



**UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO  
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO  
Projeto Pró-Ensino Química Geral**

# **CINÉTICA QUÍMICA**

**São Mateus/ES  
2019**

## Cinética Química

A cinética é a área da química que estuda a velocidade das reações. Observamos, no dia a dia, os resultados finais de uma reação e para entender como chegar àquele resultado utilizamos a cinética química. Ou seja, ela é a responsável por identificar o mecanismo pelo qual as reações acontecem.



**Mas para quê estudar isso ???**

Entender o tempo que uma reação leva para acontecer pode ser fundamental em alguns setores, como exemplo, no farmacêutico. Um medicamento ao ser ingerido reage no organismo humano, ou seja, é transformado por reações químicas. O efeito do medicamento (o objetivo da ingestão) só será sentido após a total ou parcial realização dessas reações químicas. O apodrecimento dos alimentos também ocorre devido às reações químicas, a cinética dessas deve, portanto, ser conhecida para determinar o período de validade de um alimento.

Mas, será que bastaria conhecer o mecanismo e calcular o tempo de reação? Apenas com tais informações a indústria farmacêutica teria chegado até onde chegou?

A cinética química nos permite ir mais além. Ela nos dá informações sobre fatores que podem influenciar uma reação e nos permitem entender porque uma fruta aberta mantém suas características por mais tempo quando armazenada na geladeira ou porque os alimentos cozem mais rápido na panela de pressão. Vamos nos aprofundar um pouco mais e ver todos os fatores que influenciam na velocidade das reações e nos permitem controlar se a reação vai ocorrer de forma mais rápida ou mais lenta.

### **1. Fatores que influenciam a velocidade das reações**

- **Superfície de contato**

Quanto maior a superfície de contato maior a velocidade de transformação química. Um dos fatores para ocorrência de uma reação é a colisão efetiva entre as moléculas dos reagentes. O aumento da superfície de contato permite que maior número de moléculas estejam sujeitas a tais colisões e, portanto, a velocidade de reação observada será maior.

Um exemplo visual é um comprimido efervescente em água. Em dois copos diferentes pode-se inserir um comprimido inteiro e, em outro copo, comprimido idêntico, mas triturado. Observar-se-á que o triturado terminará de reagir primeiro. A figura 1 ilustra tal efeito.

**Figura 1** - Ilustração de comprimidos efervescentes na água



Fonte: <https://www.manualdaquimica.com/fisico-quimica/fatores-que-influenciam-velocidade-das-reacoes.htm>

- **Pressão**

À temperatura constante, a alteração de pressão influencia na velocidade das transformações químicas. Ao aumentar a pressão, o volume diminui e as moléculas dos reagentes ficam mais próximas, aumentando a probabilidade de colisão entre elas.

Todos os estados físicos sofrem essa influência, contudo, nos estados sólido e líquido ela é quase imperceptível, mas é significativa quando todos os componentes estão no estado gasoso.

- **Concentração**

Em geral, o aumento da concentração dos reagentes aumenta a velocidade das reações químicas, pois aumenta o número de moléculas confinadas no mesmo espaço. Contudo, uma análise experimental deve ser feita para cada componente em cada reação, pois o comportamento pode variar muito.

- **Temperatura**

O aumento da temperatura gera aumento na energia cinética média das moléculas, fazendo com que se movimentem mais e a probabilidade de choques efetivos entre elas é maior. Logo, o aumento da temperatura gera maior velocidade de reação.

Um exemplo prático é a inserção de alimentos na geladeira para reduzir a velocidade de decomposição ou a utilização da panela de pressão para acelerar o cozimento através de temperaturas mais elevadas (o aumento da pressão acima da pressão atmosférica permite que a água atinja temperaturas superiores ao seu ponto de ebulição).

- **Catalisador**

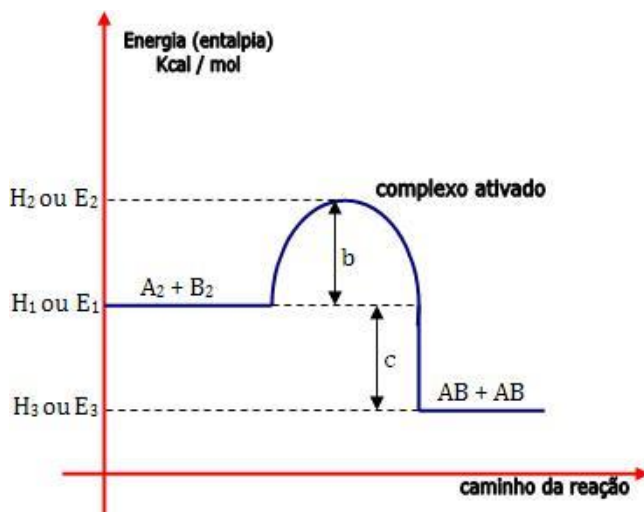
Os catalisadores são substâncias capazes de acelerar as reações químicas sem serem consumidos. Ou seja, são totalmente restituídos ao final da reação. Eles atuam diminuindo a **energia de ativação\***. Vale ressaltar que os catalisadores não alteram o valor de  $\Delta H$  (variação de entalpia), não altera o rendimento e modificam o mecanismo da reação, como mostrado na figura 3.

Essas substâncias são fundamentais nas indústrias para tornar viáveis processos que demoram muito tempo para ocorrer ou que geram produto em pouca quantidade. No cotidiano o pirulito pode ser um exemplo: exposto ao ar a reação do oxigênio com o pirulito é extremamente lenta, contudo após ser colocado em contato com a saliva o consumo é muito mais rápido, pois **enzimas\*** do nosso organismo atuam como catalisadoras com o açúcar e criam estruturas que reagem muito mais facilmente com o oxigênio.

Outra substância que afeta a velocidade das reações é o Inibidor, com ação contrária à do catalisador. O inibidor retarda a reação, ou seja, diminui a velocidade.

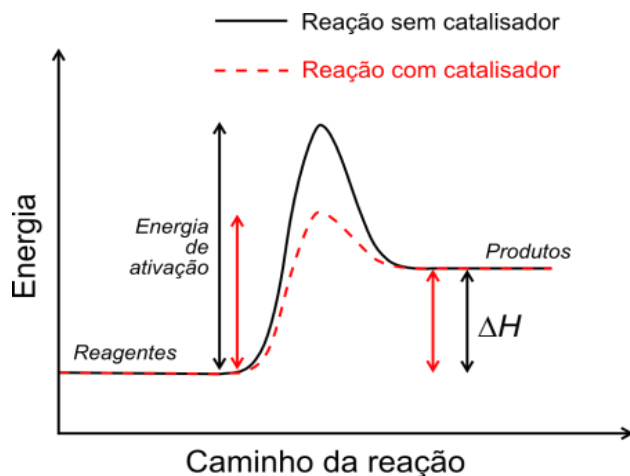
-Energia de ativação é a energia mínima necessária para que as moléculas colidam de modo eficaz, produzindo o complexo ativado e os produtos. Quanto maior a energia de ativação, mais difícil será para a reação ocorrer.

**Figura 2** - Caminho de reação mostrando o complexo ativado



Fonte: <https://www.colegioweb.com.br/cinetica-quimica/analise-grafica-da-energia-de-ativacao.html>. Acesso em 10/05/2019

**Figura 3** - Energia de ativação de uma reação genérica



Fonte: <https://www.infoescola.com/quimica/energia-de-ativacao/>. Acesso em 10/05/2019

-Enzimas são catalisadores biológicos de extrema importância para o organismo humano e processos industriais.

## 2. Velocidade Média

A velocidade média de uma reação é a variação da concentração de uma espécie dividida pelo tempo que leva para que a mudança ocorra. Os reagentes (aqui representados por "R") são consumidos durante uma reação então a variação da concentração será negativa.

Variação é representada pelo símbolo delta ( $\Delta$ ). E concentração molar (mol/L) de um componente é expressa entre colchetes: [componente].

$$\Delta(\text{Concentração}) = \text{Concentração}_{\text{final}} - \text{Concentração}_{\text{inicial}}$$

Já os produtos (representados por "P") são formados, possuem concentração final maior que a inicial. Em geral, não há produtos no início da reação, logo  $\text{Concentração}_{\text{inicial}}=0$ .

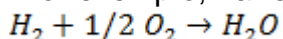
$$\text{Velocidade média do consumo de R} = -\frac{\Delta[R]}{\Delta t}$$

Como  $\Delta[R]$  será negativo para que a velocidade possua valor positivo assume-se o sinal negativo na fórmula. Velocidade positiva é uma convenção normal adotada na cinética química.

$$\text{Velocidade média de formação de P} = \frac{\Delta P}{\Delta t}$$

As **velocidades médias de consumo e formação** demandam que se especifique, necessariamente, o composto de referência.

Por exemplo, na reação:



$$\text{Velocidade de formação da } H_2O = \frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t}$$

Deve-se deixar claro que a velocidade acima é de formação da água, porque a velocidade de consumo de  $H_2$  não terá o mesmo valor. Então, não se pode dizer que é a velocidade da "reação" como um todo.

Contudo, existe também a **Velocidade média única de reação**, que leva em conta os coeficientes estequiométricos (o número que vem antes da molécula na reação química) e terá, portanto, um único valor para todas as espécies e será único para cada reação.

De maneira genérica, para a reação  $aA + bB \rightarrow cC + dD$  ela tem essa forma:

$$\text{Velocidade média única de reação} = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Para a reação de formação da água teremos:

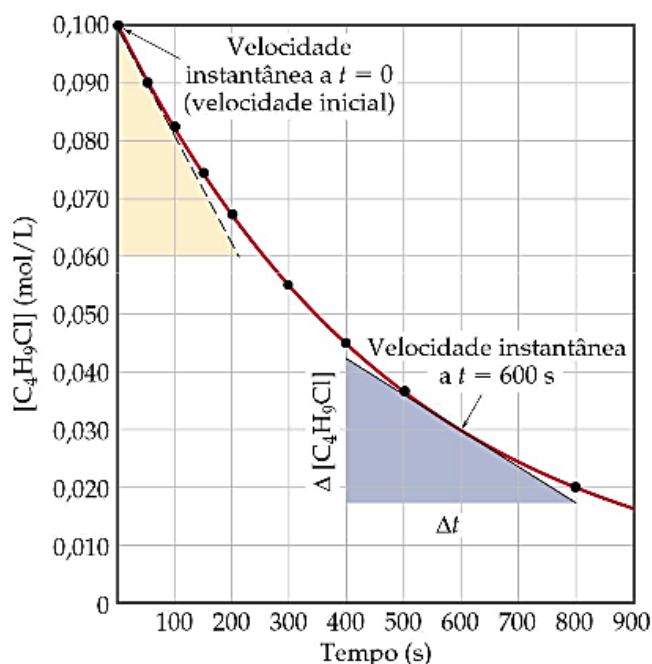
$$\text{Velocidade média única de reação} = -\frac{1 \Delta[H_2]}{1 \Delta t} = -\frac{1 \Delta[O_2]}{1/2 \Delta t} = \frac{1 \Delta[H_2O]}{1 \Delta t}$$

### 3. Velocidade instantânea de reação

É a inclinação da tangente traçada no gráfico de concentração *versus* tempo no momento de interesse. Ou seja, é a velocidade em qualquer instante de tempo. Na maior parte das reações, a velocidade decresce à medida que a reação progride. Devido à dificuldade em traçar retas com exatidão a olho nu utiliza-se, normalmente, um computador.

**VELOCIDADE MÉDIA  $\neq$  VELOCIDADE INSTANTÂNEA**

**Figura 4** - Gráfico com tangente de velocidade instantânea



**Fonte:**

[https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/1291965/mod\\_resource/content/1/Cin%C3%A9tica%20qu%C3%ADmica\\_\\_material.pdf](https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/1291965/mod_resource/content/1/Cin%C3%A9tica%20qu%C3%ADmica__material.pdf). Acesso em 11/05/2019

### 4. Lei de velocidade e ordem de reação

Para compreender lei de velocidade e ordem de reação precisamos primeiro esclarecer o que é uma **reação elementar**.

Reação elementar é aquela que ocorre em apenas uma etapa. Logo, reação não elementar é aquela que se processa em mais de uma etapa e terá, portanto, etapa(s) lenta(s) e etapa(s) mais rápida(s).

Reação elementar:  $A + 2B \rightarrow C$

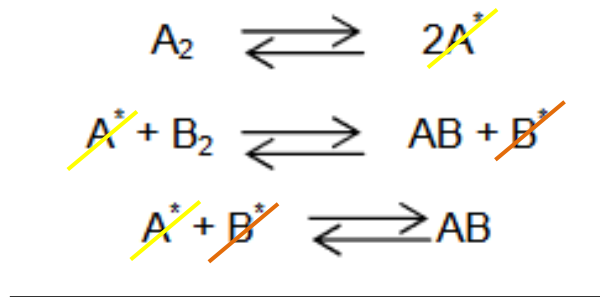
Para essas, a velocidade de reação, a uma dada temperatura, é proporcional ao produto das concentrações dos reagentes (em mol/L) elevadas a seus respectivos coeficientes

estequiométricos.

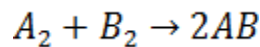
$$V_{\text{reação elementar}} \propto [A]^1 \cdot [B]^2$$

**Reação não elementar:**  $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$

Mecanismo:



Reação global:



Na reação acima temos a formação de  $A^*$  e  $B^*$ , que não são do nosso interesse e que são criados e consumidos durante a reação. Ou seja, não há  $A^*$  e  $B^*$  ao final, sua presença é observada apenas por estudos experimentais de mecanismo. Tais compostos são chamados de intermediários, eles existem entre os reagentes que nós adicionamos e os produtos que desejamos.

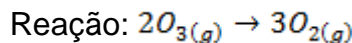
A proporção direta entre concentração de reagente e velocidade de reação não é observada sempre, portanto não é uma lei válida para as reações não elementares. Para tais reações, um estudo de lei de velocidade deve ser feito.

Atesta-se uma proporcionalidade entre a velocidade e as concentrações dos reagentes tanto para reações elementares quanto para as não elementares. Tal proporcionalidade (mostrada pela letra alfa,  $\alpha$ ) é substituída pela constante de proporcionalidade "k", que depende da temperatura, e uma igualdade é obtida na equação.

$$V \propto [\text{Reagente}]^\alpha \rightarrow V = k \cdot [\text{Reagente}]^\alpha$$

Portanto, a lei de velocidade é uma equação que relaciona a rapidez com que uma reação química ocorre e a concentração de uma espécie em qualquer momento.

Ordem de uma reação é a potência à qual a concentração da espécie está elevada na lei de velocidade. A ordem total da reação é a soma da ordem de cada componente.



$$\text{Lei de velocidade determinada experimentalmente: } V = k \cdot [O_3]^2 \cdot [O_2]^{-1}$$

A reação de decomposição do ozônio tem ordem de reação=2 (reação de segunda ordem) para o  $O_3$ , ordem de reação=-1 para o  $O_2$  e a ordem global=2+(-1)=1.

A tabela 1 exemplifica a relação entre ordem de reação e lei de velocidade para uma espécie

A genérica.

Tabela 1 - Ordem e lei de velocidade para A

Ordem em A	Lei de velocidade
0	Velocidade= $k.[A]^0=k$
1	Velocidade= $k.[A]$
2	Velocidade= $k.[A]^2$

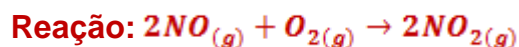
Fonte: Adaptado Atkins & Jones

**EXEMPLO (Fonte: Atkins & Jones):** Ao dobrarmos a concentração de NO, a velocidade da reação aumenta 4 vezes. Ao dobrarmos as concentrações de NO e O<sub>2</sub>, a velocidade aumenta 8 vezes. Quais são:

a) a ordem dos reagentes?

b) a ordem total da reação?

c) as unidades de k, se a velocidade for expressa em  $\text{mols.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$  ?



RESOLUÇÃO:

a)

[NO]	V
x	Y
2x	4Y

1) Dobrou a concentração de NO

2) A velocidade quadruplicou

Portanto, a relação observada entre [NO] e V é que uma alteração na [NO] será sentida na V ao quadrado. Para ter certeza podemos usar uma lei de velocidade. Para a análise da relação da [NO] vamos supor a [O<sub>2</sub>] constante em um primeiro momento.

[NO]	V	[O <sub>2</sub> ]
x	Y	z
2x	4Y	z

Lei de velocidade para a reação:  $V=k[NO]^m[O_2]^n$ . Substituindo os valores da tabela acima na lei de velocidade temos:

$$1: Y = k \cdot (x)^m \cdot (z)^n$$

$$2: 4Y = k \cdot (2x)^m \cdot (z)^n$$

Dividindo a 2 pela 1 teremos:

$$\frac{2}{1} \cdot \frac{4Y}{Y} = \frac{k}{k} \cdot \frac{(2x)^m}{(x)^m} \cdot \frac{(z)^n}{(z)^n}$$

Considerando que os valores foram obtidos sempre a mesma temperatura,  $k_1=k_2=k$ .

$$\frac{2}{1} : 4 = 1 \cdot \left(\frac{2x}{x}\right)^m \cdot 1$$

$$\frac{2}{1} : 4 = 1 \cdot (2)^m \cdot 1$$

$$\frac{2}{1} : 4 = 2^m$$

Para obter o expoente podemos aplicar o  $\log_{10}$  em ambos os lados da igualdade.

$$\frac{2}{1} : \log_{10} 4 = \log_{10} 2^m$$

$$\frac{2}{1} : \log_{10} 4 = m \cdot \log_{10} 2$$

Com o auxílio de uma calculadora, obtemos o  $\log_{10} 4 = 0,602059991 \approx 0,6$  e o  $\log_{10} 2 = 0,301029996 \approx 0,3$ .

$$\frac{2}{1} : 0,6 = m \cdot 0,3$$

$$\frac{2}{1} : m = \frac{0,6}{0,3} \therefore m = 2$$

$$\therefore m = 2$$

Provamos que a [NO] na lei de velocidade para a reação de produção de  $\text{NO}_2$  está elevada a dois e possui, portanto, uma relação quadrática com a velocidade.

Para sabermos a ordem da reação em relação ao  $\text{O}_2$ , precisamos obter o n. Para isso, utilizaremos a segunda informação dada no exercício.

	[NO]	[O <sub>2</sub> ]	V	
	x	z	Y	
<b>DOBRARAM as concentrações</b>	2x	2z	8Y	<b>Aumentou 8 vezes</b>

A lei de velocidade para a reação é mantida:  $V=k[\text{NO}]^m[\text{O}_2]^n$ . Uma alternativa seria encontrar  $n$  da mesma forma que encontramos  $m$ , alterando a concentração de  $[\text{O}_2]$  e mantendo a de  $[\text{NO}]$ , contudo não temos uma informação apenas entre  $[\text{O}_2]$  e  $V$ . O que nos foi dado no exercício é a velocidade observada quando se altera tanto a  $[\text{O}_2]$  quanto a  $[\text{NO}]$ . Portanto, vamos usar a informação de que  $m=2$  e obter  $n$ .

$$1: Y = k \cdot (x)^2 \cdot (z)^n$$

$$2: 8Y = k \cdot (2x)^2 \cdot (2z)^n$$

Dividindo 2/1:

$$\frac{2}{1}: \frac{8Y}{Y} = \frac{k}{k} \cdot \frac{(2x)^2}{(x)^2} \cdot \frac{(2z)^n}{(z)^n}$$

$$\frac{2}{1}: 8 = 1 \cdot \left(\frac{2x}{x}\right)^2 \cdot \frac{(2z)^n}{(z)^n}$$

$$\frac{2}{1}: 8 = \left(\frac{2x}{x}\right)^2 \cdot \left(\frac{2z}{z}\right)^n$$

$$\frac{2}{1}: 8 = (2)^2 \cdot (2)^n$$

$$\frac{2}{1}: 8 = 4 \cdot (2)^n$$

$$\frac{2}{1}: \frac{8}{4} = (2)^n$$

$$\frac{2}{1}: 2 = (2)^n$$

Aplicando o logaritmo em ambos os lados:

$$\frac{2}{1}: \log_{10} 2 = \log_{10} 2^n$$

$$\frac{2}{1}: \log_{10} 2 = n, \log_{10} 2$$

$$\frac{2}{1}: n = \frac{\log_{10} 2}{\log_{10} 2}$$

$$\therefore n = 1$$

Logo, a ordem de reação em relação ao  $\text{O}_2$  é 1. Primeira ordem.

b) A ordem total de reação é dada pela soma das ordens de cada espécie:

$$\text{Ordem total} = 2 + 1 = 3. \text{ Reação de terceira ordem.}$$

**OBS: Os expoentes na lei de velocidade são idênticos aos coeficientes estequiométricos da reação química. Podemos, portanto, dizer que a reação de produção de NO<sub>2</sub> a partir de NO e O<sub>2</sub> é uma reação elementar.**

c) Tendo agora os expoentes (ordens de reação) da lei de velocidade podemos obter a unidade de k.

$$\text{Lei de velocidade: } V = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]^1$$

Unidade da lei de velocidade:

$$\left(\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}\right) = k \cdot \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2 \cdot \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^1$$

$$k = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})}$$

$$k = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}}$$

$$k = \frac{\text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}}$$

$$\text{Unidade de } k: \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}^1}$$

## 5. Meia-vida de reações

Uma das aplicações da cinética química é o cálculo de meia-vida de uma espécie. Meia-vida é o tempo necessário para que a concentração de determinada espécie caia a metade do valor inicial. É um conceito muito aplicado no estudo de fósseis (meia vida do carbono), no estudo da radioatividade e em processos biológicos.

Uma informação que pode ser útil é entender que quanto **maior o valor de k, mais rápido é o desaparecimento de um reagente**. Para calcular a meia-vida, vamos lançar mão da lei de velocidade integrada de primeira ordem, que relaciona o consumo de um reagente A, k e o tempo. Essa equação é obtida a partir de cálculos derivativos da lei de velocidade única:

$$\text{Lei de velocidade integrada de primeira ordem: } \ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt$$

[A]<sub>0</sub> é a concentração inicial de A e [A]<sub>t</sub> é a concentração de A após decorrido um tempo t.

O tempo de meia-vida ( $t_{1/2}$ ) é aquele em que  $[A]_t = \frac{[A]_0}{2}$

$$\ln \frac{[A]_0/2}{[A]_0} = -kt_{1/2}$$

$$-k \cdot t_{1/2} = \ln \left( \frac{1}{2} \right)$$

$$k \cdot t_{1/2} = \ln(2)$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$$

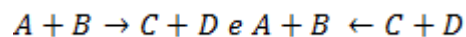
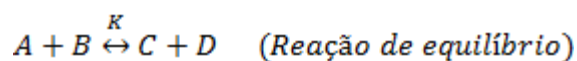
Analogamente, a partir das leis de velocidade integradas, podemos obter a expressão do tempo de meia-vida para ordem 0 e ordem 2, mostradas na tabela 2. Contudo, apenas a equação para reação de primeira ordem é utilizada.

**Tabela 2** - Lei de velocidade integrada e tempo de meia-vida

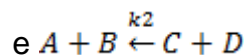
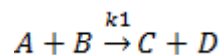
	Ordem 0	Ordem 1	Ordem 2
<b>Lei de velocidade integrada</b>	$[A]_t = -kt + [A]_0$	$[A]_t = [A]_0 e^{-kt}$	$[A]_t = \frac{[A]_0}{1 + [A]_0 t}$
<b>Meia-vida</b>	(não utilizada)	$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$	(não utilizada)

## 6. Reações em equilíbrio

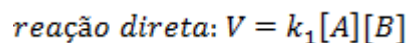
No equilíbrio as velocidades das reações direta e inversa são iguais e tal informação nos auxiliará a obter a constante do equilíbrio. Cada reação tem uma constante (k) associada, logo uma reação invertível possui duas constantes associadas: a da reação direta e a da reação inversa. Ilustradas na reação genérica a seguir:



Com as constantes:



O K do equilíbrio será denominado  $K_C$  e é obtido a partir de  $k_1$  e  $k_2$ .



reação inversa:  $V = k_2[C][D]$

Como as velocidades são iguais no equilíbrio obtemos a igualdade:

$$k_1[A][B] = k_2[C][D] \therefore \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

Se compararmos a expressão obtida com a reação de equilíbrio, podemos obter uma relação. Constante de equilíbrio é [produtos]/[reagentes]. Logo, a razão obtida com as duas constantes ( $k_1$  e  $k_2$ ) pode ser associada à constante de equilíbrio  $K_c$ .

$$K_c = \frac{k_1}{k_2}$$

## 7. Exercícios para praticar

- I. Na reação  $2CrO_4^{2-} (aq) + 2H^+ \rightarrow Cr_2O_7^{2-} (aq) + 2H_2O(l)$  a velocidade de formação dos íons dicromato é  $0,14 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ . Qual é a velocidade de reação dos íons cromato? E qual a velocidade única de reação?

(Dica: Caso necessário, utilize o mesmo  $\Delta t$  para formação e reação e tente juntar as equações).

- II. Na reação  $4CH_3Br(aq) + OH^-(aq) \rightarrow CH_3OH(aq) + Br^-(aq)$ , quando a concentração de  $OH^-$  dobra, a velocidade dobra. Quando só a concentração de  $CH_3Br$  aumenta por um fator de 1,2, a velocidade aumenta por um fator de 1,2. Escreva a lei de velocidade da reação.
- III. Os seguintes dados cinéticos foram obtidos para a reação  $A + B + C \rightarrow \text{produtos}$ :

Tabela 3 - Dados cinéticos do exercício III

Experimento	Concentração inicial ( $\text{mol.L}^{-1}$ )			Velocidade inicial ( $\text{mmol de A} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ )
	[A] <sub>0</sub>	[B] <sub>0</sub>	[C] <sub>0</sub>	
1	1,25	1,25	1,25	8,7
2	2,5	1,25	1,25	17,4
3	1,25	3,02	1,25	50,8
4	1,25	3,02	3,75	457,0

Fonte: Adaptado de Atkins & Jones 2012

- Escreva a lei de velocidade da reação.
- Qual a ordem da reação?
- Determine, a partir dos dados, o valor e a unidade da constante de velocidade.

### Gabarito:

I.  $0,28 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$  e  $0,14 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$

II.  $V=k[\text{CH}_3\text{Br}][\text{OH}^-]$

III.

a)  $V=k[\text{A}][\text{B}]^2[\text{C}]^2$

b) Ordem total=5

c)  $2,85 \cdot 10^{12} \text{ L}^4.\text{mol}^{-4}.\text{s}^{-1}$

### Referências Bibliográficas

FOGAÇA, J. R. Fatores que influenciam a velocidade das reações. **Manual da Química**. [s.d]. Disponível em: <<https://www.manualdaquimica.com/fisico-quimica/fatores-que-influenciam-velocidade-das-reacoes.htm>>. Acesso em: Maio 2019

ABRANTES, B. Cinética Química: tudo sobre a velocidade das reações químicas. 2018. Disponível em: <<https://www.stoodi.com.br/blog/2018/08/09/cinetica-quimica/>>. Acesso em: Maio 2019

PAULA, C. O que é Cinética Química?. 2017. Disponível em: <<https://descomplica.com.br/blog/quimica/resumo-qui/resumo-cinetica-quimica/>>. Acesso em: Maio 2019

ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012