



2020 - 2022



CINÉTICA QUÍMICA





CINÉTICA QUÍMICA

As reações químicas também podem ter velocidade! Não fique pra trás no vestibular com as nossas aulas de Cinética Química.

Esta subárea é composta pelo módulo:

- 1. Introdução à Cinética Química**
- 2. Velocidade Média**
- 3. Leis de Velocidade**



INTRODUÇÃO À CINÉTICA QUÍMICA

Reações químicas levam tempo para acontecer e, como consequência disso, é possível dizer que cada reação tem uma **velocidade** de acontecimento.

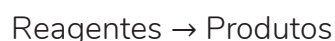
Já parou pra pensar que o processo por trás da ferrugem é uma reação lenta? E como o ato de riscar um fósforo provoca uma reação rápida? Afinal, por que reações químicas diferenciam em velocidade?

A cinética química é a área que estuda como as reações químicas ocorrem, os fatores que alteram a rapidez da reação e o seu desenvolvimento. Em linhas gerais temos que:



A **cinética química** estuda a **velocidade das reações** e os **fatores que a influenciam**. Também estuda o **mecanismo da reação** e a possibilidade de **controlar** a sua velocidade, tornando as reações mais rápidas ou mais lentas.

Reações químicas são expressas por equações químicas. Nas equações químicas enunciamos a transformação de reagentes em produtos:



Essas reações podem levar poucos segundos ou até horas para ocorrer. E isso nos leva a questionar: quando que uma reação química pode ocorrer e quais são os fatores que irão determinar sua velocidade?

CONDIÇÕES PARA QUE UMA REAÇÃO OCORRA

Para a ocorrência de uma reação química, existem alguns critérios. São eles:

1. Reagentes devem estar em contato;
2. Afinidade química entre as espécies químicas envolvidas;
3. As partículas fundamentais (átomos, moléculas ou íons) dos reagentes devem colidir entre si de maneira efetiva;
4. Além da orientação efetiva, a colisão precisa ter energia suficiente para que ligações químicas sejam rompidas e levem a formação dos produtos.

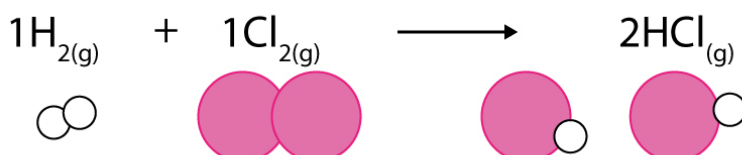


Afinidade Química

É a capacidade que uma substância tem de reagir com a outra, afinal, para que seja possível ocorrer uma reação química não basta unir um reagente qualquer com outro. É necessário que os reagentes em questão tenham afinidade entre eles. Por exemplo, o sódio metálico reage violentamente em água, já o ferro metálico não. Isso se deve às características químicas de cada elemento. Alguns outros exemplos são as reações de neutralização, onde ácidos tem afinidade com bases, e reações de oxirredução, onde agentes redutores tem afinidade com reagentes oxidantes.

Teoria das Colisões

Para que a reação química ocorra, as moléculas dos reagentes devem colidir umas com as outras de modo efetivo. Veja o modelo de reação química para formação de HCl gasoso, a partir de gás cloro e gás hidrogênio:



A orientação das moléculas na colisão precisa ser favorável para que a reação ocorra. Abaixo, temos demonstrações das orientações possíveis na hora da colisão:

Algumas orientações possíveis durante a colisão	Resultado
	Orientação desfavorável: a colisão não é efetiva e não ocorre reação.
	Orientação desfavorável: a colisão não é efetiva e não ocorre reação.
	Orientação favorável: a colisão pode ser efetiva e pode ocorrer reação.

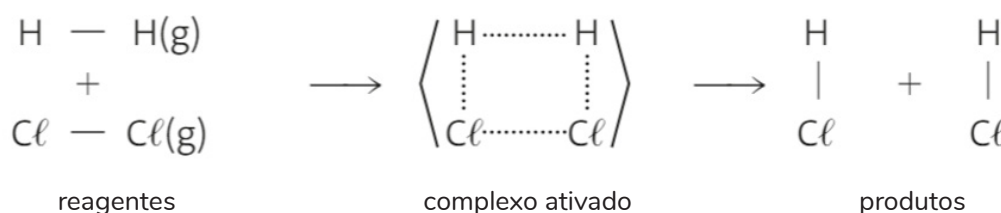


Energia de Ativação e Complexo Ativado

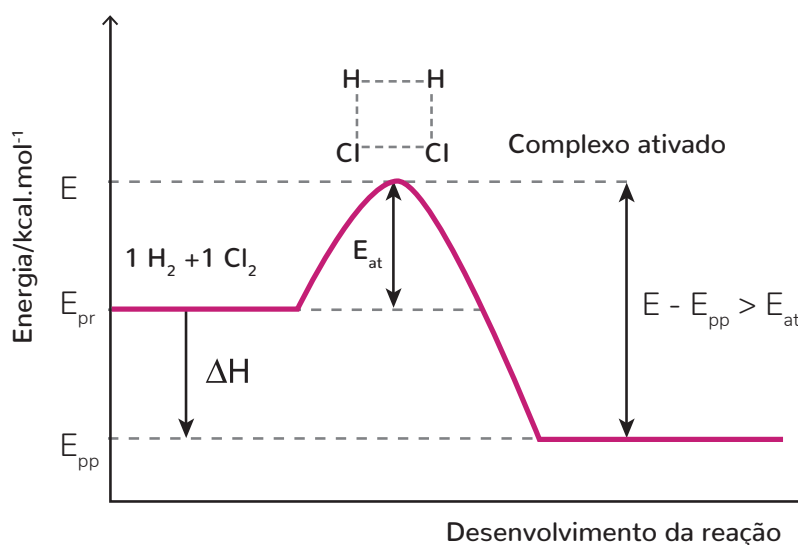
Após a colisão entre as partículas dos reagentes, para que ocorra reação química é necessário que sejam rompidas as ligações químicas. Para isso, é importante uma energia suficiente, chamada de **energia de ativação**, responsável por tornar a colisão efetiva.

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

A **energia dos choques** das moléculas precisa ser igual ou superior à **energia de ativação**. Quando este for o caso, existe por um breve período de tempo uma espécie intermediária entre reagentes e produtos. Essa espécie é chamada de **complexo ativado**, e é extremamente instável. No caso do HCl, temos o seguinte:



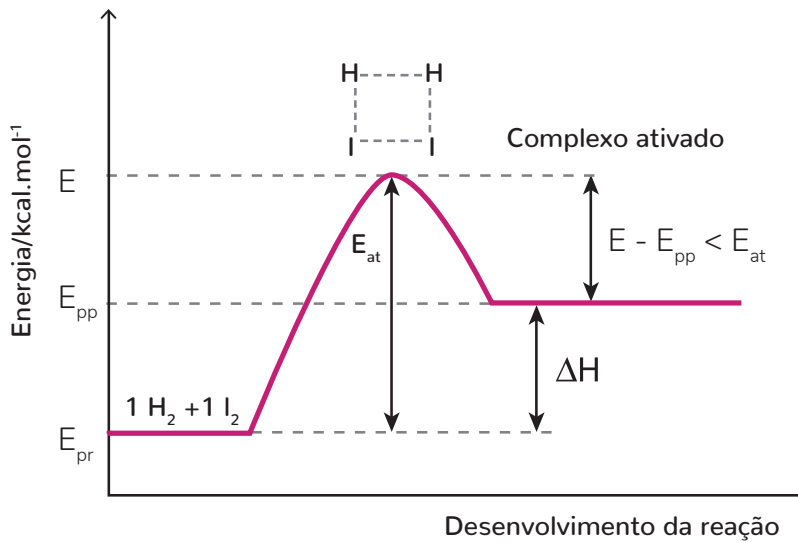
Vemos no gráfico da reação entre $\text{H}_{2(\text{g})}$ e $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ que a **energia de ativação** corresponde ao **ponto máximo de energia** entre produtos e reagentes. Observa-se que para formação dos produtos é preciso fornecer energia para passar pela barreira da energia de ativação.



O símbolo E_{at} refere-se a energia de ativação, e podemos tirar pelo gráfico que $E_{\text{at}} = E - E_{\text{pr}}$. Esse gráfico fala também sobre a entalpia da reação. Quando a energia dos reagentes (E_{pr}) é superior à energia dos produtos (E_{pp}) temos uma reação exotérmica. Isso se deve pela diferença de energia entre produtos e reagentes ser liberada na forma de calor. ($E_{\text{pp}} < E_{\text{pr}}$: reação exotérmica).



No gráfico abaixo temos o oposto. Veja o gráfico do desenvolvimento da reação entre H_2 e I_2 para formação de HI:



Neste caso, a reação química é endotérmica. Vemos que a energia dos produtos é superior à energia dos reagentes ($E_{pp} > E_{pr}$: reação endotérmica). Em reações endotérmicas é necessário fornecer ainda mais energia para que a reação ocorra. Podemos ver que a energia de ativação nesse caso é maior que no caso anterior. O cálculo para energia de ativação ainda se obedece: $E_{at} = E - E_{pr}$.

Importante frisar que quanto **menor a energia de ativação, mais rápida será a reação**. O oposto também é válido.

FATORES QUE INFLUENCIAM A VELOCIDADE DAS REAÇÕES

Você já percebeu que quando a temperatura aumenta o cozimento do alimento é mais rápido, não é mesmo? Nas reações química temos como os principais fatores que influenciam em sua velocidade a temperatura, pressão, concentração dos reagentes, superfície de contato e a presença de catalisadores.

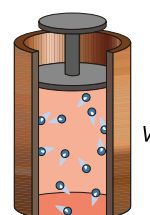
Temperatura

Com o aumento da temperatura, a energia cinética das moléculas aumenta, ocasionando em um número maior de colisões. Normalmente o acréscimo de temperatura aumenta a velocidade da reação.

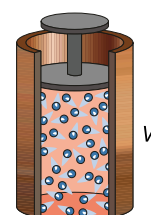
Pressão

Com o aumento da pressão de um sistema gasoso, o volume do sistema irá diminuir, possibilitando um maior número de colisões efetivas, e por consequência, a velocidade da reação aumentará.

Reação lenta



Reação rápida

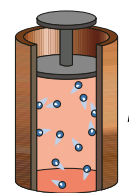




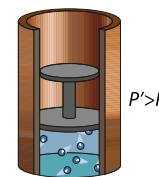
Concentração de reagentes

Quanto maior a concentração dos reagentes, maior será a probabilidade de ocorrerem colisões efetivas, e por consequência, maior será a velocidade da reação.

Reação lenta



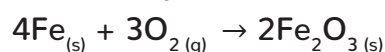
Reação rápida



Superfície de contato

Quanto maior a área em contato entre os reagentes, maior será a velocidade da reação. Exemplo:

Oxidação do ferro



Ferro em barra: reação lenta



Limalha de ferro: reação rápida

Catalisadores

Os catalisadores participam na formação do complexo ativado, diminuindo a energia de ativação da reação necessária. Ao diminuir a energia de ativação, aumenta-se a velocidade da reação. Os catalisadores não são consumidos no processo. Eles participam da reação apenas na diminuição da energia de ativação, sendo integralmente recuperados ao final da reação.

Na figura abaixo podemos ver como um catalisador alteraria o gráfico de uma reação.

