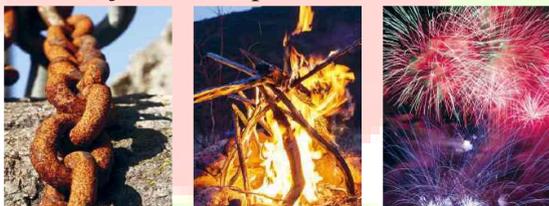


Discente: _____

Cinética Química: Estuda a taxa de desenvolvimento (velocidade) das reações e os fatores que a influenciam. Estuda ainda a possibilidade de controlar a velocidade, tornando as reações mais rápidas ou mais lentas.



1.1 Velocidade de uma reação

Velocidade

Física

espaço percorrido em função do tempo

Química

quanto uma reação química se desenvolve de forma mais rápida ou mais lenta

- Em alguns livros pode-se encontrar os termos **taxa de desenvolvimento de uma reação** ou **taxa de rapidez de uma reação** no lugar de velocidade.

Velocidade média (V_m) em função de reagentes e produtos



- No início da reação têm-se apenas reagentes
- As quantidades dos reagentes vão diminuindo progressivamente
- Começam a surgir os produtos até que a reação se complete

Define-se então:

A V_m é expressa pela razão entre a quantidade consumida ou produzida dessa substância e o intervalo de tempo, Δt , em que isso ocorreu.

$$V_m = - \frac{\Delta[\text{Substância consumida}]}{\Delta t}$$

$$V_m = + \frac{\Delta[\text{Substância produzida}]}{\Delta t}$$

Substâncias consumidas (Reagentes)

Substâncias produzidas (Produtos)

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

$$V_m = - \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

$$V_m = + \frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$

$$V_m = + \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Velocidade média

Para que o cálculo da V_m da reação seja o mesmo em função de qualquer reagente ou produto, no mesmo intervalo de tempo, a Iupac estabeleceu a seguinte convenção:

A V_m da reação é o módulo da Velocidade de consumo de um dos reagentes, ou da velocidade de formação de um dos produtos, dividido pelo respectivo coeficiente da substância na equação da reação corretamente balanceada.



$$V_{m \text{ reação}} = \left| -\frac{V_A}{a} \right| = \left| -\frac{V_B}{b} \right| = \left| +\frac{V_C}{c} \right| = \left| +\frac{V_D}{d} \right|$$

1.2 Condições para que uma reação ocorra

Há algumas condições para que uma reação química possa ocorrer:

- Os reagentes devem entrar em contato.

- Deve haver afinidade química entre os reagentes.
- As partículas dos reagentes devem vir colidir entre si.
- A colisão entre as partículas dos reagentes deve ser efetiva, ou seja, deve ocorrer numa orientação favorável, com energia suficiente para romper as ligações existentes nos reagentes.

Colisão com orientação favorável



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

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.

Quanto menor for a energia de ativação a ser adquirida, mais fácil e rapidamente ocorrerá a reação e vice-versa.

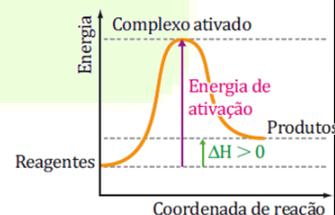
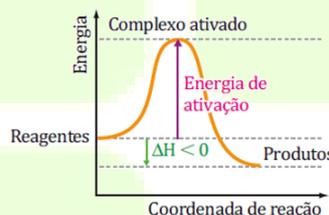


Complexo ativado de uma reação é uma estrutura intermediária e instável entre os reagentes e os produtos.

Gráficos da energia de ativação

Ⓐ Reação exotérmica

Ⓑ Reação endotérmica



1.3 Fatores que influenciam a velocidade de uma reação

- Superfície de contato
- Temperatura
- Concentração de reagentes
- Catalisadores
- Pressão

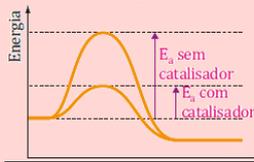
- **Superfície de contato:** Em reações das quais participam reagentes que se encontram em diferentes fases, a velocidade será tanto maior quanto maior for a **superfície de contato** entre essas fases.



• **Temperatura:** Quanto maior a temperatura, maior será a velocidade de uma reação.

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

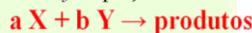
• **Catalisadores:** Catalisador é uma substância que aumenta a velocidade de uma reação química sem ser efetivamente consumida no processo.



• **Pressão:** Um aumento de pressão num sistema em reação implica um contato maior entre os reagentes, pois o volume do sistema diminui, o que possibilita um maior número de colisões entre as partículas e consequentemente maior velocidade da reação.

1.4 Lei de Velocidade ou Cinética

Para uma reação genérica cuja equação é:



os químicos chamam de **lei de velocidade** ou **lei cinética** a seguinte expressão:

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

em que:

v = velocidade (rapidez) da reação;

k = constante de velocidade (é uma constante de proporcionalidade, característica da reação e da temperatura);

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

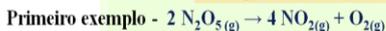
m e n = expoentes determinados experimentalmente.

Os químicos chamam os expoentes m e n de ordem de reação:

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

m = Ordem da reação em relação a X
n = Ordem da reação em relação a Y
m + n = Ordem global da reação

Exemplos de lei de velocidade



A reação foi repetida três vezes, mudando-se a concentração inicial do reagente e mantendo-se a temperatura constante. A cada repetição, mediu-se a velocidade inicial da reação. Os valores foram tabelados:

$[N_2O_5]$ (mol/L)	Velocidade inicial (mol · L ⁻¹ · h ⁻¹)
0,010	0,016
0,020	0,032
0,030	0,048

$$v = k \cdot [N_2O_5]$$

A rapidez da reação de decomposição no N_2O_5 , a temperatura constante, é diretamente proporcional à concentração, em mol/L, do reagente, N_2O_5 .

Exemplos de lei de velocidade

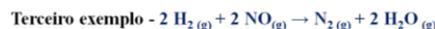


$[NOBr]$ (mol/L)	Velocidade inicial (mol · L ⁻¹ · h ⁻¹)
0,010	0,085
0,020	0,340
0,030	0,765

$$v = k \cdot [NOBr]^2$$

A rapidez da reação de decomposição do NOBr, a temperatura constante, é diretamente proporcional ao quadrado da concentração, em mol/L, do reagente, NOBr.

Exemplos de lei de velocidade



$[H_2]$ (mol/L)	$[NO]$ (mol/L)	Velocidade inicial (mol · L ⁻¹ · h ⁻¹)
$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-5}$
$2 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-5}$
$2 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$24 \cdot 10^{-5}$

$$v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$$

A rapidez da reação entre o H_2 e o NO, a temperatura constante, é diretamente proporcional à primeira potência da concentração, em mol/L, do H_2 e ao quadrado da concentração, em mol/L, do NO.

Ordem de Velocidade de uma reação

A **ordem da reação** em relação a um **reagente** indica a dependência existente entre a concentração em quantidade de matéria desse reagente e a velocidade da reação global.

Primeiro exemplo

$$v = k \cdot [N_2O_5]$$

$N_2O_5 = 1^{\circ}$ ordem
Ordem global = 1° ordem

Segundo exemplo

$$v = k \cdot [NOBr]^2$$

NOBr = 2° ordem
Ordem global = 2° ordem

Terceiro exemplo

$$v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$$

$H_2 = 1^{\circ}$ ordem
NO = 2° ordem
Ordem global = 3° ordem

MAIS EXEMPLOS PARA DETERMINAR A LEI DE VELOCIDADE

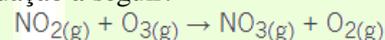
(UERN) No estudo cinético da reação representada por: $X + Y \rightarrow Z$, foram encontradas as seguintes variações de concentração e velocidade em um intervalo de tempo:

[X mol/L]	[Y mol/L]	Velocidade (mol/L)
1.10^{-2}	1.10^{-2}	1.10^{-2}
2.10^{-2}	1.10^{-2}	4.10^{-2}
1.10^{-2}	2.10^{-2}	8.10^{-2}

Analisando os resultados, a expressão correta da Lei da Velocidade para essa reação é:

- a) $v = k \cdot [x]^2 \cdot [y]^2$ b) $v = k \cdot [x]^3 \cdot [y]^3$ c) $v = k \cdot [x]^3 \cdot [y]^2$
d) $v = k \cdot [x]^2 \cdot [y]^3$ e) $v = k \cdot [x]^2$

Quando o ar de uma cidade está muito poluído, várias reações químicas podem ocorrer na atmosfera do local. Uma delas é a reação entre o dióxido de nitrogênio e o ozônio, que forma trióxido de nitrogênio e gás oxigênio, como na equação a seguir:



Utilizando os dados a seguir para a equação fornecida, determine a expressão da velocidade e o valor da constante da velocidade desse processo:

Concentração inicial de NO_2 mol/L	Concentração inicial de O_3 mol/L	Velocidade inicial (mol.L.s)
15.10^{-5}	3.10^{-5}	$6.6.10^{-2}$
15.10^{-5}	6.10^{-5}	$13.2.10^{-2}$
$7,5.10^{-5}$	6.10^{-5}	$6.6.10^{-2}$

- a) $v = k \cdot [NO_2]$ e $2,2 \cdot 10^7$
b) $v = k \cdot [O_3]$ e $4,4 \cdot 10^7$
c) $v = k \cdot [NO_2] [O_3]$ e $1,5 \cdot 10^7$
d) $v = k \cdot [NO_2] [O_3]$ e $2,0 \cdot 10^7$
e) $v = k \cdot [NO_2] + [O_3]$ e $2,2 \cdot 10^7$

Bons estudos!

