

# AULA 3



## ENERGIA CINÉTICA E TEMPERATURA

**Autora: Izabela Gonçalves da Silva**

**Disciplina: Tecnologia Digital da Informação e Comunicação**



Olá Pessoal!

Terminamos nossa aula 1 assistindo um vídeo muito legal mostrando várias transformações químicas. Cada uma das transformações mostradas tinha uma reação correspondente. Se você quiser relembrar o vídeo, está ao lado.



<http://kaywa.me/mYxg5>

### 1. Como será que as reações ocorrem?

Existem alguns fatores que são fundamentais para que uma reação química ocorra. Vamos assistir a um vídeo que explique isso melhor?



<http://kaywa.me/m9ZSj>

Resumindo então o que o vídeo mostrou:

Para duas (ou mais) substâncias reagirem quimicamente, são necessárias duas condições:

- a) É primordial que as moléculas dos reagentes sejam postas em contato do modo mais eficaz possível.
  
- b) É fundamental, também, que os reagentes tenham certa afinidade química, ou seja, uma tendência natural para reagir. Afinidade química, enfim, é um fator que depende da própria natureza das substâncias envolvidas na reação.

A partir do estudo dos fatores que influem na velocidade das reações, os cientistas imaginaram uma explicação simples para o modo pelo qual são quebradas as moléculas dos reagentes e são formadas as moléculas dos



produtos de uma reação, é a chamada **teoria das colisões**, que o vídeo explicou como condições “acessórias” para que uma reação ocorra. O vídeo usou o exemplo de  $\text{Cl}_2$  e  $\text{H}_2$  para mostrar como deve ocorrer essa colisão. Aqui usaremos o exemplo do  $\text{I}_2$  e  $\text{H}_2$ .

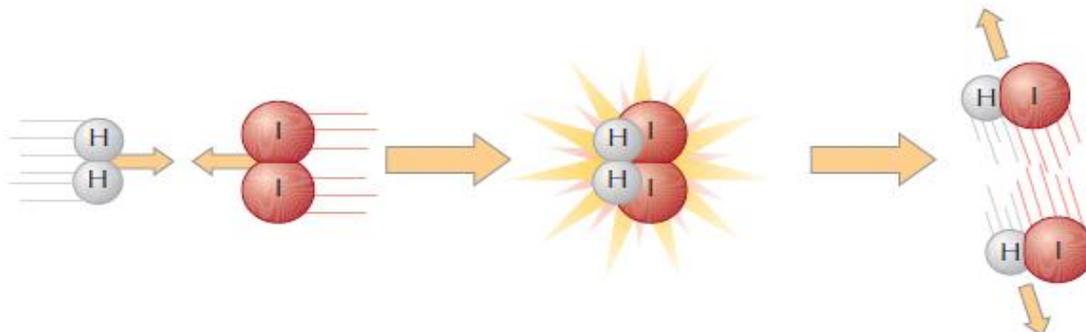


Figura 1 Colisão entre moléculas de  $\text{I}_2$  e  $\text{H}_2$ .

As 2 condições acessórias são:

- As partículas devem colidir entre si.
- A colisão deve ocorrer numa orientação favorável e com energia suficiente para romper as ligações existentes nos reagentes, a chamada **energia de ativação**.

## 2. Energia de Ativação e Complexo Ativado

→ **Energia de Ativação** é a quantidade mínima de energia necessária para que a colisão entre as partículas dos reagentes, feita numa orientação favorável, seja efetiva e resulte em reação.

Quando a colisão entre as partículas dos reagentes ocorre numa orientação favorável e com energia igual ou superior à energia de ativação, forma-se primeiramente uma estrutura instável e intermediária entre os reagentes e os produtos, chamada de **complexo ativado**.

→ **Complexo ativado** de uma reação é uma estrutura intermediária e instável entre os reagentes e os produtos.

Pela teoria do complexo ativado admite-se que, no instante do choque, ocorre um progressivo enfraquecimento das ligações entre as moléculas iniciais e um fortalecimento das ligações entre as moléculas finais.



## Aula 3 Energia Cinética e Temperatura

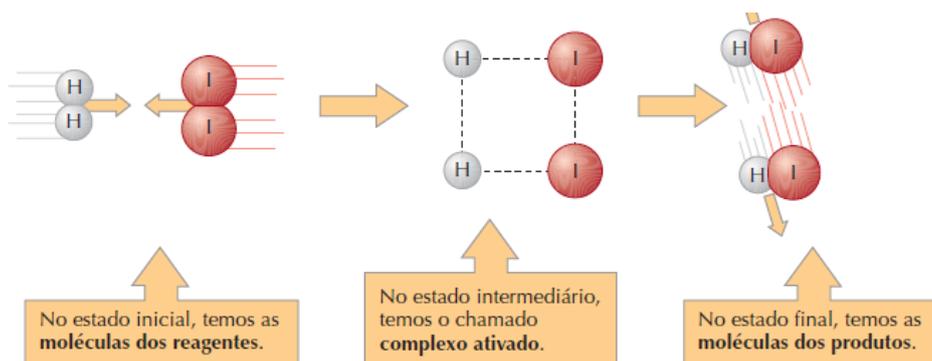


Figura 2 Formação do Complexo Ativado

É interessante notar que um pedaço de carvão não pega fogo sozinho: é necessário aquecê-lo um pouco, até fazê-lo atingir um estado incandescente, e somente daí em diante ele queimará sozinho. Esse “empurrão” inicial é necessário em muitas reações; por exemplo, quando atritamos um fósforo para acendê-lo ou usamos o mesmo fósforo para acender o gás de um fogão. O “empurrão” inicial é necessário para levar os reagentes a um estado ativado, em que se forma o complexo ativado.

Outro exemplo é o air bag, pois a formação de uma faísca, produzida na colisão do carro, é suficiente para fornecer a energia mínima para fazer reagir nitreto de sódio o óxido de ferro III, produzindo gás nitrogênio, que é o gás responsável por inflar a bolsa. Abaixo está a reação correspondente:



Figura 3 Fósforo e Air Bag: Exemplos do Cotidiano

Que tal fazermos uma simulação do uso do air bag para entendermos melhor esta questão?

Acesse a simulação ao lado e confira: → → → → → → → → →



<http://kaywa.me/z7YOE>



### Aula 3 Energia Cinética e Temperatura



Outra maneira de definir energia de ativação seria a energia necessária para que os reagentes se transformem em complexo ativado. Os reagentes possuem determinada quantidade de energia (energia própria dos reagentes,  $E_{pr}$ ). Supondo que a energia necessária para que a reação tenha início seja uma energia  $E$ , então a energia de ativação,  $E_{at}$ , será igual à diferença:  $E - E_{pr}$ .

$$E_{\text{ativação}} = E_{\text{necessária para que a reação se inicie}} - E_{\text{própria dos reagentes}}$$

Os produtos agora formados também possuem certa quantidade de energia (energia própria dos produtos,  $E_{pp}$ ). Quando o complexo ativado (instável) se rearranja para formar os produtos, ocorre sempre uma liberação de energia, que pode ser calculada pela diferença:

$E - E_{pp}$ . Desse modo, podemos concluir:

- Se a diferença  $E - E_{pp}$  for maior que a energia de ativação, a reação será exotérmica:

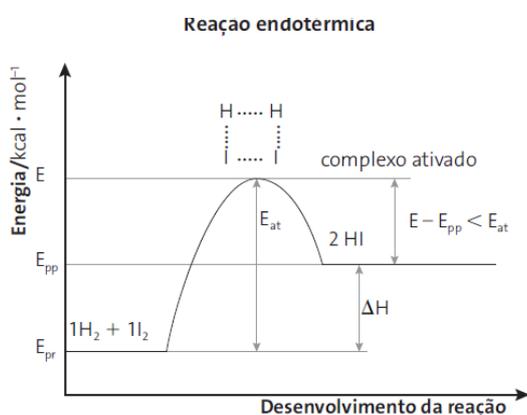
**$E - E_{pp} > E_{at}$  V reação exotérmica.**

- Se a diferença  $E - E_{pp}$  for menor que a energia de ativação, a reação será endotérmica:

**$E - E_{pp} < E_{at}$  V reação endotérmica.**

### 3. Gráfico da Energia de Ativação

Independentemente de a reação química ser exotérmica ou endotérmica, os reagentes sempre vão necessitar de uma energia de ativação para atingir o complexo ativado. Observe os gráficos a seguir



O gráfico mostra a energia envolvida na reação entre gás hidrogênio,  $H_2(g)$ , e gás iodo,  $I_2(g)$ :



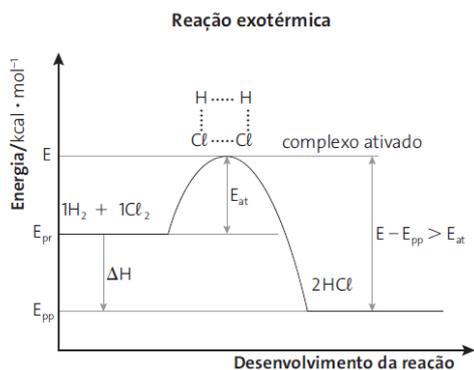
$$\Delta H = +12,4 \text{ kcal}$$

**Reação Endotérmica**

Figura 4 - Gráfico Reação Endotérmica



## Aula 3 Energia Cinética e Temperatura



O gráfico mostra a energia envolvida na reação entre gás hidrogênio,  $\text{H}_2(\text{g})$ , e gás cloro,  $\text{Cl}_2(\text{g})$ :



$$\Delta H = -44,2 \text{ kcal}$$

**Reação Exotérmica**

Figura 5 - Gráfico Reação exotérmica

A energia de ativação representa um obstáculo na transformação de reagentes em produtos. A reação só será efetuada se esse obstáculo for transposto, isto é, se as moléculas das substâncias reagentes adquirirem energia de ativação. Quanto menor for a energia de ativação a ser adquirida, mais fácil e rapidamente ocorrerá a reação e vice-versa.

Mas o que isso tem haver com energia cinética e temperatura (tema da nossa aula)?

### 4. Energia Cinética e Reação Química

Se as partículas precisam colidir elas devem ir ao encontro uma das outras, logo precisam adquirir energia cinética. Energia cinética de uma maneira geral, é a energia que os corpos em movimento possuem. Durante uma reação química, as partículas de reagente envolvidas realizam o movimento cinético. Toda reação química só ocorre a partir do momento em que houver uma interação (colisão) entre tais partículas e consequente transferência de energia. Portanto, podemos dizer que a cinética faz parte do mundo químico no que diz respeito ao contato entre os componentes de um processo.

Matemática Básica:

Um maior número de choques por segundo implicará um maior número de moléculas reagindo e, portanto, maior velocidade da reação. É claro que todos os fatores que aumentam a velocidade e o número de choques entre as moléculas irão facilitar e, conseqüentemente, aumentar a velocidade das reações químicas. O estudo da velocidade das reações e dos fatores que influenciam nessa velocidade é chamado de **Cinética Química**. Preparamos um vídeo que mostra um desses fatores: Adivinha qual fator escolhemos? A temperatura!!!!



### 5. Efeito da Temperatura sobre a velocidade das reações



<http://kaywa.me/u5VYZ>

Viu como ficou fácil entender como o comprimido se dissolveu mais rapidamente em água quente? Embora o vídeo não tenha mostrado exatamente uma reação química, a explicação segue a mesma lógica: sendo a temperatura uma medida da agitação térmica das partículas de uma substância, um aumento de temperatura representa diretamente um aumento de agitação dessas partículas. Agitando-se mais rápida e intensamente, as partículas vão colidir com maior frequência, o que acarretará um aumento na taxa de desenvolvimento da reação, assim como na dissolução do comprimido.

#### Resumindo

O aumento da temperatura implica → aumento da energia cinética → aumento do número de partículas com energia maior ou igual à energia de ativação → aumento do número de colisões efetivas → aumento da taxa de desenvolvimento da reação.

Uma observação corriqueira, em nosso dia-a-dia, é o fato de que um aumento da temperatura sempre acarreta um aumento na velocidade das reações. Podemos observar isso, por exemplo, quando aumentamos a chama do fogão para cozer os alimentos mais depressa ou quando usamos a panela de pressão para atingir temperaturas mais altas e acelerar o cozimento; ou, ao contrário, quando usamos a geladeira para diminuir a velocidade de deterioração dos alimentos.



Figura 5 Alimentos na geladeira.



Outro exemplo é o nosso próprio metabolismo, que se acelera quando praticamos um esporte; nesse caso, as reações do organismo se tornam mais rápidas, consumindo mais rapidamente, por exemplo, os carboidratos de nosso corpo. Ao contrário, os animais que hibernam, em regiões frias, têm a temperatura de seus corpos reduzida, exatamente para reduzir o consumo da gordura de seus organismos.

Devemos reconhecer que a temperatura é um dos fatores que mais influenciam na velocidade de uma reação. De fato, um aumento de temperatura aumenta não só a frequência dos choques entre as moléculas reagentes como também a energia com que as moléculas se chocam. Desse modo, como resultado da teoria das colisões aumenta a probabilidade de as moléculas reagirem, ou seja, aumenta a velocidade da reação.

### Bibliografia

- FELTRE, Ricardo. **Química**. 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004. 3 v.
  - FONSECA, Marta Reis Marques da. **Química**. São Paulo: Ática, 2013. 3 v.
  - FTD, Educação. **Transformações Químicas - Manual do Mundo**. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=OpO7541XQwo>>. Acesso em: 19 jul. 2016.
  - SILVA, Izabela Gonçalves da. **Cinética Química**. Disponível em: <[https://www.youtube.com/watch?v=Ory\\_A6RYPUC](https://www.youtube.com/watch?v=Ory_A6RYPUC)>. Acesso em: 26 jul. 2016.
  - SILVA, Izabela Gonçalves da. **Cinética Química e a Influência da Temperatura**. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=TbN5c424CDs>>. Acesso em: 19 jul. 2016.
  - TEIXEIRA, Mariane Mendes. **Energia Cinética**. Disponível em: <<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/fisica/energia-cinetica.htm>>. Acesso em: 18 jul. 2016.
  - USBERCO, João; SALVADOR, Edgard. **Química**. 5. ed. São Paulo: Saraiva, 2002. 1 v.
  - USP, Laboratório Virtual da. **Os Airbags**. Disponível em: <[http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim\\_qui\\_airbags.htm](http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_airbags.htm)>. Acesso em: 28 jul. 2016.
-