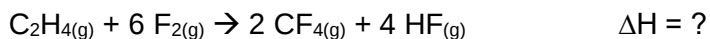
Obs.: Por vezes, ao relacionar equações para serem somadas a fim de obter uma determinada equação global de interesse, devemos inverter reagentes com produtos. Ao fazer isso, devemos trocar o sinal do ΔH dessa etapa.

Além disso, às vezes é conveniente multiplicar uma equação inteira por um certo número. Isso pode ser feito, desde que lembremos de também multiplicar o ΔH por esse mesmo número

Exercício resolvido: Utilize os seguintes valores de ΔH :



para determinar a variação de entalpia do processo:

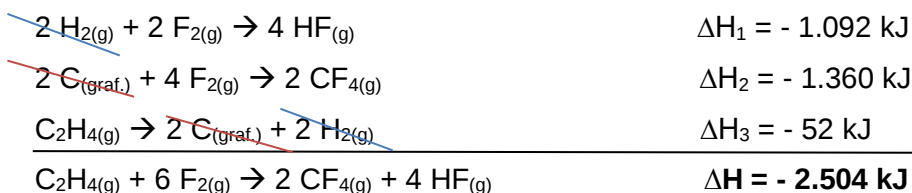


A Lei de Hess permite somarmos equações termoquímicas. O ponto central dessa resolução é decidir o que fazer com as equações fornecidas. É a equação cujo ΔH desejamos calcular (**equação problema**) que nos presta as informações necessárias para a decisão.

Na equação problema, o HF aparece como produto e com coeficiente 4. Nas equações fornecidas, o HF aparece apenas na primeira, como produto e com coeficiente 2. Portanto, **vamos multiplicar essa equação por 2** (multiplicamos tanto a equação quanto o ΔH).

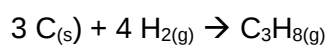
Na equação problema, o CF_4 aparece como produto e com coeficiente 2. Por isso, **vamos também multiplicar a segunda das equações por 2**.

E, na equação problema, o C_2H_4 consta como reagente e com coeficiente 1. Assim, **vamos inverter a terceira das equações dadas, tomando o cuidado de trocar o sinal do ΔH** . Assim, temos:

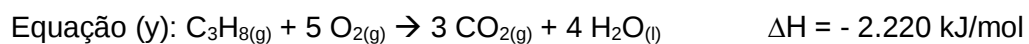


ATIVIDADE 2

Agora que você acompanhou como calcular a entalpia de uma reação química a partir da entalpia de outras reações, é a sua vez de tentar sozinho. Calcule a entalpia envolvida na síntese do propano (C_3H_8), gás normalmente encontrado em botijões de acampamento.



Dados:



4. AULA 3 – ENERGIA DE LIGAÇÃO

Denomina-se energia de ligação a variação de entalpia da reação em que um mol de ligações é quebrado, estando os reagentes e produtos dessa quebra no estado gasoso.

A tabela a seguir mostra alguns valores de energia de ligação. Todos eles são positivos, o que é uma decorrência de constatações experimentais:

Ligação	ΔH_L	Ligação	ΔH_L
H – H	436 kJ	C – H	412 kJ
O – O	157 kJ	C – C	348 kJ
O = O	496 kJ	C = C	612 kJ
N – N	163 kJ	C $\equiv$ C	837 kJ
N = N	409 kJ	C – O	360 kJ
N $\equiv$ N	944 kJ	C = O	743 kJ
F – F	158 kJ	C – N	305 kJ
Cl – Cl	242 kJ	C – F	484 kJ
Br – Br	193 kJ	C – Cl	338 kJ
I – I	151 kJ	C – Br	276 kJ
H – F	565 kJ	C – I	238 kJ
H – Cl	431 kJ	O – H	463 kJ
H – Br	366 kJ	N – H	388 kJ
H – I	299 kJ	N – O	210 kJ

A **quebra** de uma ligação química é um processo **endotérmico**.

A **formação** de uma ligação química é um processo **exotérmico**.

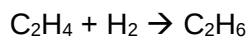
4.1 – UTILIDADE DAS ENERGIAS DE LIGAÇÃO

De posse dos valores de energias de ligação, podemos calcular a variação de entalpia para uma reação, em fase gasosa, dividindo – a teoricamente em uma etapa de quebra de ligações e outra de formação de ligações.

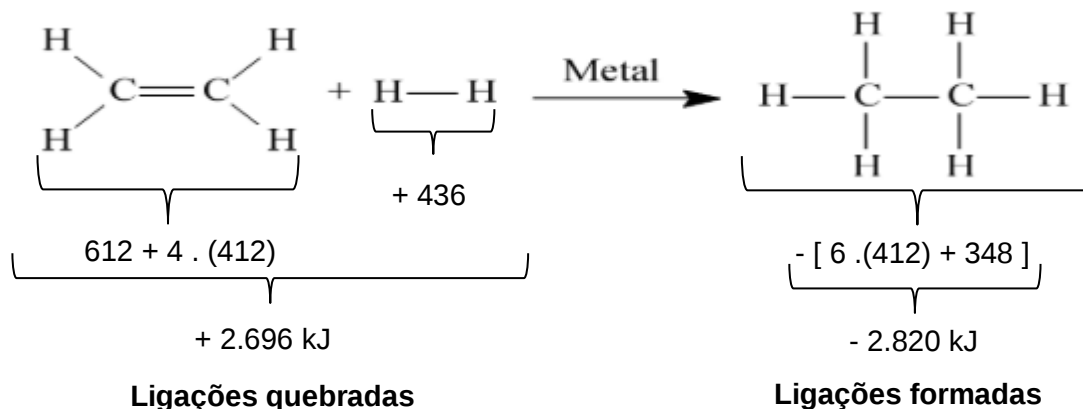
Primeiramente calculamos a quantidade de energia para quebrar as ligações. Essa primeira etapa é endotérmica, isto é, apresenta $\Delta H_{\text{quebra}} > 0$. A seguir, calculamos a quantidade de energia necessária para formar as ligações. Essa segunda etapa é exotérmica, ou seja, tem $\Delta H_{\text{formação}} < 0$.

O ΔH da reação global corresponde a soma algébrica: $\Delta H_{\text{quebra}} + \Delta H_{\text{formação}}$.

Vamos ao exemplo da reação abaixo:



Então...



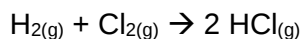
Com isso, temos que:

$$\Delta H = + 2.696 + (- 2.820) = + 2.696 - 2.820 = - 124 \text{ kJ}$$

Esse método fornece resultados úteis, porém aproximados, já que muitos dos valores de energia de ligação expressam a média da energia de ligação em diferentes compostos.

ATIVIDADE 3

1) Faça uma estimativa do ΔH da seguinte reação:



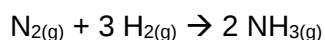
considerando os seguintes dados:

energia de ligação $\text{H} - \text{H} = 436 \text{ kJ/mol}$

energia de ligação $\text{Cl} - \text{Cl} = 242 \text{ kJ/mol}$

energia de ligação $\text{H} - \text{Cl} = 431 \text{ kJ/mol}$

2) A amônia (NH_3) é uma substância muito utilizada na fabricação de fertilizantes e produtos de limpeza. Uma forma de produzi-la é por meio da síntese de Haber-Bosch, que ocorre em alta temperatura e pressão. Abaixo temos a equação que representa essa síntese:



Veja o valor das energias de ligação entre os átomos:

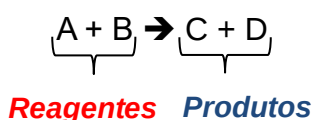
Ligação	Energia de ligação (KJ.mol ⁻¹)
H – H	436
N ≡ N	944
H – N	390

Determine a entalpia de formação de 1 mol de amônia.

- (a) –78 kJ/mol. (d) +98 kJ/mol.
 (b) –44 kJ/mol. (e) +60 kJ/mol.
 (c) +54 kJ/mol.

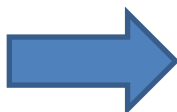
5. AULA 4 – CINÉTICA QUÍMICA

Ramo da Química que estuda a velocidade das reações químicas e os fatores que a influenciam.



Rapidez ou **velocidade** de uma reação é uma grandeza que indica como as quantidades de reagentes e produtos dessa reação variam com o passar do tempo.

$$V_m = \frac{|\Delta \text{quantidade}|}{\Delta \text{tempo}}$$



VELOCIDADE MÉDIA DE UMA REAÇÃO QUÍMICA

$|\Delta \text{quantidade}| \rightarrow$ módulo da quantidade de um reagente ou produto, podendo ser expressa em **mols** ou concentração **mol/L**.

$$|\text{quantidade}_{\text{final}} - \text{quantidade}_{\text{inicial}}|$$

Ex.: Dada a reação abaixo:



A variação da concentração de X em função do tempo é proposta na tabela:

Tempo (min)	0	2	5	9
X (mol/L)	1	0,7	0,4	0,3

Determine a velocidade média da reação no intervalo de 2 a 5 min.

$$V_m = \frac{|0,4 - 0,7|}{5 - 2} = \frac{|-0,3|}{3} = \frac{0,3}{3}$$

$$V_m = 0,1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

5.1 – Energia de ativação

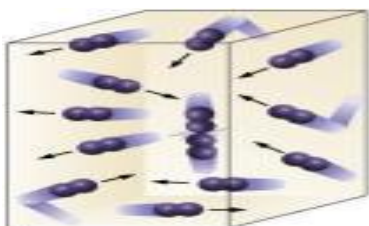
A energia de ativação é a energia mínima necessária para que a reação possa ocorrer. Ela é assim chamada porque reagentes e produtos passam por uma configuração intermediária que recebe o nome de complexo ativado. Trata-se, portanto, da energia mínima necessária para a formação deste complexo ativado.



A energia de ativação é explicada pela teoria da colisão: a reação química é constituída por colisões entre as moléculas dos reagentes. Nem toda colisão, porém, é eficaz, pois é necessário que haja energia suficiente e geometria molecular adequada. A energia de ativação é aquela requerida para que as colisões sejam eficazes, ou seja, resultem no complexo ativado.

5.2 – Fatores que influenciam na velocidade da reação

- **Concentração dos Reagentes:** Quanto maior a concentração dos reagentes, maior será a velocidade da reação. Para que aconteça uma reação entre duas ou mais substâncias é necessário que as moléculas se choquem, de modo que haja quebra das ligações com consequente formação de outras novas.



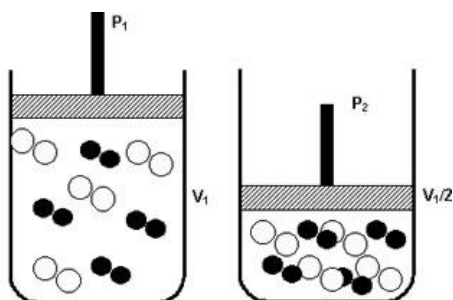
Moléculas se colidem com maior frequência se aumentarmos o número de moléculas reagentes.

- **Superfície de contato:** Um aumento da superfície de contato aumenta a velocidade da reação. Ex.: Quando dissolvemos um comprimido efervescente triturado em água, a reação é mais rápida em relação a quando está inteiro.



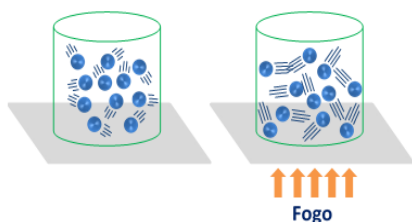
Isso ocorre, pois ele em pó, aumenta a superfície que entrará em contato com a água.

- **Pressão:** Quando se aumenta a pressão de um sistema gasoso, aumenta – se a velocidade da reação, pois com a diminuição do volume, favorece as colisões entre as moléculas.



Um aumento na pressão de P_1 para P_2 , reduziu o volume V_1 para $V_1/2$, acelerando a reação devido à aproximação das moléculas.

- **Temperatura:** Quando se aumenta a temperatura de um sistema, ocorre também um aumento na velocidade da reação, aumentando a energia cinética das moléculas.



Aumenta a energia cinética



Aumentar a chama do fogão para acelerar o cozimento.

- **Catalisador:** Os catalisadores são substâncias que aceleram o mecanismo sem sofrerem alteração permanente, isto é, durante a reação eles não são consumidos.

Os catalisadores permitem que a reação tome um caminho alternativo, ou seja, um atalho, que exige **menor energia de ativação**, fazendo com que a reação se processe mais rapidamente.



O catalisador APENAS acelera a reação, não alterando seu rendimento e produzindo a mesma quantidade de produto.

ATIVIDADE 4

1) Indique a afirmação incorreta:

- (a) Quanto menor for a temperatura, maior será a velocidade de uma reação.
- (b) O aumento da temperatura aumenta a velocidade tanto da reação endotérmica quanto da reação exotérmica.
- (c) A velocidade de um reagente no estado sólido é menor que no estado líquido.
- (d) A diferença energética entre os produtos e os reagentes é chamada de entalpia de reação.
- (e) A velocidade de uma reação depende da natureza do reagente.

2) Um químico realizou em laboratório alguns experimentos com o intuito de observar a velocidade em que uma solução aquosa do ácido HBr reagia com o magnésio metálico. Para isso, foram contadas, durante 20 segundos, as bolhas referentes à produção de gás hidrogênio logo após os reagentes serem misturados.

Na execução dos experimentos, foi utilizado o mesmo material metálico (magnésio), o mesmo volume de uma solução de HBr e a mesma massa do metal magnésio. Os critérios que sofreram alteração ao longo do experimento foram a forma de apresentação do magnésio (barra ou pedaços pequenos) e a temperatura. A tabela abaixo indica todas as condições utilizadas em cada experimento:

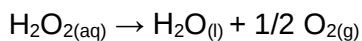
EXPERIMENTO	Magnésio (5g)	TEMPERATURA
A	Barra	50 °C
B	Barra	30 °C
C	Pedaços pequenos	50 °C

Assinale a alternativa que apresenta os experimentos na ordem crescente do número de bolhas observado.

- (a) B, A, C
- (b) C, B, A
- (c) A, B, C
- (d) B, C, A
- (e) nda.

3) O mel contém uma mistura complexa de carboidratos, enzimas, aminoácidos, ácidos orgânicos, minerais etc. O teor de carboidratos é de cerca de 70% da sua massa, sendo a glicose e a frutose os açúcares em maior proporção. A sua acidez é atribuída à ação da enzima glucose oxidase, que transforma a glicose em ácido glucônico e H_2O_2 .

Abaixo temos a equação química de decomposição do peróxido de hidrogênio, na qual temos a formação de água líquida e oxigênio gasoso. Utilizando os dados da tabela fornecida, calcule a velocidade média de decomposição do peróxido de hidrogênio entre 0 e 10 minutos.



Tempo	[H ₂ O ₂] mol/L
0	0,8
10	0,5

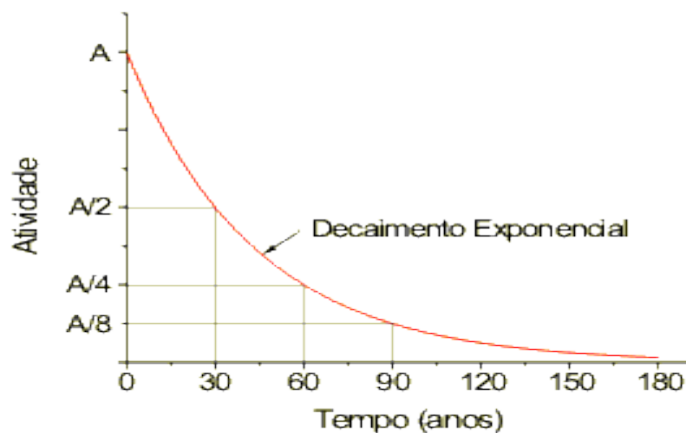
- (a) $2 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$
- (b) $3 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$
- (c) $4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$
- (d) $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$
- (e) $3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$

4) A sabedoria popular indica que, para cozinhar batatas, é indicado cortá-las em pedaços. Em condições reacionais idênticas e utilizando massas iguais de batata, mas algumas inteiras e outras cortadas, verifica-se que a cortada cozinha em maior velocidade. O fator determinante para essa maior velocidade da reação é o aumento da:

- (a) pressão.
- (b) temperatura.
- (c) concentração.
- (d) superfície de contato.
- (e) natureza dos reagentes.

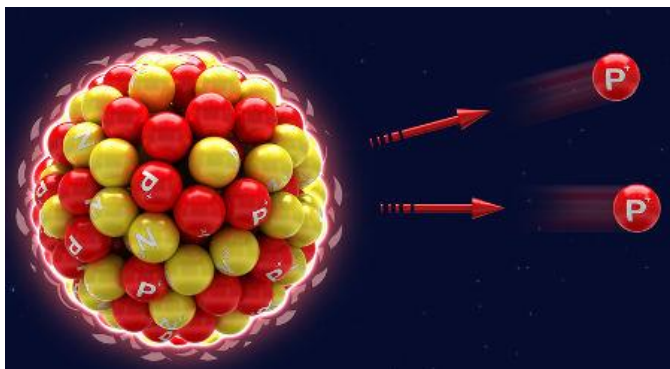
6 – AULA 5 – TEMPO DE MEIA VIDA

Tempo de meia vida é conhecido como **período de semidesintegração**, sendo o tempo necessário para que metade do número de átomos do isótopo radioativo presente em uma amostra desintegre – se.



6.1 – Desintegração

A desintegração não está relacionada com a extinção do átomo, ou seja, o átomo não deixa de existir. Na verdade, o que ocorre é o decaimento que o átomo sofre. No decaimento, um átomo, ao emitir radiação alfa e beta, transforma – se automaticamente em um novo elemento químico, o que ocorre incessantemente até que o átomo deixe de ser radioativo (estável).



6.2 – Meia Vida dos isótopos

Cada isótopo radioativo apresenta uma meia vida diferente. Essa meia vida pode ser expressa em segundos, minutos, horas, dias e anos.

Radioisótopo	Meia-vida
Urânio-235	$7,1 \cdot 10^8$ anos
Actínio-227	21,6 anos
Frâncio-223	22 minutos
Tálio-207	4,78 minutos
Bismuto-211	2,15 minutos
Polônio-211	0,52 segundos
Polônio-215	$1,78 \cdot 10^{-3}$ segundos
Astato-215	10^{-4} segundos

6.3 – Cálculo de Meia-Vida

O período de meia-vida é representado por P. Já o tempo que um material sofreu desintegração é representado por t. Assim, se conhecemos a meia vida e o tempo de desintegração (representado por x), podemos afirmar quantas meias-vidas um material passou até certo momento. Isso é feito por intermédio da relação abaixo:

$$t = x \cdot P$$

Com esse conhecimento, podemos ainda determinar o número de átomos que resta após o período de meia vida a partir da expressão:

$$n = \frac{n_0}{2^x}$$

$n \rightarrow$ número de átomos radioativos que resta na amostra
 $n_0 \rightarrow$ número de átomos radioativos que havia na amostra
 $x \rightarrow$ número de meias vidas que se passaram

Podemos associar também com:

- Porcentagem $\rightarrow Pr = \frac{P_0}{2^x}$
- Massa $\rightarrow m = \frac{m_0}{2^x}$
- Fração $\rightarrow F = \frac{N_0}{2^x}$

Exemplo 1: Após 12 dias, uma substância radioativa tem sua atividade reduzida para $\frac{1}{8}$ da inicial. Qual é a meia-vida dessa substância?

Primeiro, precisa – se verificar quantas etapas de meia-vida tem essa substância:

Meia vida = ? $t = 12$ dias Fração restante $\rightarrow F = \frac{1}{8}$ Quantidade inicial $\rightarrow N_0 = 1$

$$F = \frac{N_0}{2^x} \qquad \frac{1}{8} = \frac{1}{2^x}$$

Sendo $\frac{1}{8} = \frac{1}{2^3}$, então temos: $\frac{1}{2^3} = \frac{1}{2^x}$, logo **$x = 3$ meias-vidas**

Então, para calcular a meia-vida, utilizaremos a relação:

$$t = x \cdot P$$

$$12 = 3 P$$

$$P = \frac{12}{3}$$

$$P = 4 \text{ dias}$$

Exemplo 2: Um elemento radioativo tem meia-vida igual a 5 minutos. Dispondo – se de 6 g desse elemento, qual será a sua massa após 20 minutos?

$P = 5 \text{ minutos}$ $m_0 = 6 \text{ g}$ $t = 20 \text{ minutos}$ $m = ?$

$$t = x \cdot P$$

$$20 = x \cdot 5$$

$$x = \frac{20}{5}$$

$$x = 4 \text{ meias vidas}$$

Determinando a massa restante, temos:

$$m = \frac{m_0}{2^x}$$

$$m = \frac{6}{2^4}$$

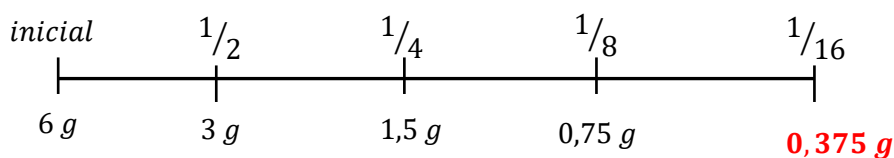
$$m = \frac{6}{16}$$

$$m = 0,375 \text{ g}$$

Mas podemos realizar por uma outra maneira, basta dividir o tempo total pelo tempo de meia – vida, então:

$$\frac{20}{5} = 4 \text{ meias – vidas}$$

Utilizando a definição de meia – vida, temos que:



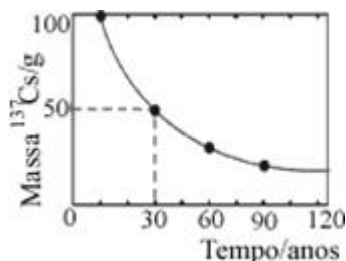
Então a massa restante é de 0,375 g

ATIVIDADE 5

1) O cério-137 possui meia-vida de 30 anos. Se tivermos 12 g desse elemento, após quanto tempo essa massa será reduzida para 0,75 g?

- (a) 30 anos.
- (b) 60 anos.
- (c) 90 anos.
- (d) 120 anos.
- (e) 150 anos.

2) (Vunesp-SP) Em Goiânia, 100 g de $^{137}\text{CsCl}$ foram liberados de uma cápsula, antes utilizada em radioterapia, e causaram um grave acidente nuclear. O gráfico representa a cinética de desintegração desse isótopo.



Para o ^{137}Cs , o tempo de meia-vida e o tempo para que 87,5% tenha se desintegrado são, em anos, respectivamente:

- (a) 60 e 30.
- (b) 30 e 7,5.
- (c) 60 e 90.
- (d) 30 e 90.
- (e) 120 e 60.

3) (FESP-SP) Bomba de cobalto é um aparelho muito usado na radioterapia para tratamento de pacientes, especialmente portadores de câncer. O material radioativo usado nesse aparelho é o $_{27}^{60}\text{Co}$, com um período de meia-vida de aproximadamente 5 anos.

Admita que a bomba de cobalto foi danificada e o material radioativo exposto à população. Após 25 anos, a atividade deste elemento ainda se faz sentir num percentual, em relação à massa inicial, de:

- (a) 3,125%.
- (b) 6%.
- (c) 0,31%.
- (d) 31,25%.
- (e) 60%.

7 – CONSIDERAÇÕES FINAIS

Devemos considerar: Reações que liberam calor causam aumento da temperatura ambiente e são denominadas exotérmicas; reações que absorvem calor causam diminuição da temperatura ambiente e são denominadas endotérmicas.

Estudamos, nessa Orientação de Estudos, que a energia necessária para realização das transformações que nos cercam, inclusive aquelas que ocorrem dentro de nós, vem, em última instância, das diversas reações químicas. Na unidade anterior, vimos também que certas reações químicas, vitais para o funcionamento do nosso organismo, são muito lentas e, por isso, faz-se necessária a participação de catalisadores para acelerar o processo.

8 – RESUMO

Nessa Orientação de Estudos, o estudante compreendeu métodos diferentes para prever a variação de entalpia de diversos processos, dentre elas a Lei de Hess e a Energia de Ligação.

O aluno pôde compreender que as reações ocorrem com velocidades distintas e que vários fatores influenciam na velocidade das reações, e podemos associar ao nosso cotidiano.

Um grande exemplo de cinética, é a própria cinética radioativa, onde temos o tempo de meia-vida, que é o tempo necessário para que a substância se reduza a metade da massa inicial.

9 – INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS

PERUZZO, Francisco Miragaia – **Química na abordagem do cotidiano** / Francisco Miragaia Peruzzo, Eduardo Leite do Canto. – 4. Ed. – São Paulo: Moderna, 2006.

FELTRE, Ricardo. **Fundamentos de Química**: vol. único. 4ª.ed. São Paulo: Moderna, 2005.

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Completamente Química, Ciências, Tecnologia & Sociedade**. São Paulo: Editora FTD S.A., 2001

BRAGA, Marco; GUERRA, Andréia & REIS, José Cláudio. **Breve História da Ciência Moderna: convergência de saberes (Idade Média)**. Rio de Janeiro, Jorge Zahar, 2003.

CHASSOT, Áttico. **A Ciência através dos tempos**. São Paulo: Moderna, 1994. 189 p.

USBERCO, J.; Salvador, E. **Conecte Química – Físico-química**. volume 2; 1ª edição; São Paulo: Saraiva, 2011. 461p.

Cinética química: reações químicas: rapidez e influências – UOL Educação.

<https://educacao.uol.com.br/disciplinas/quimica/cinetica-quimica-reacoes-quimicas-rapidez-e-influencias.htm> - acesso em 12 fev 2021 .

Cinética Química. Cinética Química e a velocidade das reações químicas.

<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/cinetica-quimica.htm> - acesso em 12 fev 2021.

O que é meia-vida? – Brasil Escola.

<https://brasilecola.uol.com.br/o-que-e/quimica/o-que-e-meia-vida.htm> - acesso em 13 fev 2021.

Cálculos envolvendo meia-vida – Mundo Educação.

<https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/calculos-envolvendo-meia-vida.htm> - acesso em 13 fev 2021.