

Cálculos da velocidade

quinta-feira, 1 de outubro de 2020

A Cinética Química tem como principal objetivo o estudo da **velocidade em que uma determinada reação química processa-se**. A partir desse estudo, temos condição de especificar se uma reação ocorreu de forma rápida ou lenta.

Ao falarmos de velocidade (v), devemos lembrar que a Física trabalha essa grandeza por meio da relação entre a variação do espaço (ΔS) e a variação do tempo (Δt):

$$v = \frac{\Delta S}{\Delta t}$$

Na Química, não avaliamos o espaço que uma reação percorre, já que ela não se desloca de um lugar para outro. Na verdade, damos ênfase na variação das quantidades de reagentes e produtos durante uma reação expressa em termos de molaridade (concentração em mol/L). A variação da concentração é dada pela simbologia $\Delta[]$.

Durante uma reação química, os reagentes são consumidos para que os produtos sejam formados. Por essa razão, podemos calcular a **velocidade em que um reagente é consumido ou a velocidade em que um produto é formado**, por exemplo. Em ambos os casos, sempre vamos realizar o cálculo a partir da relação entre a variação da concentração e a variação do tempo:

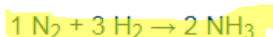
$$v = \frac{|\Delta[]|}{\Delta t}$$

Observação: O módulo $|\Delta[]|$ é necessário porque a velocidade não pode ser negativa. Além disso, existe a possibilidade de, ao calcular a variação da concentração ($\Delta[]$), o resultado ser negativo (principalmente nos reagentes, pois a concentração final é menor que a inicial).

Para determinar a **velocidade média em que uma reação (v_r)** é processada, devemos obrigatoriamente conhecer a velocidade (v_x) de qualquer um dos participantes da reação e dividi-la pelo seu coeficiente estequiométrico da reação:

$$v_r = \frac{v_x}{n}$$

Para exemplificar os cálculos da velocidade em uma reação química, vamos utilizar como base a equação que representa a reação de formação da amônia:



Nessa reação, o N_2 e o H_2 são reagentes, enquanto o NH_3 é o produto. À medida que o tempo passa, a quantidade de reagentes diminui e a quantidade de produtos aumenta, de acordo com a tabela a seguir:

Tempo (min)	$[\text{N}_2]$ mol/L	$[\text{H}_2]$ mol/L	$[\text{NH}_3]$ mol/L
0	0,2	0,6	0
2	0,1	0,3	0,2

Utilizando os dados acima, é possível determinar a velocidade de cada um deles em qualquer intervalo de tempo. Para exemplificar, determinaremos a velocidade de cada um no intervalo de 0 a 2 minutos de reação:

Tempo (min)	[N ₂] mol/L	[H ₂] mol/L	[NH ₃] mol/L
0	0,2	0,6	0
2	0,1	0,3	0,2

Utilizando os dados acima, é possível determinar a velocidade de cada um deles em qualquer intervalo de tempo. Para exemplificar, determinaremos a velocidade de cada um no intervalo de 0 a 2 minutos de reação:

Vamos calcular...

Outra forma....

No ano de 1864, os químicos Cato Maximilian Guldberg e Peter Waage formularam a **lei da velocidade**, a qual propõe que a velocidade de uma reação química é determinada exclusivamente pelos reagentes dessa reação.

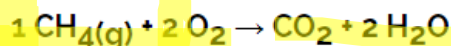
A **lei da velocidade** é enunciada ou representada por uma expressão matemática que obtém o produto das concentrações em mol/L dos reagentes, elevadas aos seus respectivos coeficientes (a, b) estequiométricos (valores do balanceamento) com uma constante (k).

$$v = k.[\text{reagente 1}]^a.[\text{reagente 2}]^b$$

Para construir a expressão referente à **lei da velocidade**, é fundamental que saibamos se a reação é elementar (processada em uma etapa) ou não elementar (que é processada em várias etapas).

Lei da velocidade para reações elementares

Para reações que se processam em uma única etapa, a expressão da **lei da velocidade** utiliza os componentes (reagentes e seus coeficientes) da equação. Exemplo:

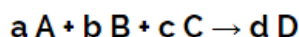


Nessa reação elementar, temos os reagentes metano (CH₄, com o coeficiente 1) e o oxigênio (O₂, com o coeficiente 2). Assim, a expressão da lei da velocidade será:

$$v = k.[\text{CH}_4]^1.[\text{O}_2]^2$$

Lei da velocidade para reações não elementares

Como as reações não elementares ocorrem em várias etapas, a determinação da expressão da **lei da velocidade** depende da análise da influência de cada reagente sobre a velocidade de cada etapa. Para isso, os exercícios ou os textos fornecem uma tabela contendo valores de concentrações e velocidade de cada etapa, como no exemplo abaixo:



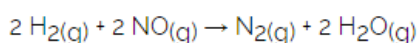
[A] mol/L	[B] mol/L	[C] mol/L	Velocidade mol/L.min
2	3	1	0,5
4	3	1	2
4	6	1	2
4	6	2	16

Como a tabela apresenta quatro linhas, portanto, trata-se de uma reação não elementar que é processada em quatro etapas, e os seus reagentes são A, B e C. Agora, para saber os coeficientes que eles apresentam, devemos realizar os seguintes passos:

Vamos pensar na reação genérica... $V = k [A]$

Exercícios...

(Uni-Rio-RJ) Num laboratório, foram efetuadas diversas experiências para a reação:



Com os resultados das velocidades iniciais obtidos, montou-se a seguinte tabela:

Experimento	[H ₂] mol . L ⁻¹	[NO] mol . L ⁻¹	Velocidade mol . L ⁻¹ . s ⁻¹
1	0,1	0,1	0,1
2	0,2	0,1	0,2
3	0,1	0,2	0,4
4	0,3	0,1	0,3
5	0,1	0,3	0,9

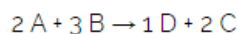
Dados obtidos em experimento sobre a lei da velocidade

Baseando-se na tabela acima, podemos afirmar que a lei de velocidade para a reação é:

a) $V = k \cdot [H_2]$

- b) $V = k \cdot [\text{NO}]$
 c) $V = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]$
 d) $V = k \cdot [\text{H}_2]^2 \cdot [\text{NO}]$
 e) $V = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]^2$

(Efei-MG) A cinética da reação hipotética:



foi estudada, obtendo-se a seguinte tabela:

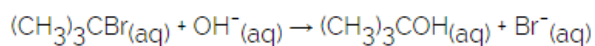
Experiência	[] . 10 ² inicial		V _{inicial} de formação de D (mol de moléculas/min)
	[A]	[B]	
1	1,0	1,0	2,0
2	2,0	1,0	4,0
3	3,0	1,0	6,0
4	1,0	2,0	8,0
5	1,0	3,0	18,0

Exercícios sobre lei da velocidade das reações químicas

A lei da velocidade para a reação hipotética é fornecida pela equação:

- a) $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]^3$ b) $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]^2$
 c) $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$ d) $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$
 e) $v = k \cdot [\text{A}]$

Considere a seguinte reação a 55°C:



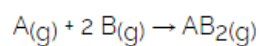
Experimento	$[(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]$	$[\text{OH}^-]$	Velocidade inicial $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
1	0,5	0,05	5
2	1	0,05	10
3	1	0,1	10

Experimentos sobre lei de ação das massas ou lei de velocidade das reações

Determine a equação da rapidez ou lei da velocidade dessa reação a 55°C:

- a) $V = k \cdot [(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]$
 b) $V = k \cdot [\text{OH}^-]$
 c) $V = k \cdot [(\text{CH}_3)_3\text{CBr}] \cdot [\text{OH}^-]$
 d) $V = k \cdot [(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]^2 \cdot [\text{OH}^-]$
 e) $V = k \cdot [(\text{CH}_3)_3\text{CBr}] \cdot [\text{OH}^-]^2$

Considere a seguinte reação química hipotética:



Com os dados obtidos, construiu-se o seguinte gráfico, em que foi medida a velocidade inicial da reação, variando-se as concentrações de A e B.

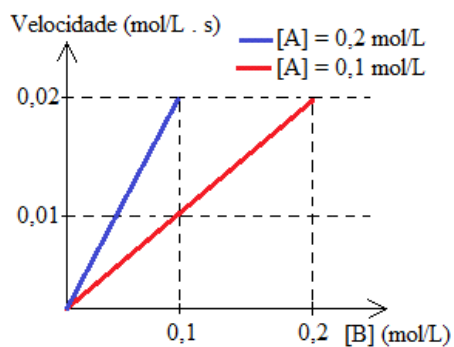


Gráfico com velocidade inicial de reação genérica

Determine a lei da velocidade dessa reação genérica:

a) $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^3$ b) $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^2$

c) $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$ d) $v = k \cdot [A] \cdot [B]$

e) $v = k \cdot [A]$