

**Velocidade (rapidez) média de formação de um produto ou de consumo de um reagente**

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

em que:  $|\Delta \text{ quantidade}|$  = módulo da variação da quantidade de um reagente ou produto, isto é,  $|\text{quantidade final} - \text{quantidade inicial}|$ .

$\Delta \text{ tempo}$  = intervalo de tempo no qual ocorreu a variação  $\Delta \text{ quantidade}$ .

**Efeito da concentração dos reagentes sobre a velocidade**

Quanto **maior** for a concentração dos reagentes, **maior** será a velocidade de uma reação química.

**Efeito da temperatura sobre a velocidade**

Quanto **maior** a temperatura, **maior** será a velocidade de uma reação química.

**Efeito da superfície de contato sobre a velocidade**

Em reações das quais participam reagentes que se encontram em diferentes fases, a velocidade será tanto maior quanto maior for a superfície de contato entre essas fases.

**Efeito do catalisador sobre a velocidade**

**Catalisador** é uma substância que aumenta a velocidade de uma reação química sem ser efetivamente consumida no processo.

**Catálise** é o nome dado ao aumento de velocidade provocado pelo catalisador.

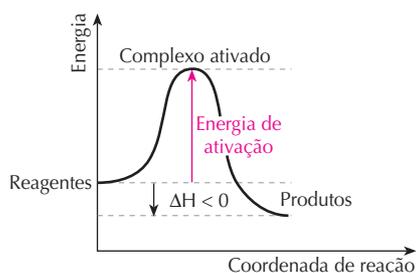
**Teoria das colisões**

**Colisão eficaz** ou **efetiva** é aquela colisão entre moléculas dos reagentes que conduz à formação de produto.

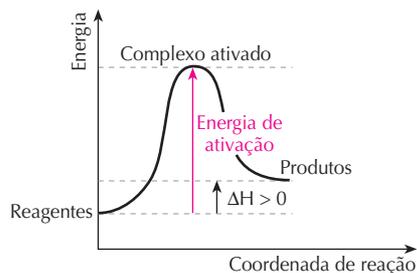
Para que uma colisão entre moléculas de reagentes seja eficaz é necessário que ela ocorra com geometria adequada e energia suficiente.

**Energia de ativação** é o valor mínimo de energia que as moléculas de reagentes devem possuir para que uma colisão entre elas seja eficaz.

**Reação exotérmica**

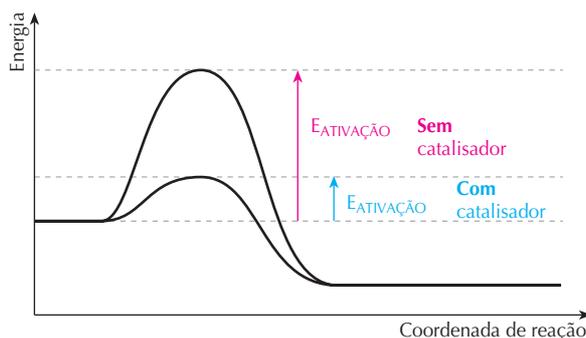


**Reação endotérmica**



Quanto **maior** for a energia de ativação, **mais lenta** será a reação.

Um **catalisador** aumenta a velocidade de uma reação, pois **abaixa a energia de ativação**.



## Lei de velocidade ou lei cinética



$$v = k \cdot [X]^m \cdot [Y]^n$$

$m$  = ordem da reação em relação a X

$n$  = ordem da reação em relação a Y

$m + n$  = ordem global da reação

com:

$v$  = velocidade (rapidez) da reação;

$k$  = constante de velocidade (característica da reação e da temperatura);

[X] e [Y] = concentração em mol/L dos reagentes X e Y;

$m$  e  $n$  = expoentes *determinados experimentalmente*.

## Teoria das colisões e lei cinética

### Reações elementares

**Reação elementar** é aquela em que moléculas de produtos se formam após uma única colisão eficaz entre moléculas de reagentes.

Para uma **reação elementar**  $aA + bB \rightarrow \text{produtos}$ , a lei cinética é  $v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$ , em que  $a$  e  $b$  são os números de moléculas de A e B que sofrem a colisão que resulta em reação.

### Reações não-elementares

Reação **não-elementar** é a que ocorre por meio de duas ou mais etapas elementares.

**Mecanismo de reação** é o conjunto de reações elementares que compõe uma reação química.

Numa **reação não-elementar** a velocidade da reação global é igual à velocidade da **etapa mais lenta** do mecanismo.