

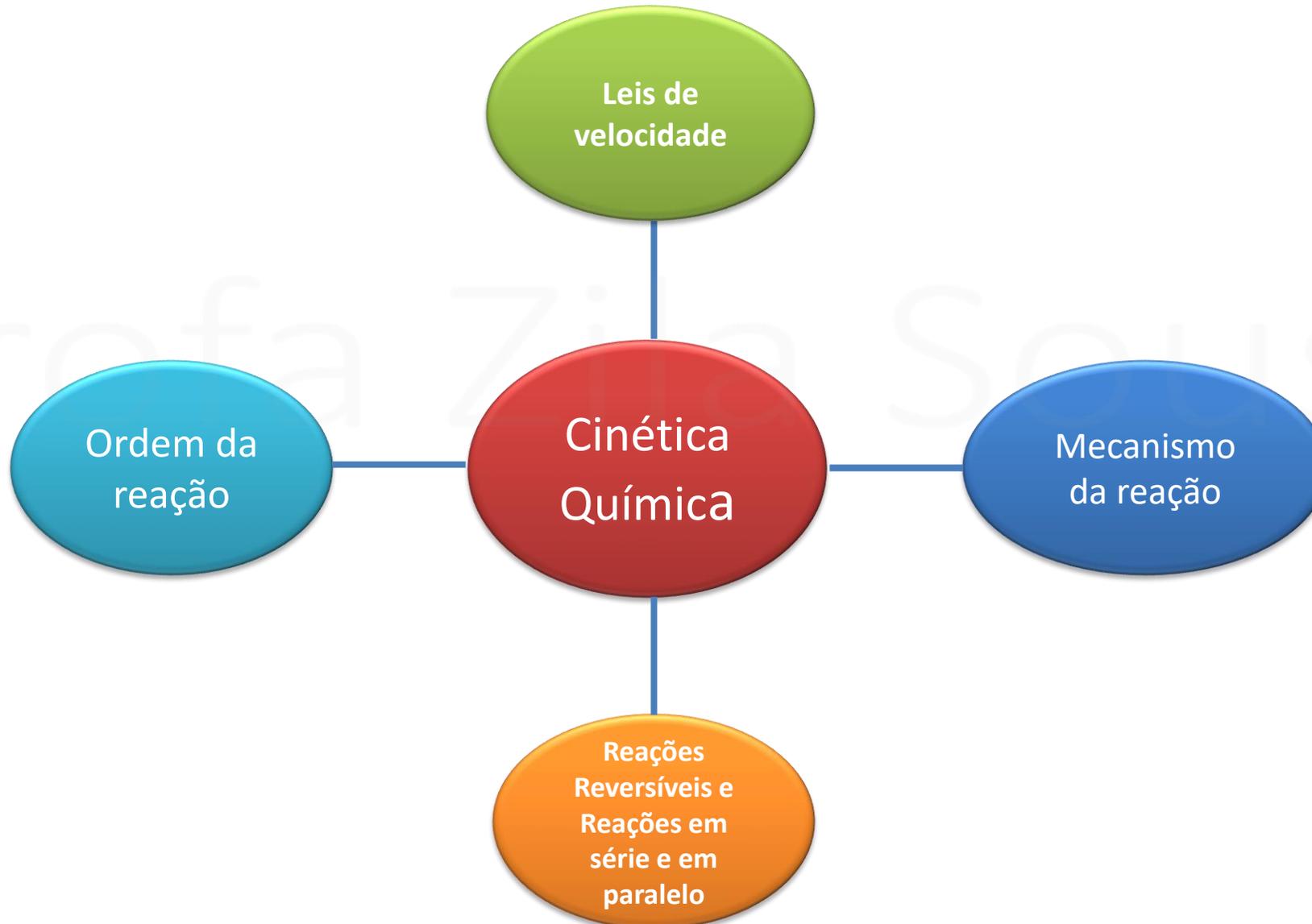


Universidade do Estado do Rio de Janeiro
Departamento de Processos Químicos
Disciplina: Química X
Professora: Zila

CINÉTICA QUÍMICA

Rio de Janeiro

CINÉTICA QUÍMICA



CINÉTICA QUÍMICA

- **Termodinâmica:** indica se uma reação ocorre
- **Cinética** –quão rápido uma reação acontece ? → taxa ou velocidade das reações químicas, além do mecanismo da reação



1 s



10^9 s
(30 years)



10^{15} s
(30 million years)



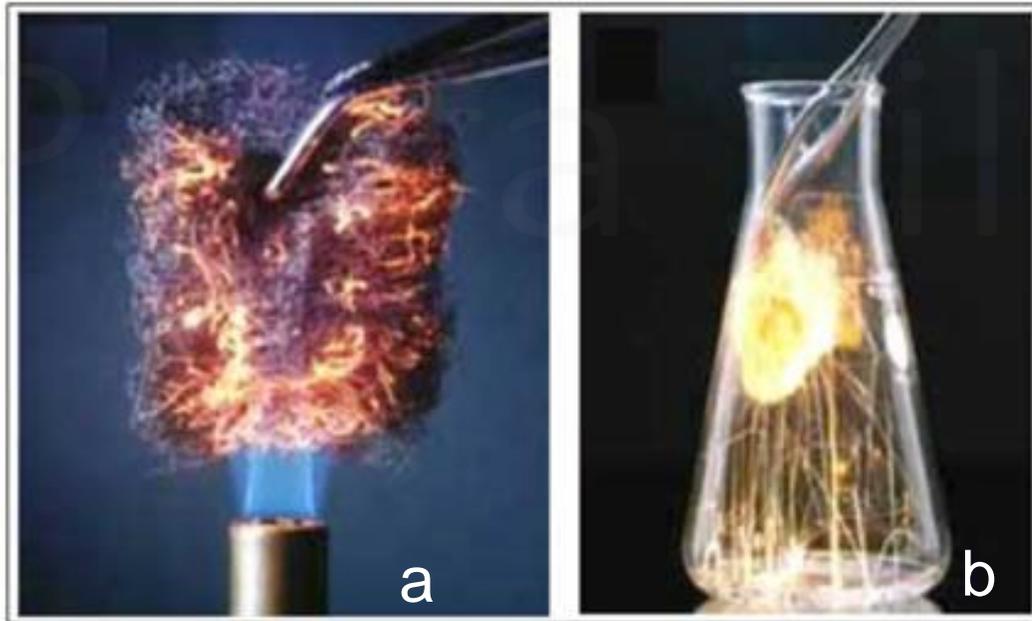
FATORES QUE INFLUENCIAM A TAXA DA REAÇÃO

- **Concentrações dos reagentes**
- **Temperatura de reação**
- **Presença de catalisador**
- **Estado físico dos reagentes**
- **Pressão**

FATORES QUE INFLUENCIAM A TAXA DA REAÇÃO

➤ Concentrações dos reagentes

- O aumento da concentração do reagente, geralmente, aumenta a taxa de reação.
- Como há mais moléculas, ocorrem mais colisões.



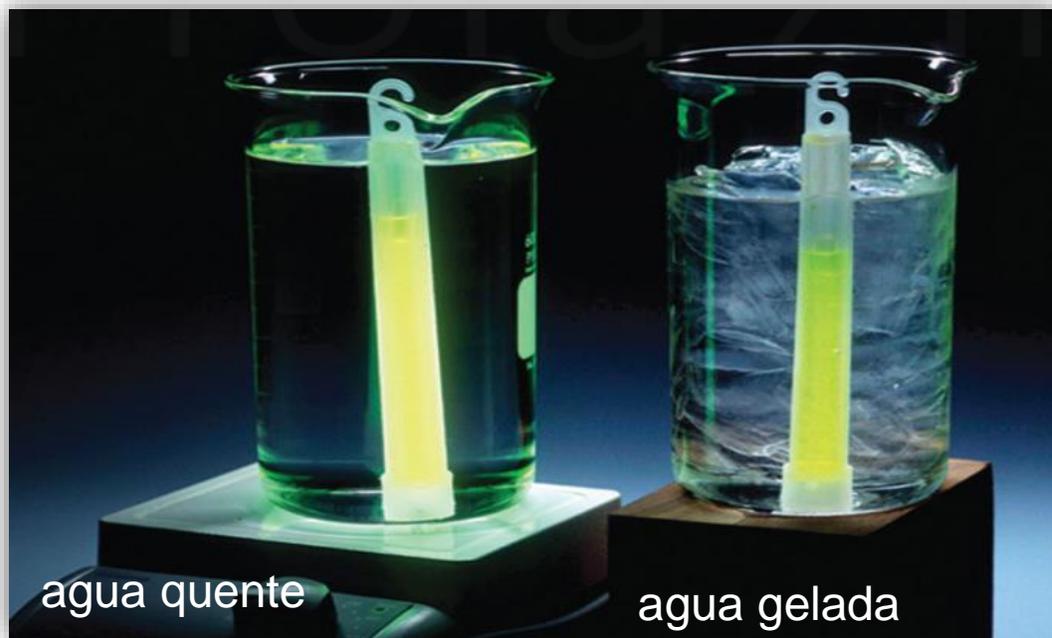
↑ CONCENTRAÇÃO ↑ VELOCIDADE

- a) Queima da palha de aço em 20% de O_2
b) Queima da palha de aço em 100 % O_2

FATORES QUE INFLUENCIAM A TAXA DA REAÇÃO

➤ Temperatura de reação

- A taxa de reação geralmente aumenta com o aumento da temperatura.
- A energia cinética das moléculas está relacionada à temperatura.
- Em temperaturas mais altas, as moléculas se movem mais rapidamente, aumentando o número de colisões e a energia que as moléculas possuem durante as colisões.



Em alta temperatura, a reação que produz luz em um bastão de luz quimiluminescente ocorre mais rapidamente, produzindo mais fótons de luz por unidade de tempo. Conseqüentemente, a luz brilha mais em água quente (esquerda) do que em água gelada (direita).

↑ TEMPERATURA ↑ ENERGIA CINÉTICA ↑ COLISÃO ↑ TAXA DE REAÇÃO OU VELOCIDADE

FATORES QUE INFLUENCIAM A TAXA DA REAÇÃO

➤ Presença de catalisador

- É uma substância que aumenta a velocidade da reação, diminuindo a energia de ativação necessária para os reagentes atingirem o complexo ativado. O catalisador permanece inalterado no final da reação.



Uma solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) se decompõe na água tão lentamente que a mudança não é perceptível (esquerda). O íon iodeto atua como um catalisador para a decomposição de H_2O_2 , produzindo gás oxigênio. A enzima catalase é muito mais eficaz que o iodeto como catalisador.

FATORES QUE INFLUENCIAM A TAXA DA REAÇÃO

➤ Presença de catalisador

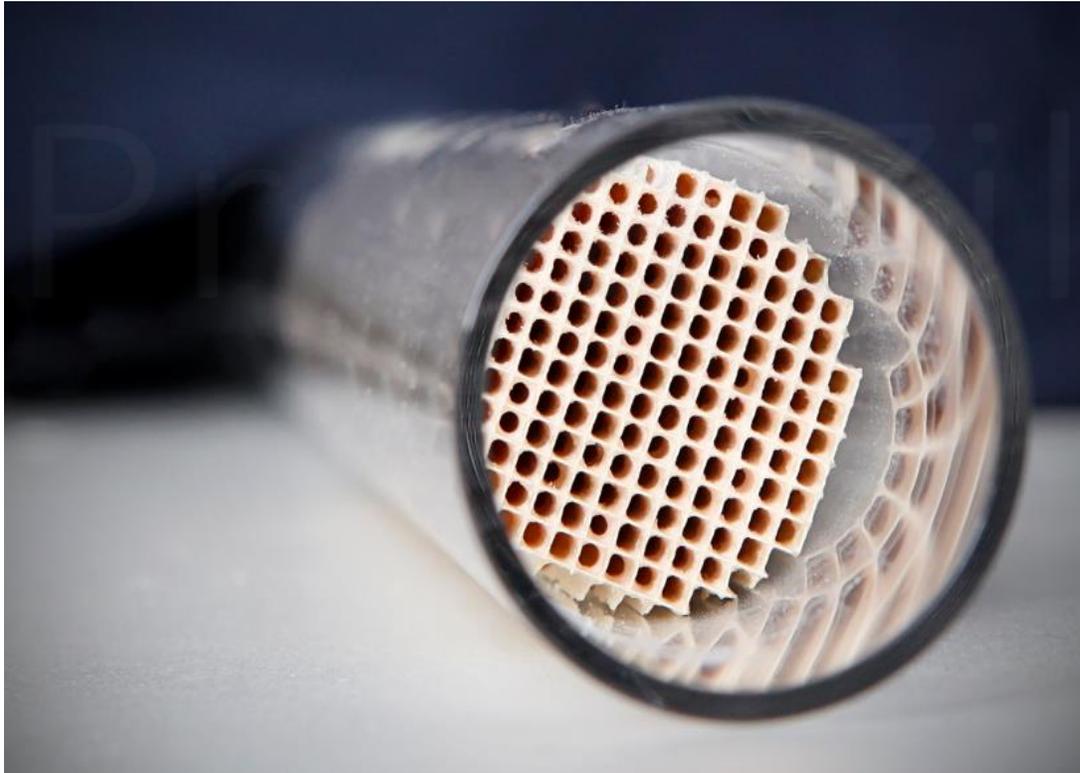
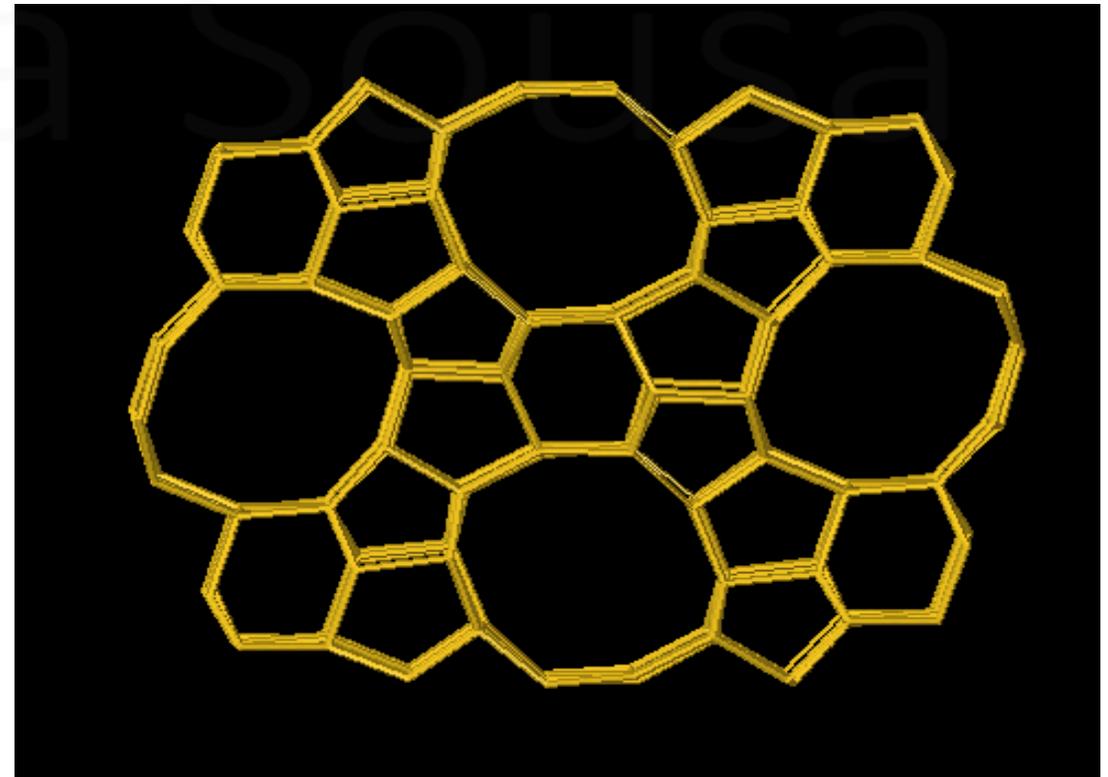


Image de Oak Ridge National Laboratory no flickr

Conversor catalítico nos carros movidos a gasolina ou diesel



Exemplo de catalisador (zeólita) utilizado na Indústria Petroquímica

FATORES QUE INFLUENCIAM A TAXA DA REAÇÃO

➤ Estado físico dos reagentes

- Quanto mais prontamente os reagentes colidem, mais rapidamente eles reagem.
- As reações homogêneas costumam ser mais rápidas.
- As reações heterogêneas que envolvem sólidos são mais rápidas se a área de superfície é aumentada; isto é, um pó fino reage mais rápido do que um grânulo ou comprimido.

Gasoso > Líquido > Sólido → ↑ VELOCIDADE

➤ Pressão

- Um aumento de pressão num sistema implica maior velocidade de uma reação, pois o volume do sistema diminui o que promove maior número de colisões efetivas.

TAXA DA REÇÃO

➤ Definição da taxa da reação

Considere uma reação simples: $A \longrightarrow B$

$$\text{Taxa} = \frac{\text{Concentração de A em tempo } t_2 - \text{Concentração de A em tempo } t_1}{t_2 - t_1}$$

$$\text{Taxa} = \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

Taxa da reação é a variação da concentração de um reagente ou um produto com o tempo $\Delta [] / \Delta t$ (M/s).

TAXA DA REÇÃO

Taxa da reação é a variação da concentração de um reagente ou um produto com o tempo $\Delta [] / \Delta t$ (M/s).



$$\text{Taxa de reação } (r) = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

$\Delta[A]$ = variação da concentração de A em um período de tempo Δt

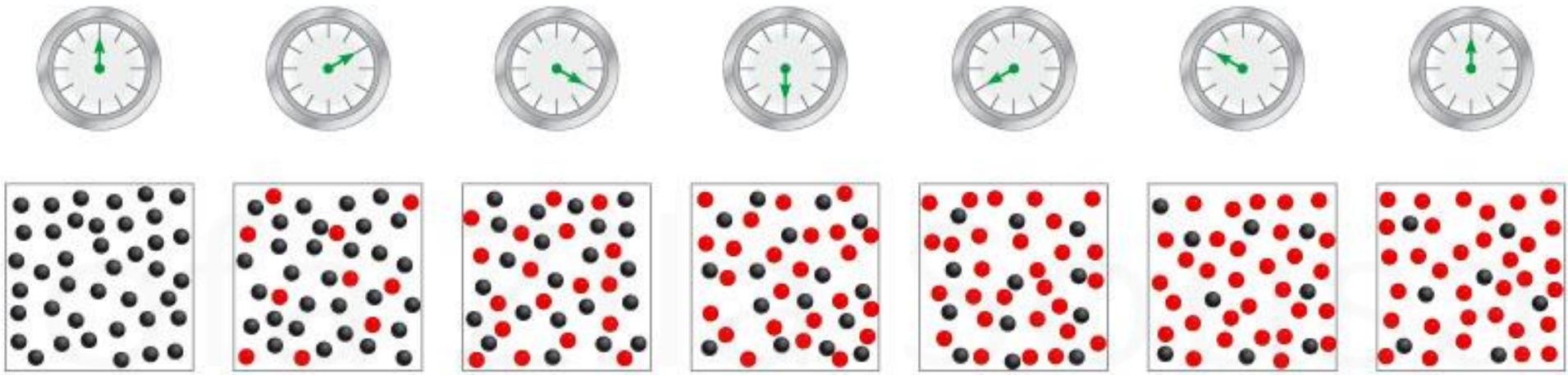
$$\text{Taxa de reação } (r) = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

$\Delta[B]$ = variação na concentração de B em um período de tempo Δt

Como $[A]$ diminui com o tempo $\rightarrow \Delta[A]$ é negativo.

- $\Delta [] / \Delta t$.
 - Δ significa “variação”.
 - $[]$ significa concentração molar.
 - t representa o tempo.
- Tipos de taxa medida:
 - taxa média ou velocidade média
 - taxa instantânea ou velocidade instantânea
 - taxa inicial ou velocidade inicial

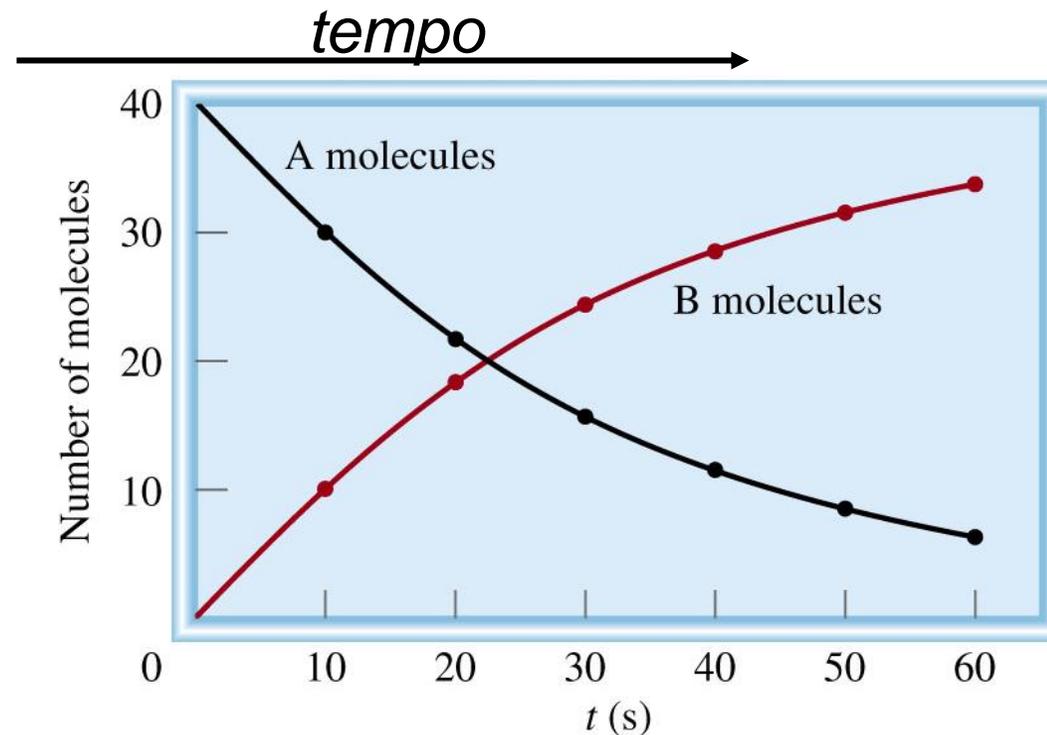
O PROGRESSO DE UMA REAÇÃO SIMPLES $A \longrightarrow B$



$$\text{Taxa da reação} = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

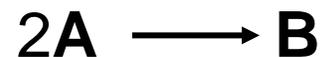
$$\text{Taxa da reação} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

OBS: TAXA DA REAÇÃO OU VELOCIDADE DA REAÇÃO





TAXA DA REAÇÃO X ESTEQUIOMETRIA



Dois moles de A desaparecem para cada mol de B formado.

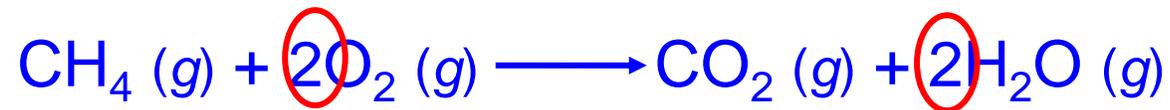
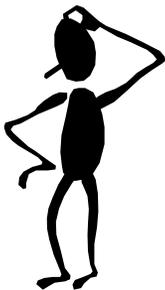
$$\text{Taxa ou velocidade média} = - \frac{1}{2} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{Reagentes} \quad \text{Taxa} = + \frac{\Delta[B]}{\Delta t} \quad \text{Produtos}$$



$$\text{Taxa ou velocidade média} = - \frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = - \frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = + \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = + \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

OBS: Δ **quantidade** \rightarrow massa, mols, volume, ou concentração (mol/L).

Escreva a expressão da taxa reacional para a seguinte reação:



$$\text{Taxa} = - \frac{\Delta[\text{CH}_4]}{\Delta t} = - \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$



LEI DA TAXA DA REAÇÃO OU LEI DA VELOCIDADE DA REAÇÃO

A lei da taxa de reação expressa a relação da taxa de uma reação com a constante da reação e as concentrações dos reagentes elevadas a uma determinada potência.



Lei da taxa (r) ou lei da velocidade (v) = $k [A]^x [B]^y$



A reação é da ordem **x em relação à A**

A reação é da ordem **y em relação à B**

(x + y) é a ordem global da reação

k = é uma constante de proporcionalidade que relaciona a velocidade e a concentração a uma determinada temperatura chamada constante de velocidade $f(T)$;

$[A]$ e $[B]$ = concentrações dos reagentes em **M** (mol/L);

x e y = são expoentes determinados experimentalmente;

r ou v = taxa de reação ou velocidade de reação.



LEI DA TAXA DA REAÇÃO (r) OU LEI DA VELOCIDADE DA REAÇÃO (v)

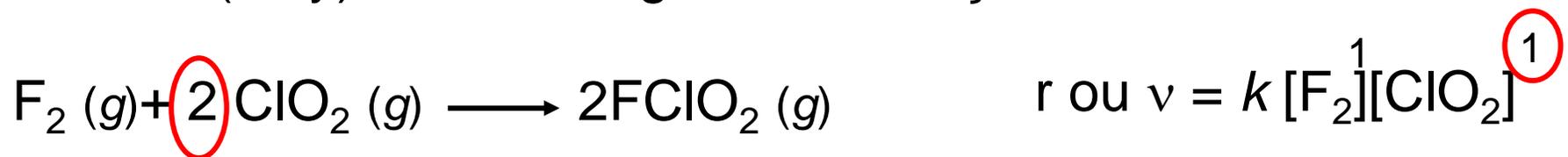
- As leis da taxa de reação **são sempre** determinadas experimentalmente.
- A ordem da reação **é sempre definida em termos das concentrações dos reagentes (não dos produtos)**.
- **A ordem do reagente não está relacionada com o coeficiente estequiométrico na equação química balanceada.**

$$(v) = k [A]^x [B]^y$$

A reação é da ordem **x em relação à A**

A reação é da ordem **y em relação à B**

(x + y) é a ordem global da reação

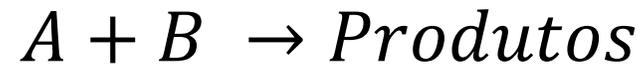




LEI DA TAXA DA REAÇÃO OU LEI DA VELOCIDADE DA REAÇÃO

- A equação da velocidade ou lei da velocidade pode ser da seguinte forma:
 - **Método da velocidade inicial:** envolve a realização de uma série de experiências em separado, numa dada temperatura. Consiste na determinação da velocidade e concentração dos reagentes no início de cada experiência com posterior análise matemática, relacionando a concentração inicial com a velocidade inicial;
 - **Método gráfico ou lei das velocidades Integradas:** diferentemente do método da velocidade inicial não precisamos fazer vários experimentos para saber se a reação é de 1ª ou 2ª ordem por exemplo;
 - **Método da meia vida:** é definido como sendo o período de tempo necessário para que a concentração do reagente diminua a metade do seu valor inicial.

MÉTODO DAS VELOCIDADES INICIAIS



	[A] (mol L ⁻¹)	[B] (mol L ⁻¹)	Velocidade inicial (mol L ⁻¹ min ⁻¹)
1ª experiência	0,25	0,3	0,1
2ª experiência	0,25	0,6	0,2
3ª experiência	0,50	0,6	0,8

$$\frac{2^{\text{ª}} \text{ experiência}}{1^{\text{ª}} \text{ experiência}} \rightarrow \frac{v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y}{v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y} \rightarrow \frac{0,2}{0,1} = \frac{k \cdot [0,25]^x \cdot [0,6]^y}{k \cdot [0,25]^x \cdot [0,3]^y} \quad \begin{matrix} 2 = 2^y \rightarrow 2^y = 2^1 \rightarrow y = 1 \\ \uparrow \downarrow \end{matrix}$$

Duplicando-se a [B] com [A] constante **dobra a velocidade (ou taxa) da reação**

MÉTODO DAS VELOCIDADES INICIAIS



	[A] (mol L ⁻¹)	[B] (mol L ⁻¹)	Velocidade inicial (mol L ⁻¹ min ⁻¹)
1ª experiência	0,25	0,3	0,1
2ª experiência	0,25	0,6	0,2
3ª experiência	0,50	0,6	0,8

$$\frac{3^{\text{a}} \text{ experiência}}{2^{\text{a}} \text{ experiência}} \rightarrow \frac{v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y}{v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y} \rightarrow \frac{0,8}{0,2} = \frac{k \cdot [0,50]^x \cdot [0,6]^y}{k \cdot [0,25]^x \cdot [0,6]^y} \quad 4 = 2^x \rightarrow 2^x = 2^2 \rightarrow x = 2$$

Duplicando-se a [A] com [B] constante **quadruplica a velocidade (ou taxa) da reação**

MÉTODO DAS VELOCIDADES INICIAIS



	[A] (mol L ⁻¹)	[B] (mol L ⁻¹)	Velocidade inicial (mol L ⁻¹ min ⁻¹)
1ª experiência	0,25	0,3	0,1
2ª experiência	0,25	0,6	0,2
3ª experiência	0,50	0,6	0,8

$$\frac{2^{\text{ª}} \text{ experiência}}{1^{\text{ª}} \text{ experiência}} \rightarrow \frac{v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y}{v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y} \rightarrow \frac{0,2}{0,1} = \frac{k \cdot [0,25]^x \cdot [0,6]^y}{k \cdot [0,25]^x \cdot [0,3]^y} \quad 2 = 2^y \rightarrow 2^y = 2^1 \rightarrow y = \mathbf{1}$$

Duplicando-se a [B] com [A] constante dobra a velocidade (ou taxa) da reação

$$\frac{3^{\text{ª}} \text{ experiência}}{2^{\text{ª}} \text{ experiência}} \rightarrow \frac{v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y}{v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y} \rightarrow \frac{0,8}{0,2} = \frac{k \cdot [0,5]^x \cdot [0,6]^y}{k \cdot [0,25]^x \cdot [0,6]^y} \quad 4 = 2^x \rightarrow 2^x = 2^2 \rightarrow x = \mathbf{2}$$

Duplicando-se a [A] com [B] constante quadruplica a velocidade (ou taxa) da reação

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^1 \rightarrow 3^{\text{ª}} \text{ ordem global}$$

A reação é de 2ª ordem em relação à A e de 1ª ordem em relação à B e de 3ª ordem global



MÉTODO DAS VELOCIDADES INICIAIS



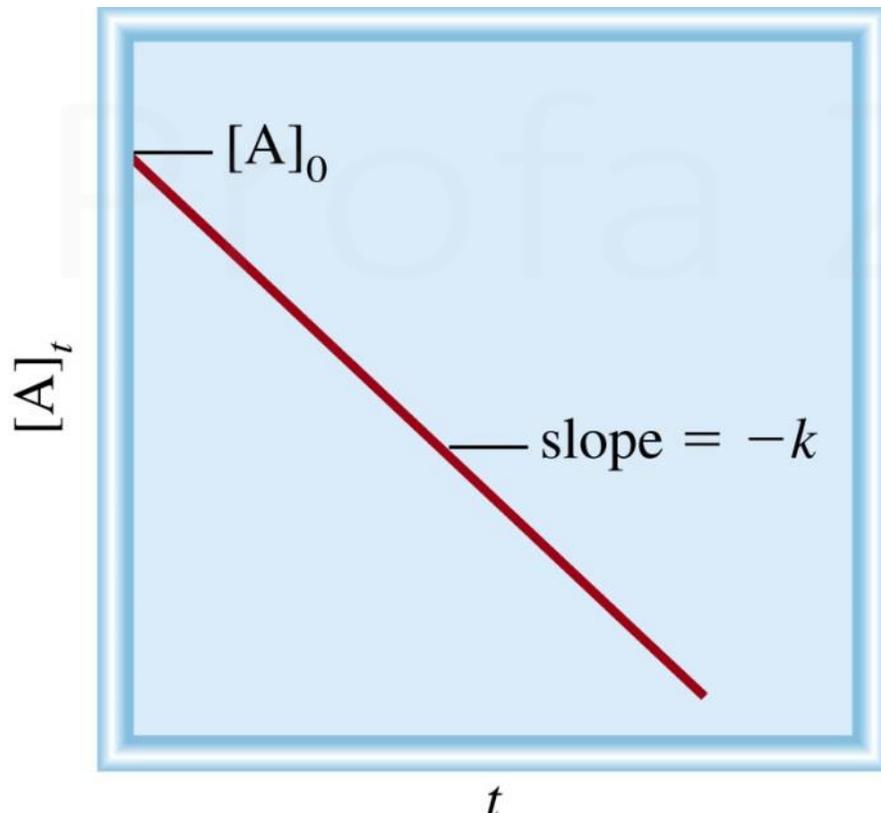
$$\textit{velocidade} (v) = k \cdot [A]^x$$

1ª ordem ou ordem 1: Ao dobrar a concentração de um reagente [A], a velocidade da reação dobra

2ª ordem ou ordem 2: Ao dobrar a concentração de um reagente [A], a velocidade quadruplica

Ordem 0: Ao dobrar a concentração de uma reagente [A], a velocidade não se altera

REAÇÃO DE ORDEM ZERO – MÉTODO GRÁFICO



$$- \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k$$

$$- \Delta[A] = k \Delta t$$

$$[A]_t = [A]_0 - kt$$

$$[A]_t = - kt + [A]_0 \quad \longrightarrow \quad y = mx + b$$

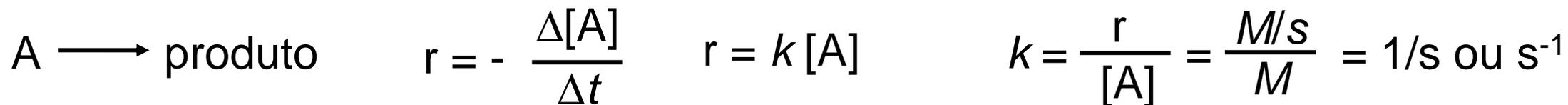
$[A]_0$ é a concentração de A no tempo $t=0$

$[A]_t$ é a concentração de A a qualquer tempo t

Inclinação da reta = - k



REAÇÃO DE PRIMEIRA ORDEM – MÉTODO GRÁFICO



A forma da equação diferencial é:

$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A]$$

Rearranjando, temos:

$$\frac{d[A]}{[A]} = -k dt$$

Integrando entre $t=0$ e $t=t$, temos:

$$\int_{[A]_0}^{[A]_t} \frac{d[A]}{[A]} = -k \int_0^t dt$$

$$\ln[A]_t - \ln[A]_0 = -kt$$

Ou:

$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt \longrightarrow \ln[A]_t = -kt + \ln[A]_0 \longrightarrow y = mx + b$$

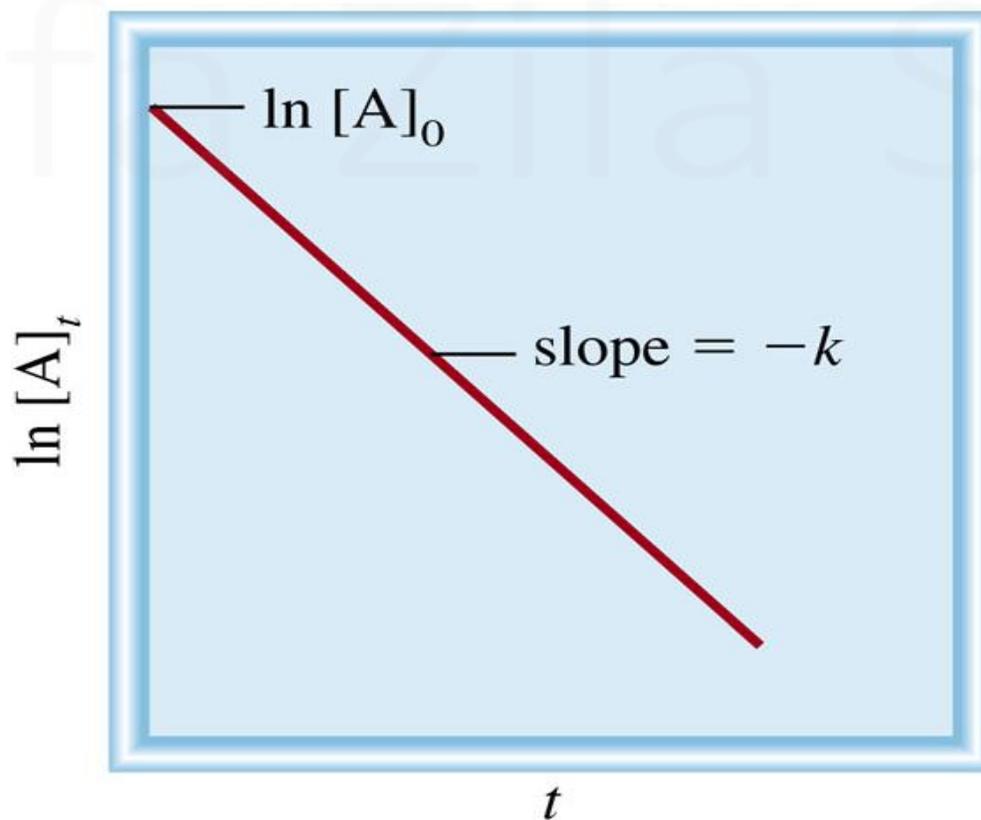
$[A]_0$ é a concentração de A no tempo $t=0$

$[A]_t$ é a concentração de A a qualquer tempo t

REAÇÃO DE PRIMEIRA ORDEM – MÉTODO GRÁFICO



$$\ln[A]_t = \ln[A]_0 - kt$$



$$\ln [A]_t = (-k)(t) + \ln [A]_0$$

↕ ↕ ↕ ↕

$$y = m x + b$$

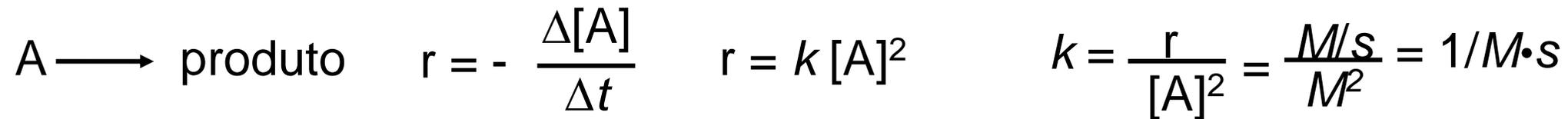
$[A]_0$ é a concentração de A no tempo $t=0$

$[A]_t$ é a concentração de A a qualquer tempo t

Inclinação da reta = -k



REAÇÃO DE SEGUNDA ORDEM – MÉTODO GRÁFICO



$$- \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k [A]^2$$

$$- \frac{\Delta[A]}{[A]^2} = k \Delta t$$

$$\int_{[A]_0}^{[A]_t} \frac{d[A]}{[A]^2} = -k \int_0^t dt$$

$[A]_0$ é a concentração de A no tempo $t=0$

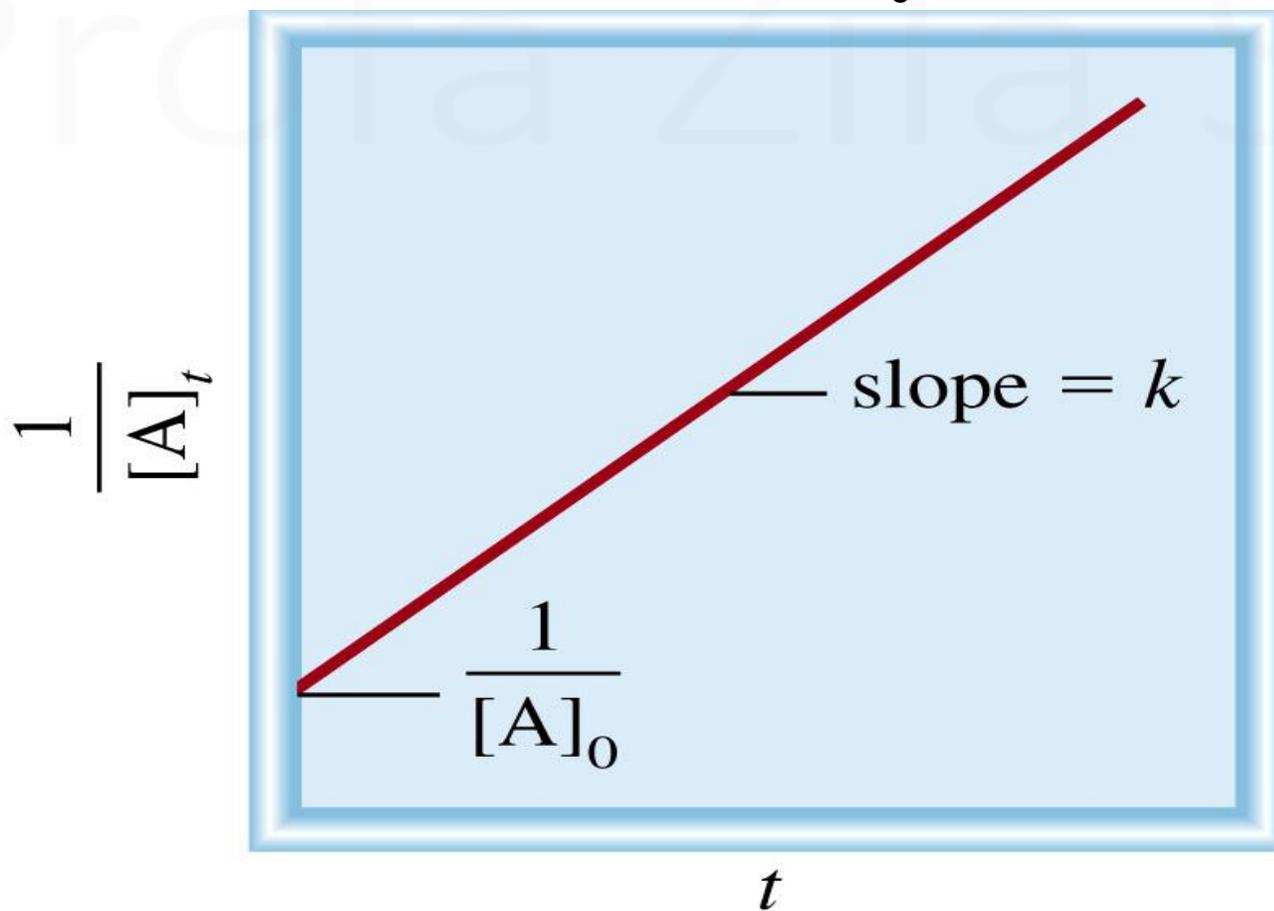
$[A]_t$ é a concentração de A a qualquer tempo t

$$\frac{1}{[A]_t} = \frac{1}{[A]_0} + kt \longrightarrow \frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0} \longrightarrow y = mx + b$$

REAÇÃO DE SEGUNDA ORDEM – MÉTODO GRÁFICO



$$\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$$



$[A]_0$ é a concentração de A no tempo $t=0$

$[A]_t$ é a concentração de A a qualquer tempo t

Inclinação da reta = k



ORDEM DE REAÇÃO: MÉTODO GRÁFICO E TEMPO DE MEIA VIDA

➤ Resumo da cinética de ordem zero, primeira ordem e reações de segunda ordem

	ORDEM ZERO	PRIMEIRA ORDEM	SEGUNDA ORDEM
Taxa da reação ou velocidade da reação	$v = k$	$v = k[A]$	$v = k[A]^2$
Unidades de k	$M s^{-1}$	s^{-1}	$M^{-1} s^{-1}$
Leis da taxa ou velocidades integradas	$[A] = -kt + [A]_0$	$\ln[A] = -kt + \ln[A]_0$	$\frac{1}{[A]} = kt + \left(\frac{1}{[A]_0}\right)$
Gráfico de reta	$[A] \text{ vs } t$	$\ln[A] \text{ vs } t$	$\frac{1}{[A]} \text{ vs. } t$
Coeficiente angular	$-k$	$-k$	$+k$
Tempo de meia vida	$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$	$t_{1/2} = \frac{0,693}{k}$	$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$



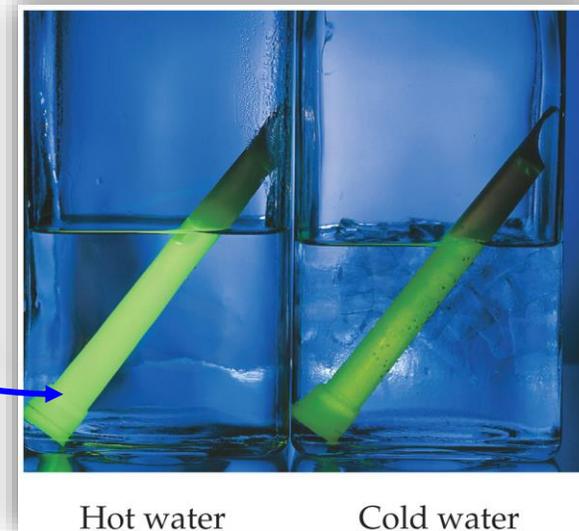
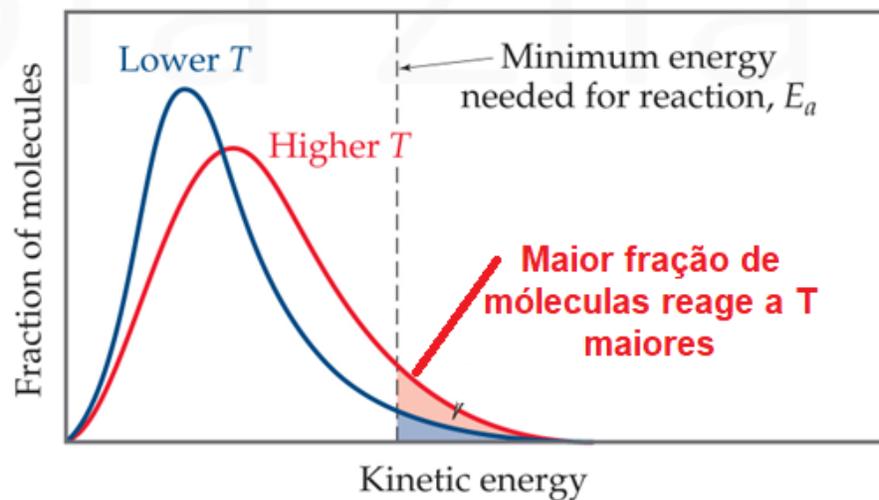
FATORES QUE AFETAM A TAXA DA REAÇÃO

- Temperatura da reação
- Frequência de colisões
- Orientação das moléculas
- Energia necessária para que uma reação ocorra (energia de ativação)

TEMPERATURA

Geralmente, à medida que a temperatura aumenta, a taxa da reação aumenta

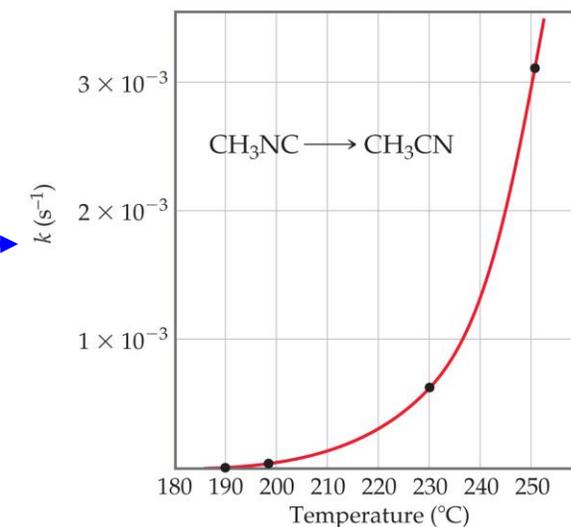
$\uparrow T \rightarrow \uparrow$ Energia cinética \uparrow colisões \uparrow velocidade



A constante da taxa (k) é dependente da temperatura:

$$k \uparrow \rightarrow T \uparrow$$

A constante da taxa (k) dobra (\cong) a cada 10°C



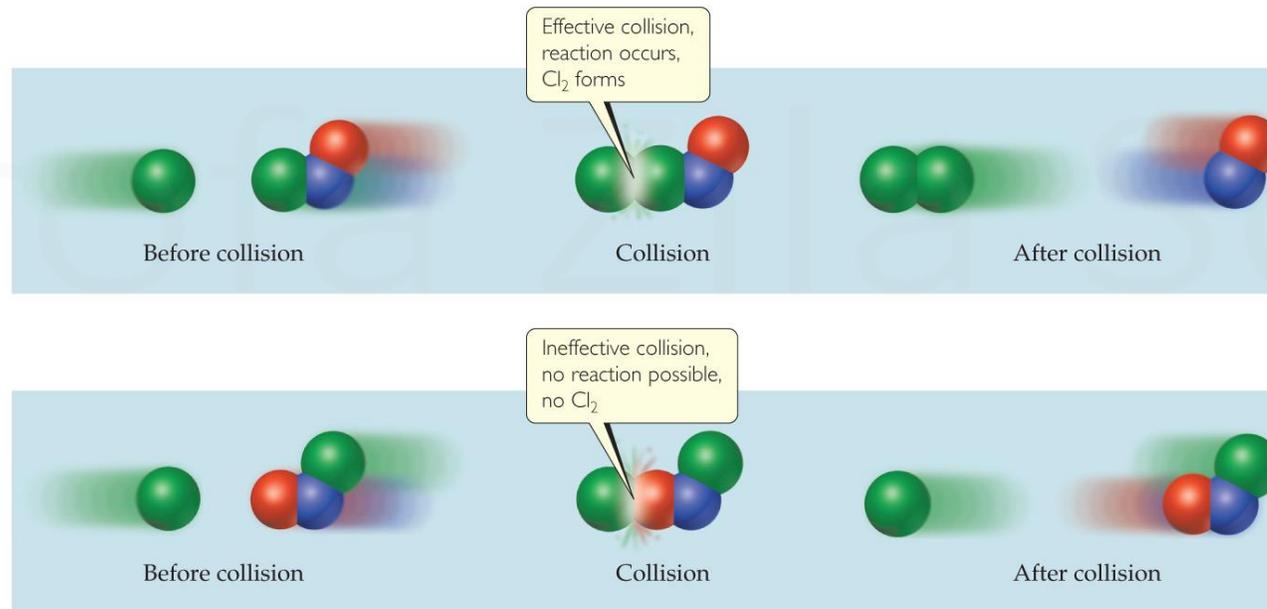


FREQUÊNCIA DE COLISÕES

- ❖ O modelo de colisão é baseado na teoria molecular cinética. Em uma reação química, as ligações são quebradas e novas ligações são formadas.
- ❖ As moléculas só podem reagir se colidirem umas com as outras.
- ❖ As moléculas devem colidir para reagir.
- ❖ Se houver mais colisões, mais reações podem ocorrer.
- ❖ Assim, se houver mais moléculas, a taxa de reação é mais rápida.
- ❖ Além disso, se a temperatura for alta, as moléculas se movem mais rápido, causando mais colisões e uma maior taxa de reação.

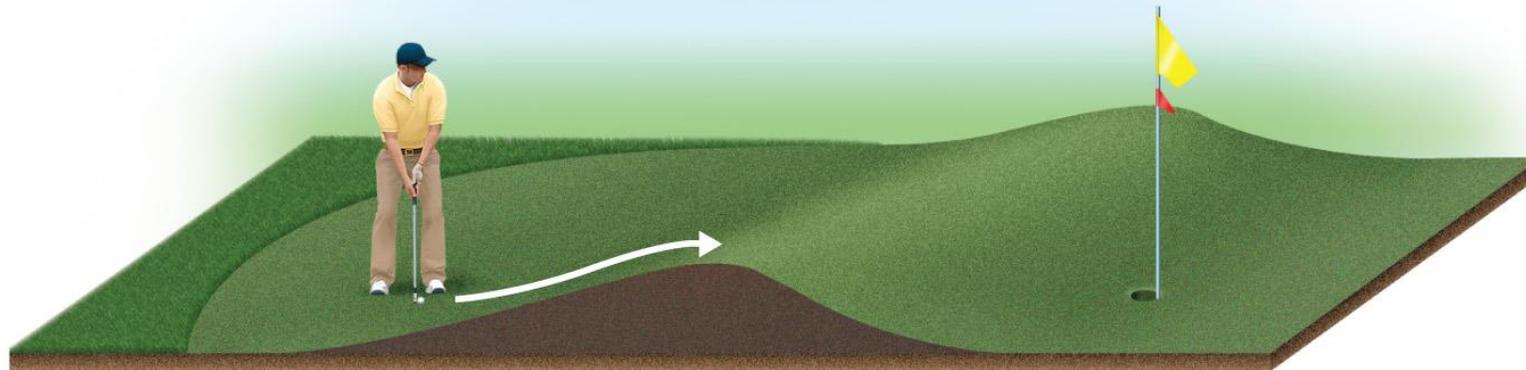
ORIENTAÇÃO DAS MOLÉCULAS

- ❖ Muitas vezes, as moléculas podem colidir sem formar produtos.
- ❖ Alinhar moléculas corretamente pode levar a reações químicas.
- ❖ As ligações devem ser quebradas e os átomos precisam estar em posições adequadas.



ENERGIA DE ATIVAÇÃO

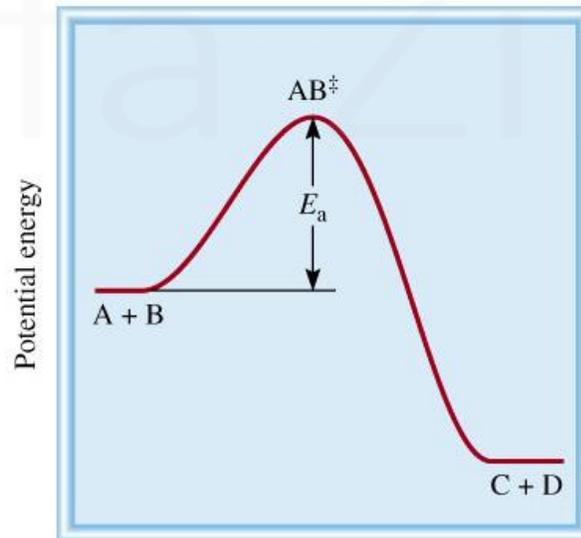
- ❖ A energia mínima necessária para que uma reação ocorra é chamada de **energia de ativação (E_a)**.
- ❖ Uma barreira de energia deve ser superada para que uma reação ocorra, assim como a bola deve ser batida para superar a barreira na figura abaixo.



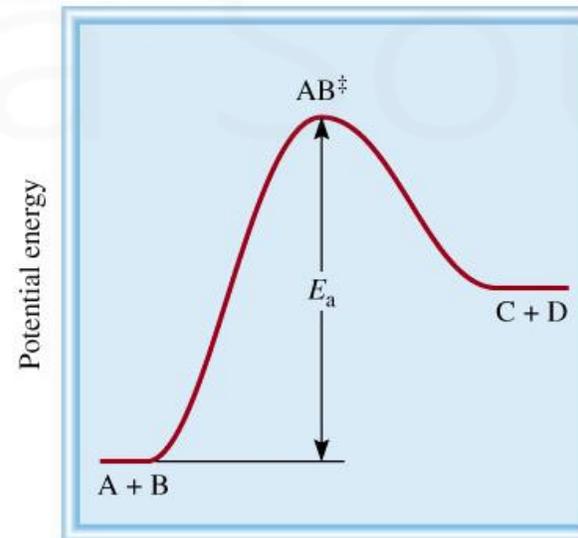
ENERGIA DE ATIVAÇÃO

➤ Complexo ativado – estado de transição AB^\ddagger

- ❖ Os reagentes ganham energia à medida que a reação prossegue até que as partículas atinjam o estado energético máximo.
- ❖ A organização dos átomos neste estado de maior energia é chamada de estado de transição (ou complexo ativado).
- ❖ A energia necessária para formar esse estado é chamada de energia de ativação.



Reaction progress



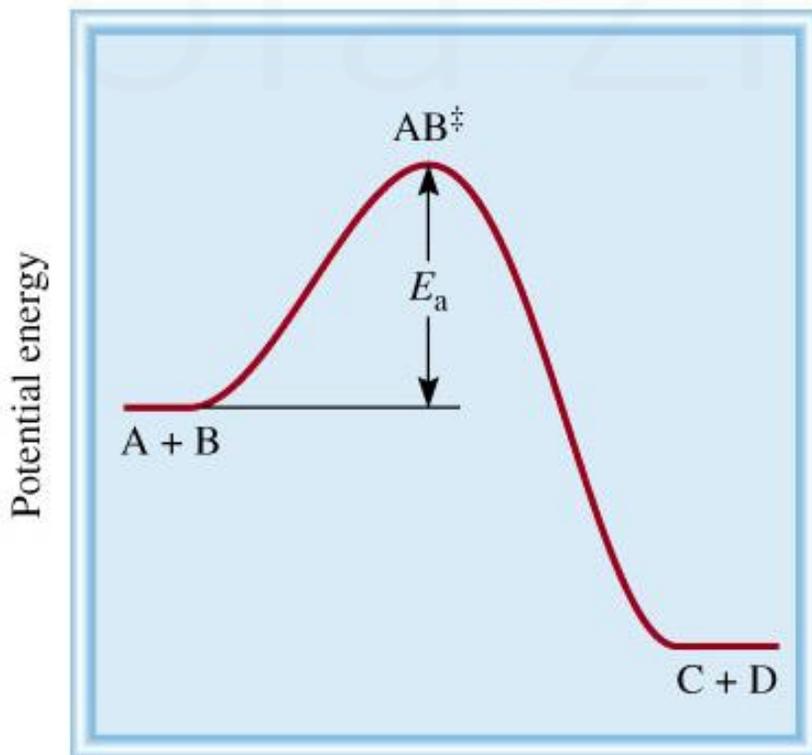
Reaction progress

ENERGIA DE ATIVAÇÃO

- **A energia de ativação (E_a)** é a quantidade mínima de energia necessária para iniciar uma reação química.

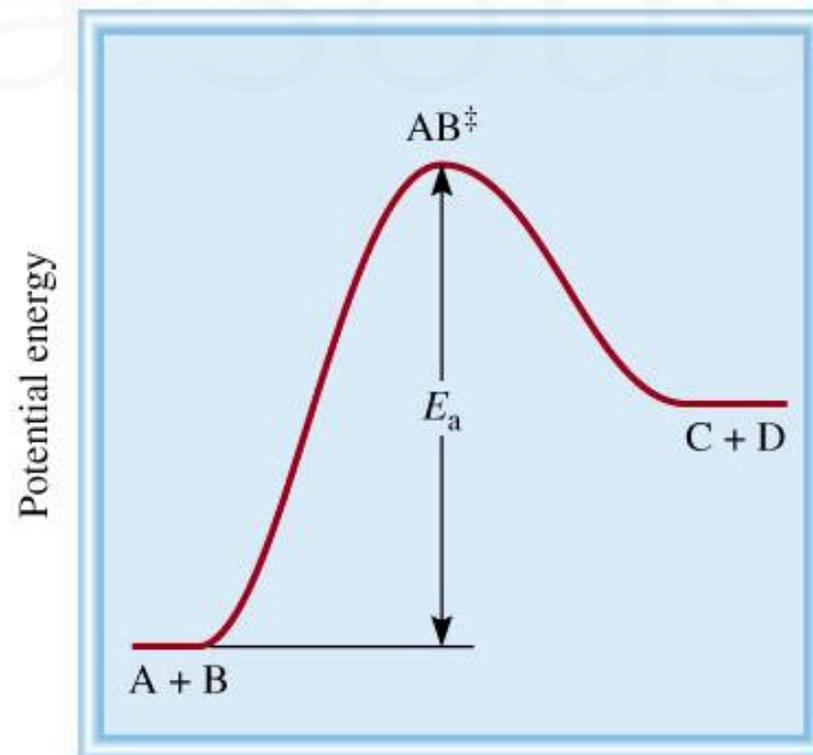


Reação exotérmica $E_p < E_r$



Reaction progress

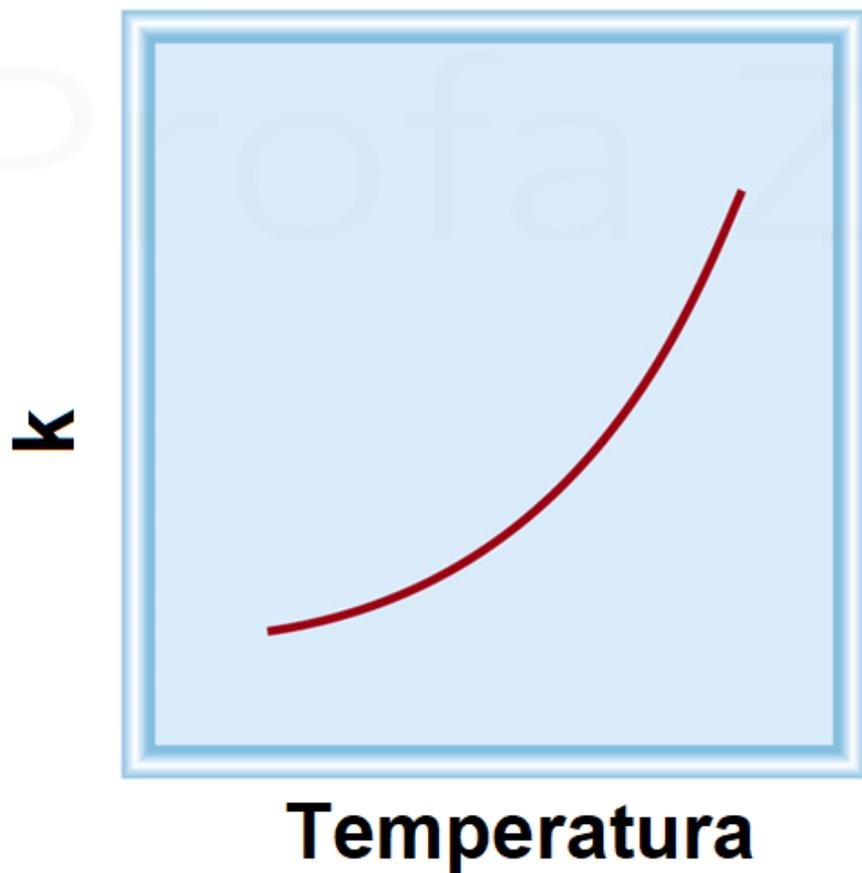
Reação endotérmica $E_p > E_r$



Reaction progress

A RELAÇÃO ENTRE A ENERGIA DE ATIVAÇÃO (E_a) E TEMPERATURA (T)

- A relação entre a E_a e a T é dada pela **equação Arrhenius**



Equação de Arrhenius

$$k = A \cdot \exp \left(-E_a / RT \right)$$

E_a é a energia de ativação (J/mol)

R é a constante do gás (8,314 J/K•mol)

T é a temperatura absoluta

A é o fator de frequência

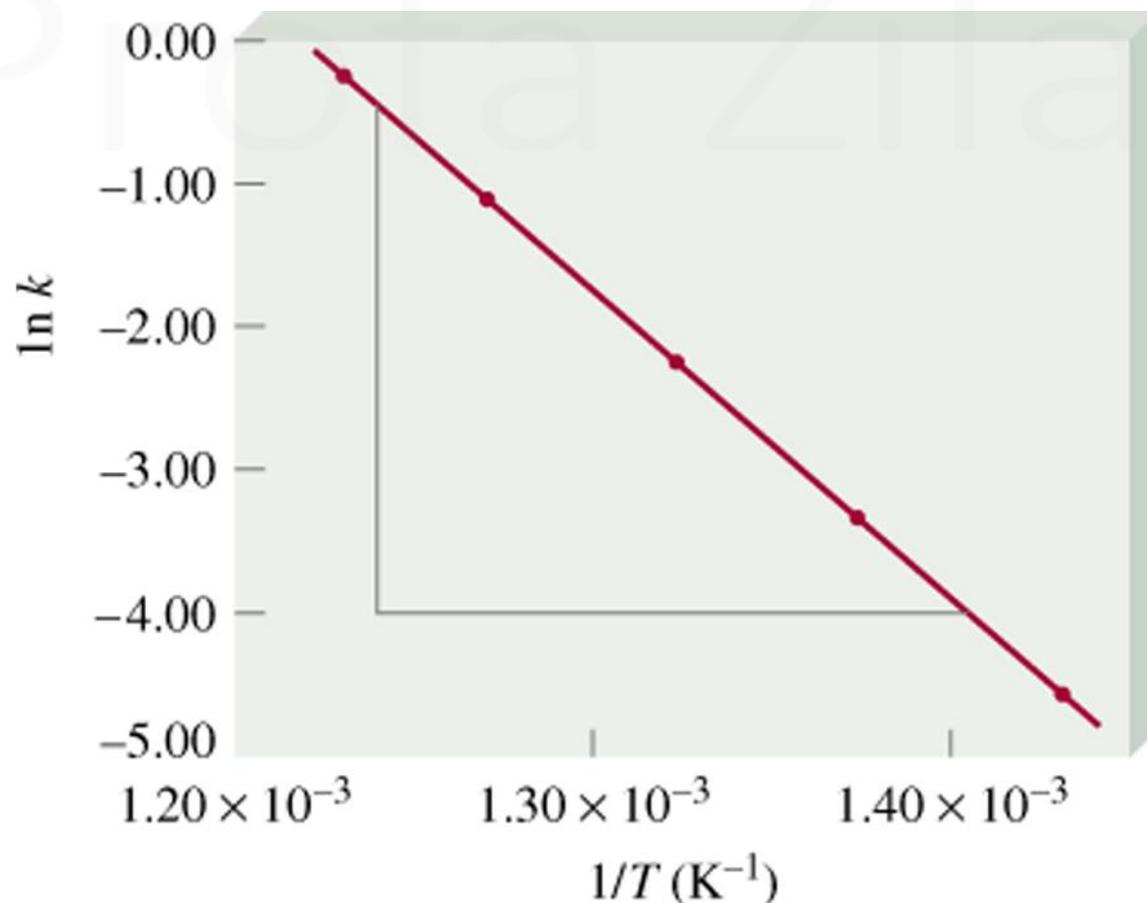
Equação de Arrhenius na forma logarítmica

$$\ln k = -\frac{E_a}{R} \frac{1}{T} + \ln A$$

A RELAÇÃO ENTRE A ENERGIA DE ATIVAÇÃO (E_a) E A TEMPERATURA (T)

➤ Equação de Arrhenius na forma logarítmica → determinação da E_a

$$\ln k = - \frac{E_a}{R} \frac{1}{T} + \ln A \quad \rightarrow \quad y = mx + b$$



k: constante de velocidade f(T);
A: fator de frequência → está relacionado com a frequência das colisões favoráveis à reação;
 E_a : energia de ativação.

Determinação da E_a

- Constrói-se o gráfico $\ln k$ vs $1/T$
- Pelo coeficiente angular (m) determina-se a E_a : $(m) = - E_a/RT$.

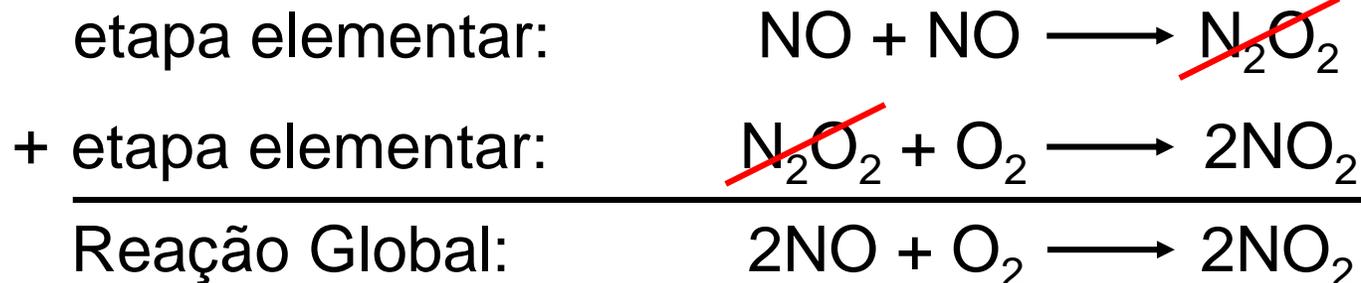
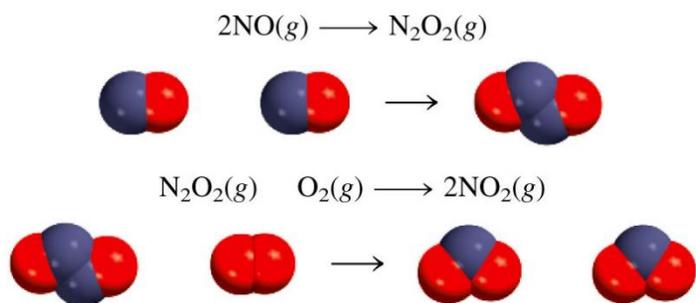
MECANISMO DE REAÇÃO

O etapa global de uma reação química pode ser representado a nível molecular por uma **série de etapas elementares simples** ou **reações elementares**.

A sequência de **etapas elementares** que leva à formação do produto é o **mecanismo reacional**.



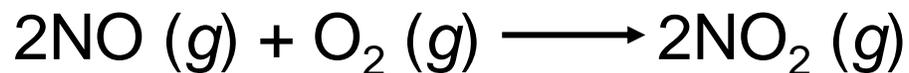
N_2O_2 é detectado durante a reação!



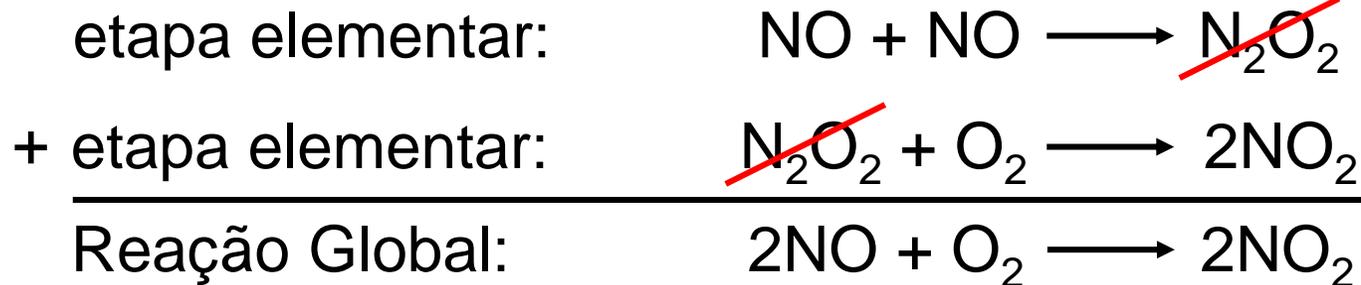
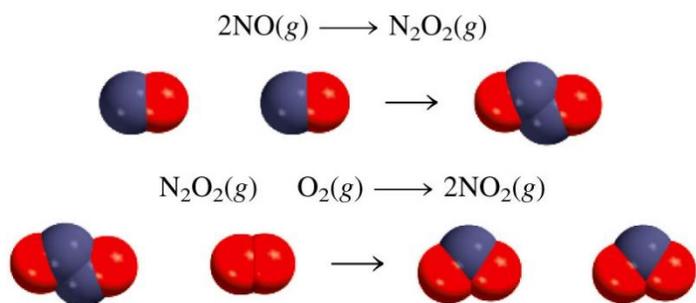
MECANISMO DE REAÇÃO

O etapa global de uma reação química pode ser representado a nível molecular por uma **série de etapas elementares simples** ou **reações elementares**.

A sequência de **etapas elementares** que leva à formação do produto é o **mecanismo reacional**.

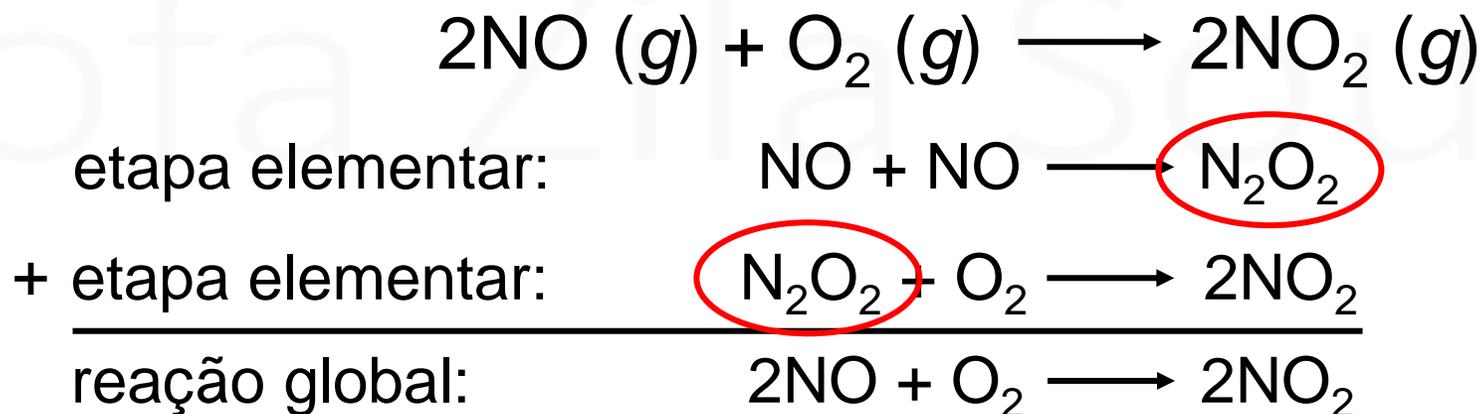


N_2O_2 é detectado durante a reação!



MECANISMO DE REAÇÃO

- **Intermediários** são espécies que aparecem no mecanismo de reação, mas não na equação equilibrada global. Um intermediário é sempre formado em uma etapa elementar inicial e consumido em uma etapa elementar posterior.



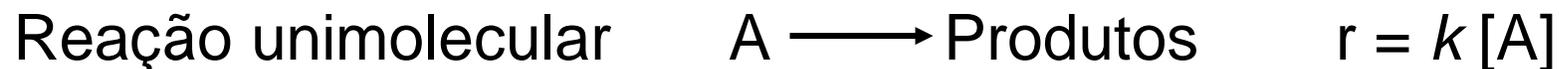
N₂O₂ é o intermediário

A **molecularidade de uma reação** é o número de moléculas reagindo em uma etapa elementar.

- ✓ **Reação unimolecular** – etapa elementar com 1 molécula
- ✓ **Reação bimolecular** – etapa elementar com 2 moléculas
- ✓ **Reação trimolecular** – etapa elementar com 3 moléculas

MECANISMO DE REAÇÃO

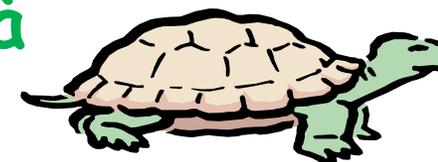
➤ Lei da taxa para cada etapa elementar



Escrevendo mecanismos de reação plausíveis:

- ✓ A soma das etapas elementares **deve** resultar na equação equilibrada global para a reação.
- ✓ A etapa determinante da taxa de reação deve prever a mesma lei que é determinada experimentalmente.

A etapa determinante da taxa de reação é o passo mais lento na sequência de etapas que levam à formação do produto.





MECANISMO DE REAÇÃO

➤ Molecularidade

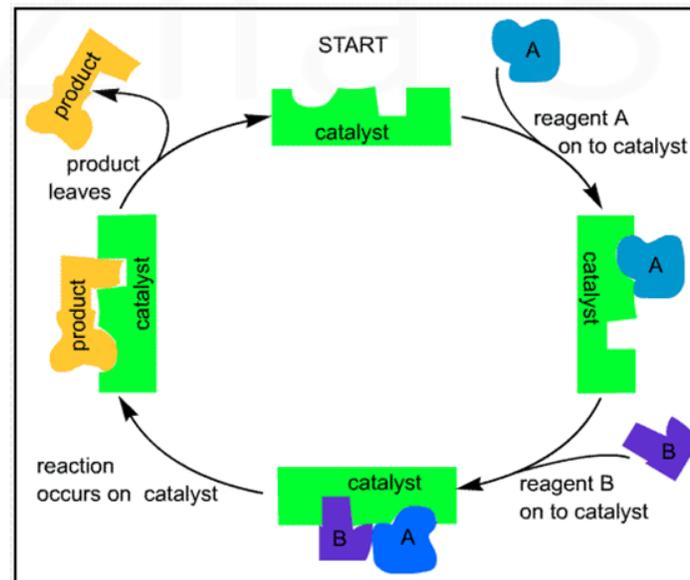
Table 14.3 Elementary Reactions and Their Rate Laws

Molecularity	Elementary Reaction	Rate Law
<i>Unimolecular</i>	$A \longrightarrow \text{products}$	$\text{Rate} = k[A]$
<i>Bimolecular</i>	$A + A \longrightarrow \text{products}$	$\text{Rate} = k[A]^2$
<i>Bimolecular</i>	$A + B \longrightarrow \text{products}$	$\text{Rate} = k[A][B]$
<i>Termolecular</i>	$A + A + A \longrightarrow \text{products}$	$\text{Rate} = k[A]^3$
<i>Termolecular</i>	$A + A + B \longrightarrow \text{products}$	$\text{Rate} = k[A]^2[B]$
<i>Termolecular</i>	$A + B + C \longrightarrow \text{products}$	$\text{Rate} = k[A][B][C]$

A **molecularidade** de uma reação elementar diz quantas moléculas estão envolvidas nessa etapa do mecanismo.

CATALISADOR

- Um **catalisador** é uma substância que aumenta a velocidade (ou taxa) de uma sem ser consumido, além de diminuir a energia de ativação de reação química.



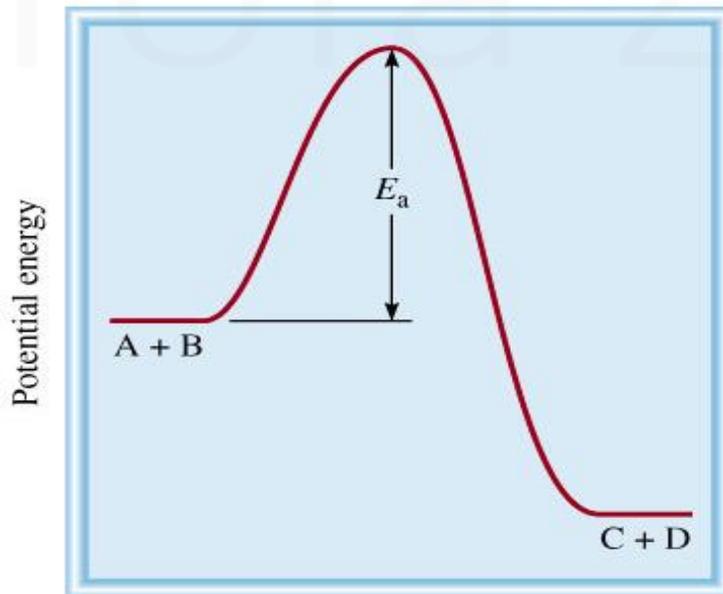
- Tipos de catalisadores:
 - ❖ Catalisador homogêneo
 - ❖ Catalisador heterogêneo
 - ❖ Enzimas

CATALISADOR

➤ Diminui a energia de ativação (**E_a**)

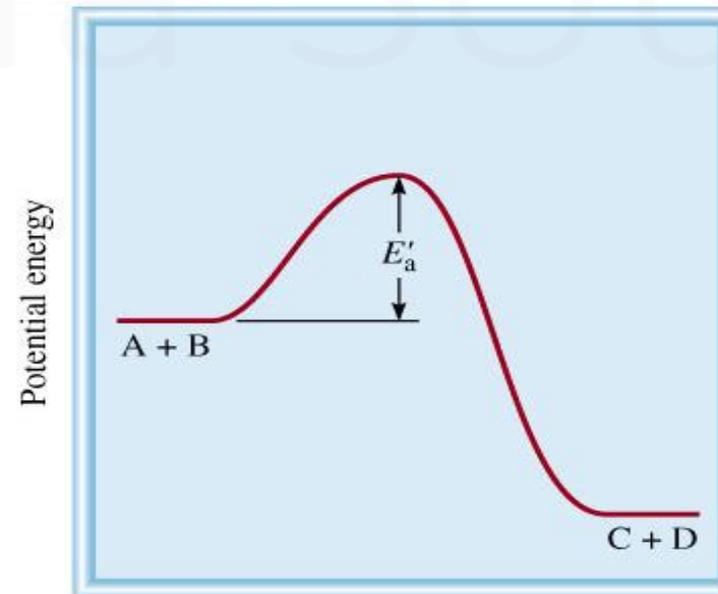
$$k = A \cdot \exp(-E_a / RT) \quad E_a \downarrow \quad k \uparrow$$

Não catalisada



Reaction progress

Catalisada

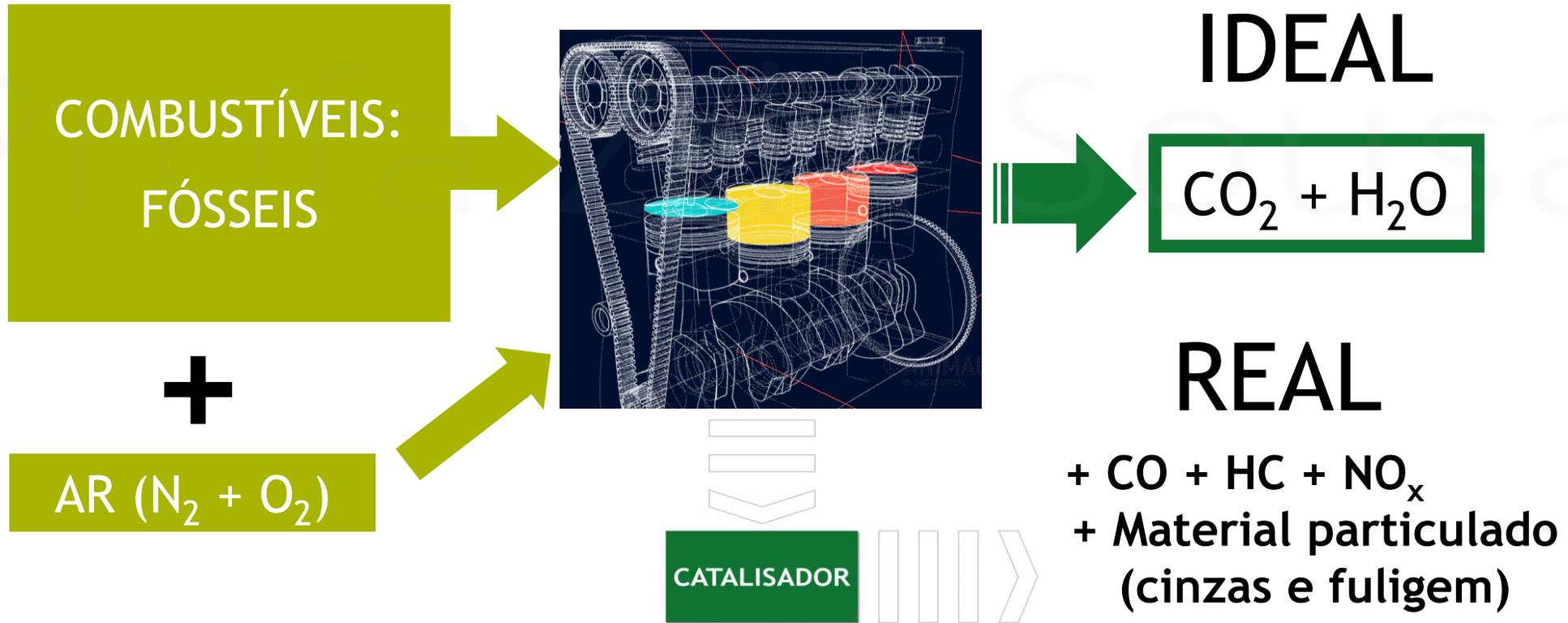


Reaction progress

$$v_{\text{catalisada}} > v_{\text{não catalisada}}$$

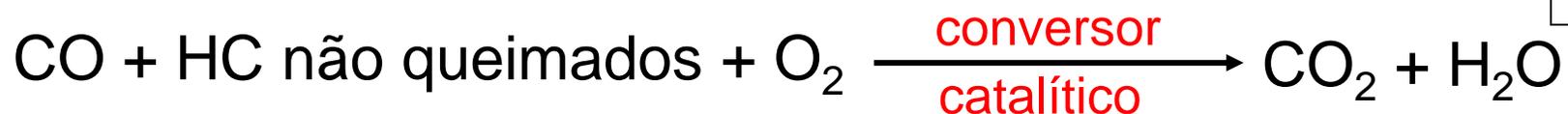
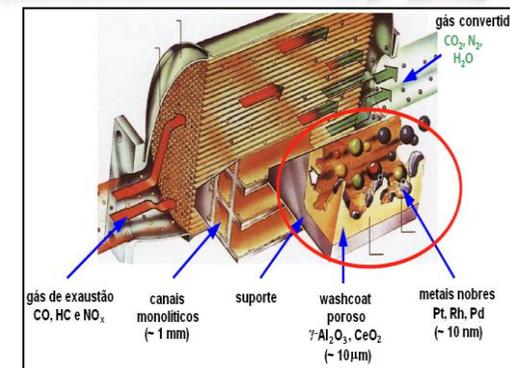
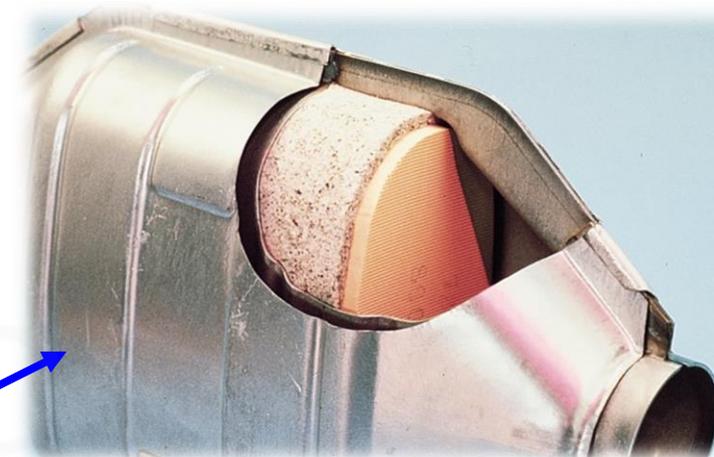
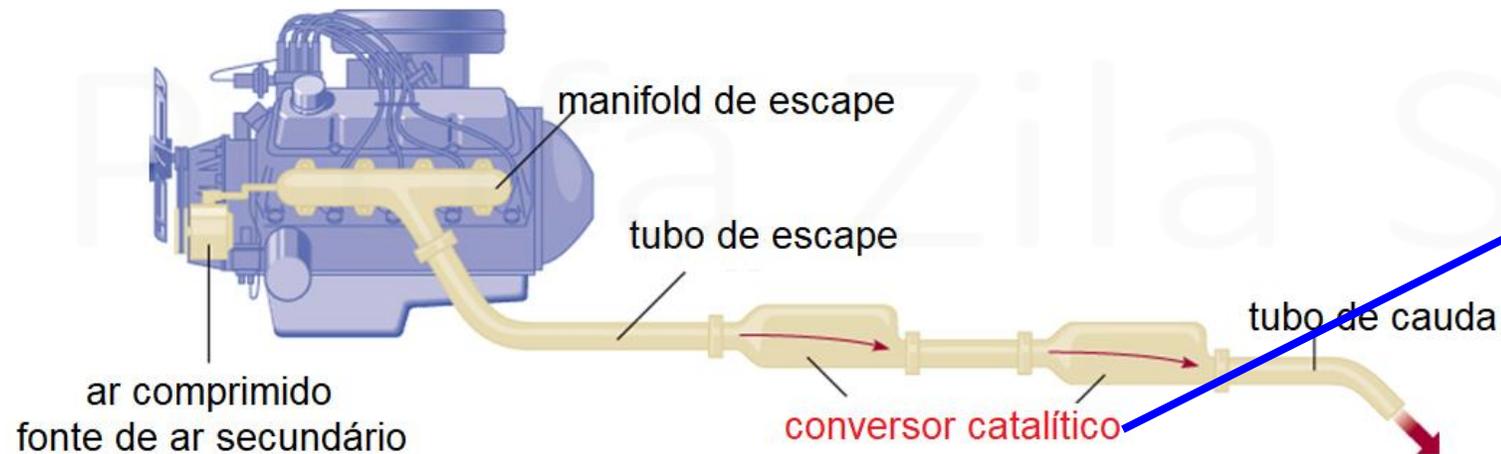
$$E'_a < E_a$$

CATALISADOR



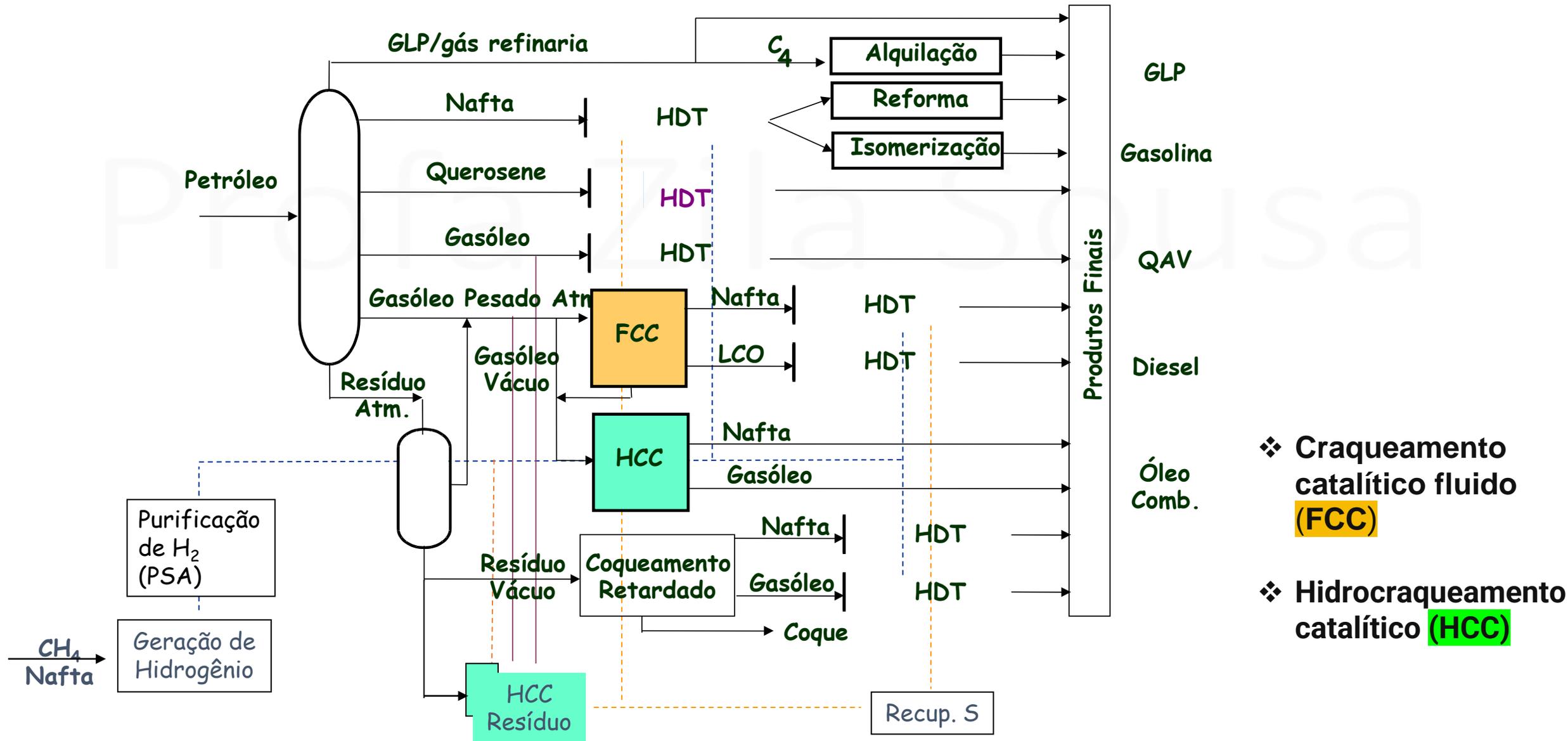
CATÁLISE HETEROGÊNEA

➤ Conversores catalíticos





A CATÁLISE HETEROGÊNEA – NO REFINO DO PETRÓLEO



CATÁLISE HOMOGÊNEA

NaBr catalyst about to be added to reaction mixture

$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ in acidic solution

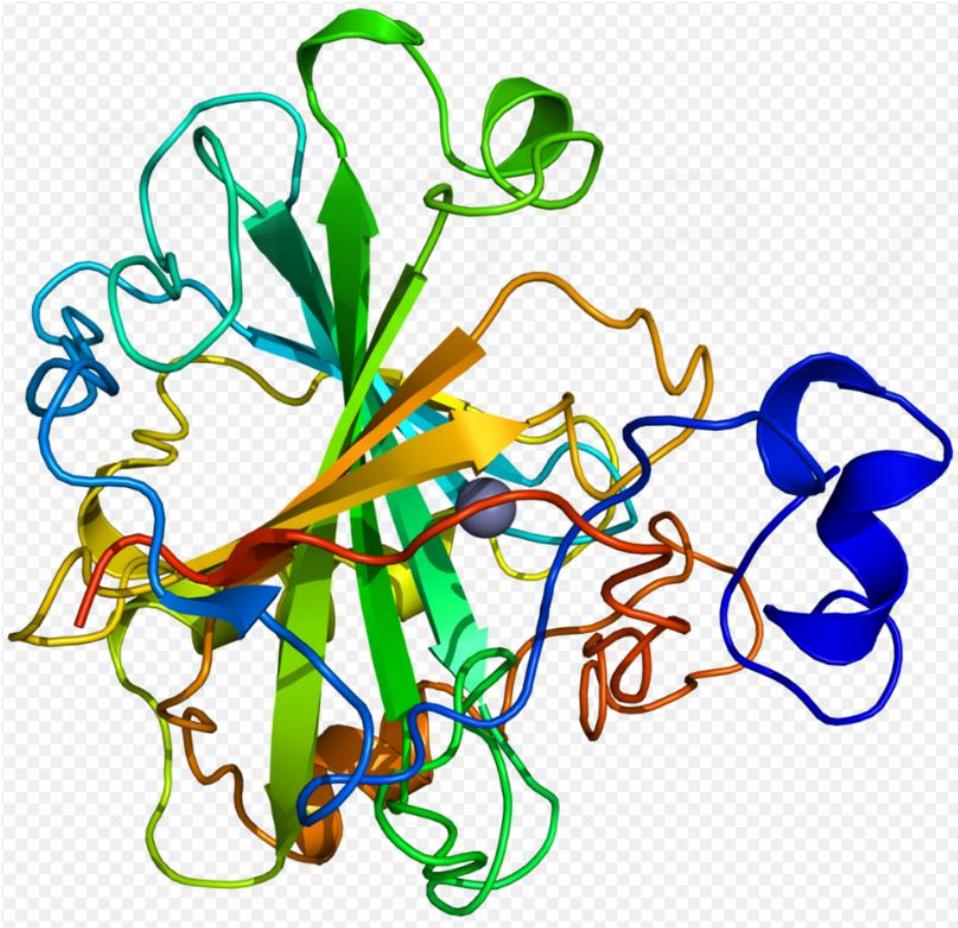
$$2 \text{Br}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Br}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
 brown

$$\text{Br}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{Br}^-(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g})$$
 colorless bubbles

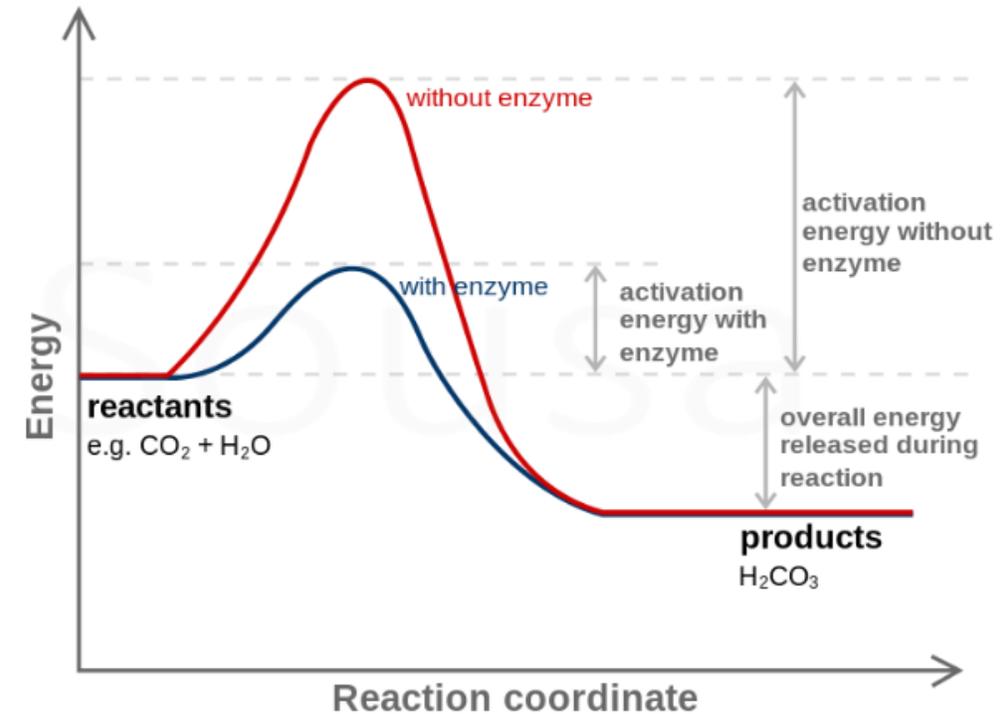
- (a) Na ausência de catalisador, o H_2O_2 (aq) se decompõe muito lentamente
- (b) Depois da adição de pequenas quantidade de $\text{NaBr}(\text{aq})$, a solução fica castanha pela produção de Br_2 . O acúmulo de Br_2 leva à rápida evolução de O_2 .
- (c) Depois de todo o H_2O_2 ser decomposto, resta a solução incolor de $\text{NaBr}(\text{aq})$. O NaBr catalisou a reação, mas não foi consumido.

CATÁLISE ENZIMÁTICA

➤ Enzima anidrase



https://en.wikipedia.org/wiki/Carbonic_anhydrase#/media/File:Carbonic_anhydrase_1CA2.png



https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Carbonic_anhydrase_reaction_in_tissue.svg

A enzima anidrase carbônica catalisa a reação reversível de dióxido de carbono



- ✓ Regula a concentração de ácido carbônico no sangue e nos tecidos, a enzima é capaz de manter o pH equilibrado no corpo.