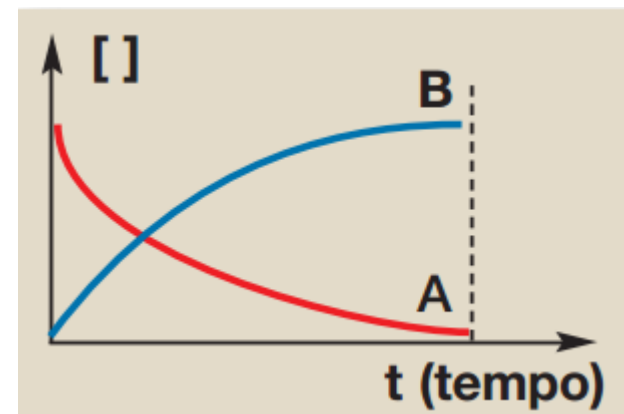



Normalmente, a concentração é indicada em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (molaridade), sendo representada por um colchete $[]$, que contém a fórmula da substância.

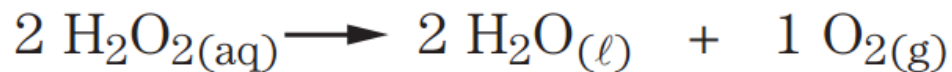


Velocidade média de uma reação

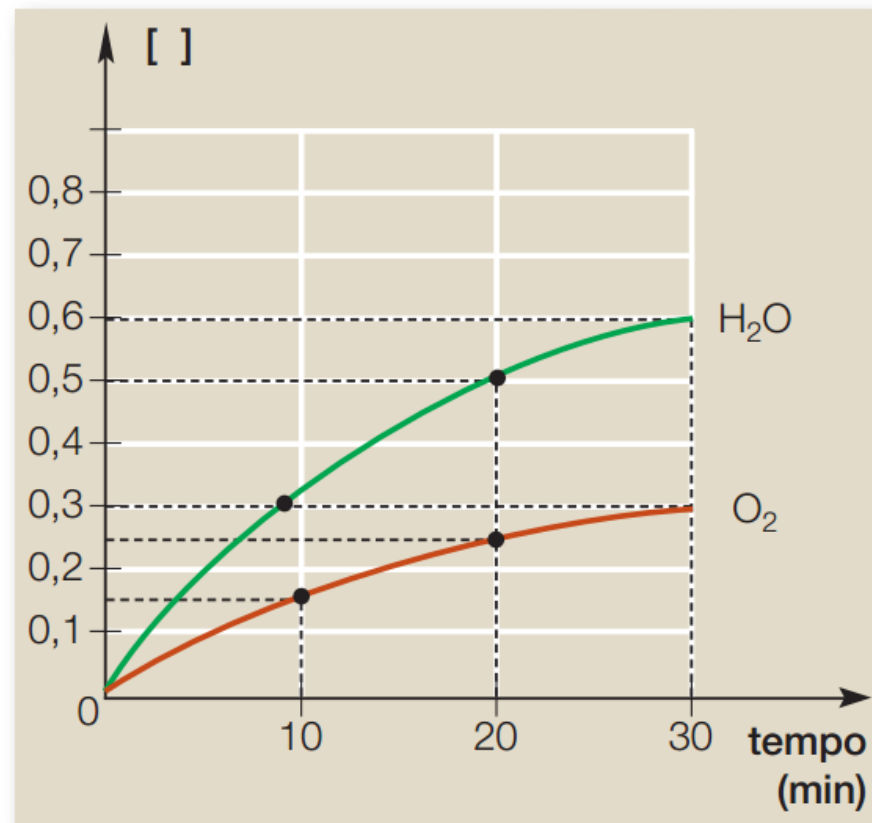

$$V_m = \text{velocidade média de uma reação} = \frac{\text{variação da concentração}}{\text{variação de tempo (intervalo)}}$$

A expressão da velocidade média será dada por:

$$V_m = \frac{\Delta [\]}{\Delta t} = \frac{\Delta [\]}{\Delta t} = \frac{[\text{final}] - [\text{inicial}]}{t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}}$$



t = 0 min	0,8 mol/L	0	0
	gastos	formados	formados
Trecho I	0,3 mol/L	0,3 mol/L	0,15 mol/L
t = 10 min	0,5 mol/L	0,3 mol/L	0,15 mol/L
	gastos	formados	formados
Trecho II	0,2 mol/L	0,2 mol/L	0,1 mol/L
t = 20 min	0,3 mol/L	0,5 mol/L	0,25 mol/L
	gastos	formados	formados
Trecho III	0,1 mol/L	0,1 mol/L	0,05 mol/L
t = 30 min	0,2 mol/L	0,6 mol/L	0,3 mol/L



consumo de H₂O₂

$$V_m = \frac{-(0,5 - 0,8)}{10}$$

$$V_m = 0,03 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

formação de H₂O

$$V_m = \frac{(0,3 - 0)}{10}$$

$$V_m = 0,03 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$


formação de O₂

$$V_m = \frac{(0,15 - 0)}{10}$$

$$V_m = 0,015 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

$$V_{\text{m reação}} = \frac{V_{\text{m H}_2\text{O}_2}}{2} = \frac{V_{\text{m H}_2\text{O}}}{2} = \frac{V_{\text{m O}_2}}{1} = 0,015 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

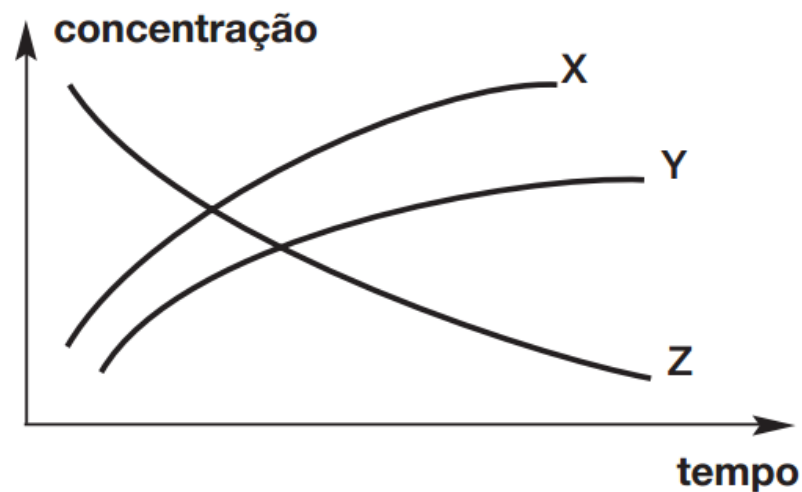



$$V_{\text{m reação}} = \frac{V_{\text{m A}}}{a} = \frac{V_{\text{m B}}}{b} = \frac{V_{\text{m C}}}{c}$$

- 1.** (Cesgranrio-RJ) O gráfico ao lado representa a variação das concentrações das substâncias **X**, **Y** e **Z** durante a reação em que elas tomam parte.

A equação que representa a reação é:

- | | |
|------------------------------|------------------------------|
| a) $X + Z \longrightarrow Y$ | d) $Y \longrightarrow X + Z$ |
| b) $X + Y \longrightarrow Z$ | e) $Z \longrightarrow X + Y$ |
| c) $X \longrightarrow Y + Z$ | |




CONDIÇÕES PARA OCORRÊNCIA DE REAÇÕES

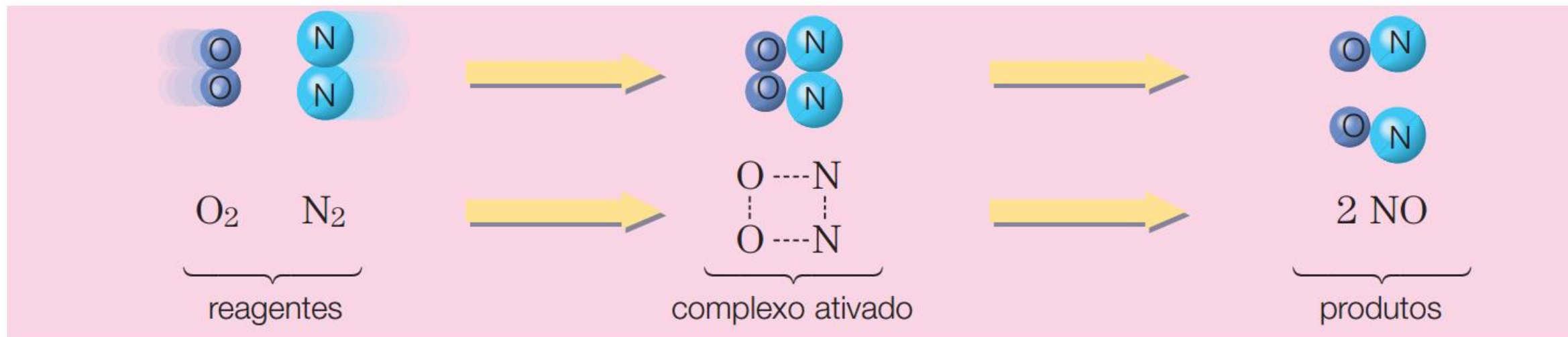
TEORIA DA COLISÃO

choques eficazes

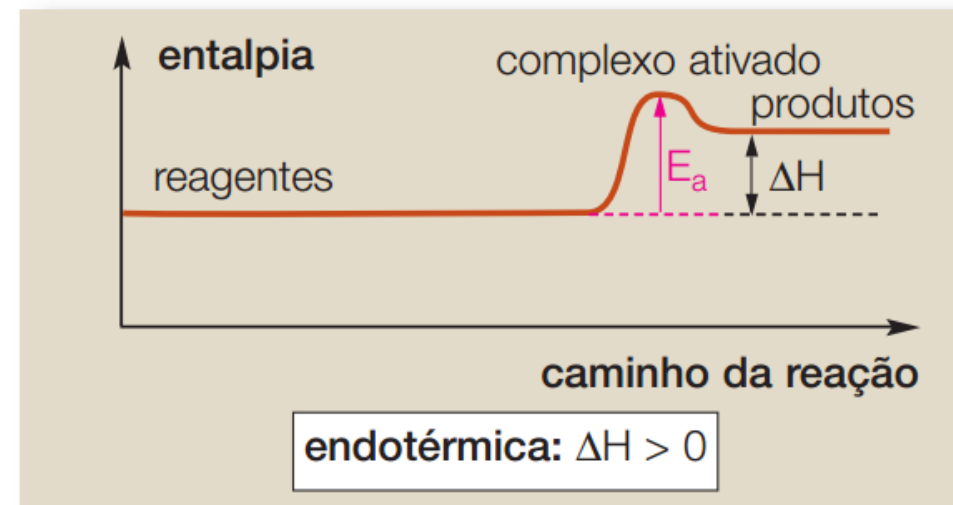
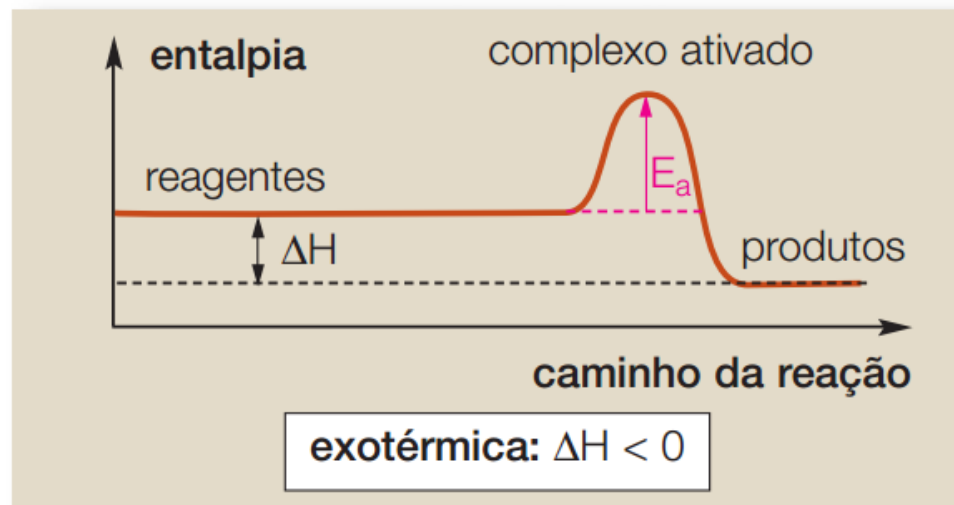
No momento em que ocorre o choque em uma posição favorável, forma-se uma estrutura intermediária entre os reagentes e os produtos denominada complexo ativado.



Complexo ativado é o estado intermediário (estado de transição) formado entre reagentes e produtos, em cuja estrutura existem ligações enfraquecidas (presentes nos reagentes) e formação de novas ligações (presentes nos produtos).



Energia de ativação (E_a) é a menor quantidade de energia necessária que deve ser fornecida aos reagentes para a formação do complexo ativado e, conseqüentemente, para a ocorrência da reação.



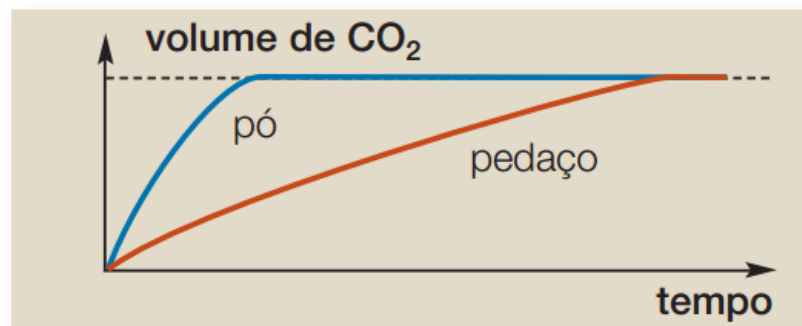
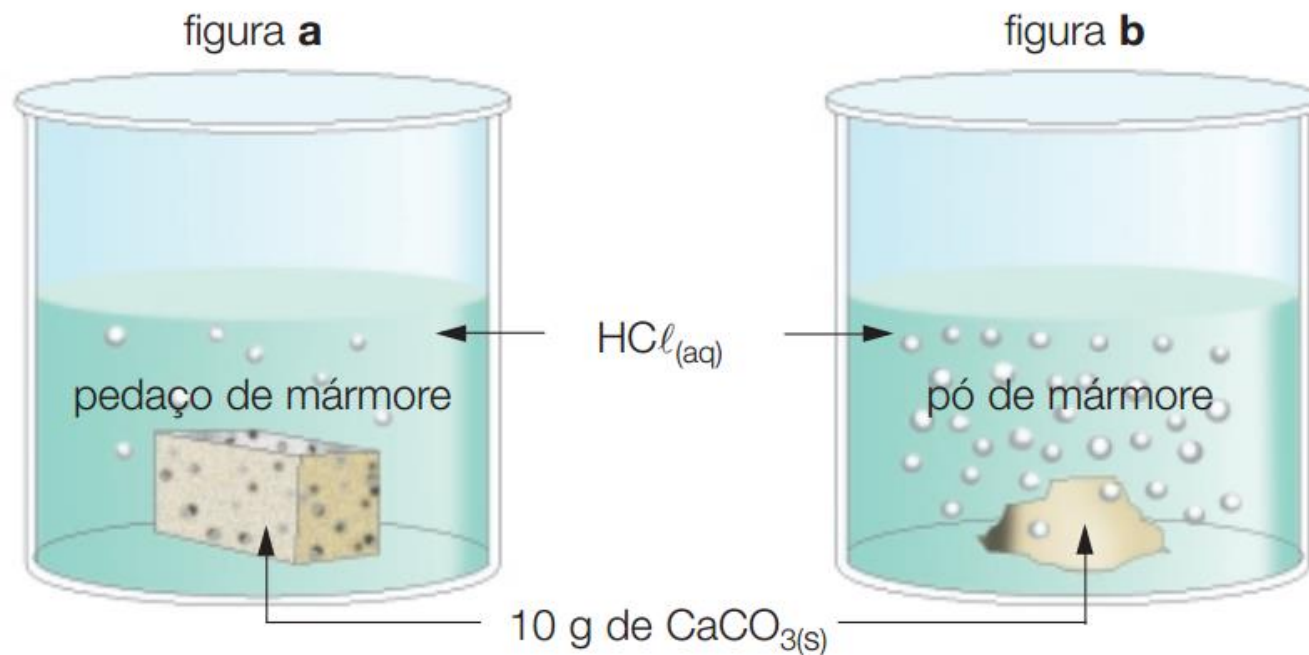
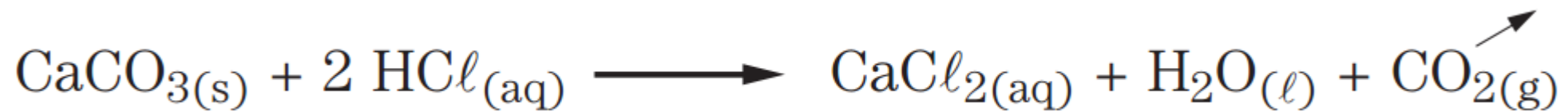
Os fósforos que usamos diariamente só entram em combustão quando atritados; nesse caso, a E_a é obtida a partir do atrito.

FATORES QUE INFLUENCIAM A VELOCIDADE DE UMA REAÇÃO


Superfície de contato



Quanto maior a superfície de contato dos reagentes, maior a velocidade da reação.



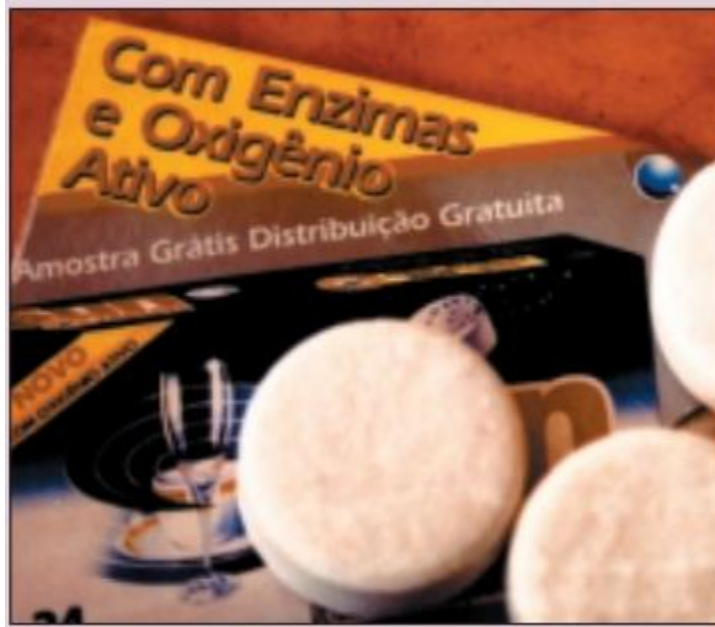
Temperatura



Regra de Van't Hoff: um aumento de 10 °C faz com que a velocidade da reação dobre.

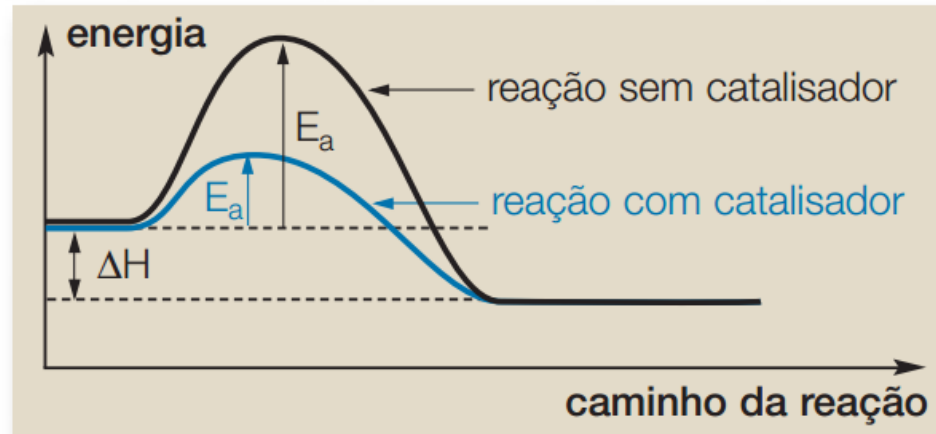
Temperatura	5 °C	15 °C	25 °C
Velocidade	V	2 V	4 V

Catalisador - enzimas



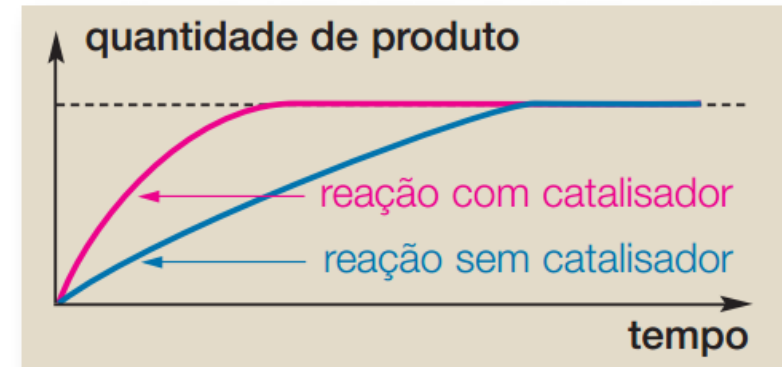
Alguns produtos de limpeza contêm enzimas que facilitam a quebra de moléculas de substâncias responsáveis por manchas nos tecidos.

Catalisadores: substâncias capazes de acelerar uma reação sem sofrerem alteração permanente, isto é, não são consumidas durante a reação.


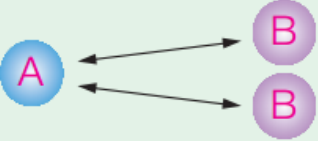
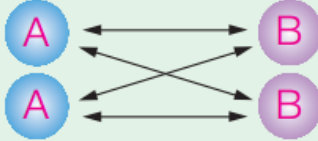
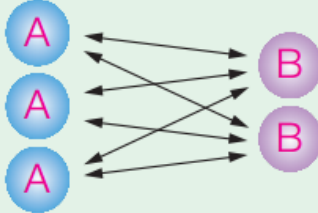


Observações:

1. Um catalisador acelera a reação, mas não aumenta seu rendimento, isto é, ele produz a mesma quantidade de produto, mas num período de tempo menor.
2. O catalisador não altera o ΔH da reação.
3. Um catalisador acelera tanto a reação direta quanto a inversa, pois diminui a energia de ativação de ambas.



Concentração dos reagentes

	1ª situação	2ª situação	3ª situação	4ª situação
				
possibilidades de colisão entre A e B	1	2	4	6
		Ao dobrar a concentração de B , o nº de colisões dobra.	Ao dobrar as concentrações de A e B , o nº de colisões aumenta 4 vezes.	Ao dobrar a concentração de B e triplicar a concentração de A , o nº de colisões aumenta 6 vezes.

LEI DA VELOCIDADE

Para uma reação genérica $a A + b B \longrightarrow c C$, temos a seguinte expressão da lei da velocidade:

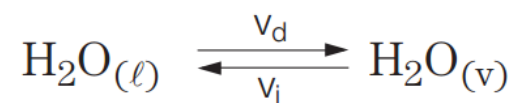
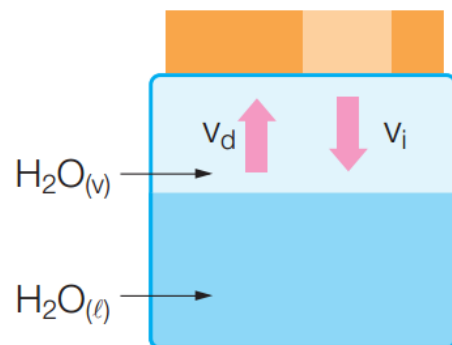
$$v = k [A]^x \cdot [B]^y$$

$$\left\{ \begin{array}{l} v = \text{velocidade da reação} \\ k = \text{constante da velocidade (a uma dada temperatura)} \\ [A] \text{ e } [B] = \text{concentrações em mol/L dos reagentes} \\ x \text{ e } y = \text{expoentes determinados } \mathbf{\text{experimentalmente}}, \\ \text{denominados } \mathbf{\text{ordem da reação}} \end{array} \right.$$

Quando a reação ocorre numa **única etapa**, dizemos que se trata de uma **reação elementar**; nesse caso, os expoentes x e y correspondem aos coeficientes estequiométricos a e b .

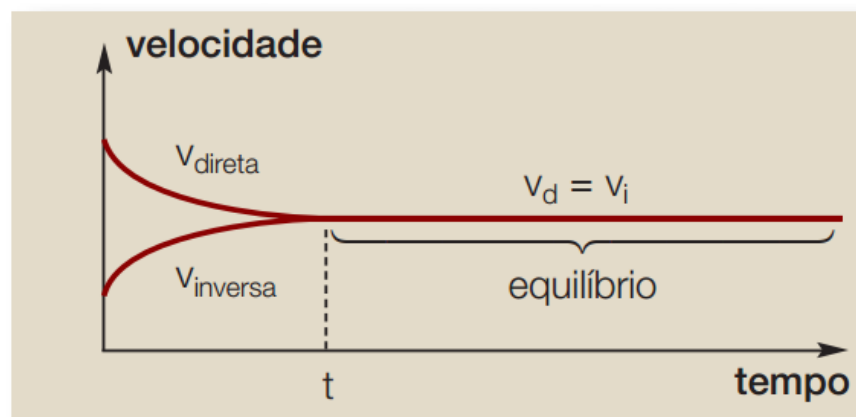
Assim: $v = k [A]^a [B]^b$

Equilíbrio químico



v_d = velocidade de vaporização

v_i = velocidade de condensação



Tempo	<div>Velocidade da reação direta</div> <div>Velocidade da reação inversa</div>	<div>● Reagentes</div> <div>● Produtos</div>	Concentração	
			“Reagentes”	“Produtos”
0			20	0
10			12	8
20			8	12
30			6	14
40			6	14
50			6	14

} e q u i l í b r i o