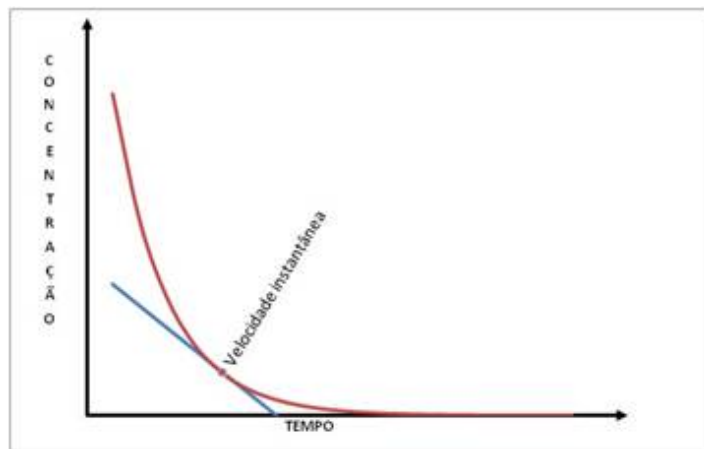


# Cinética Química

- Estuda a velocidade das reações químicas
- Consumo de Reagente  $\rightarrow V = -\Delta[\text{Reagente}] / \Delta t$
- Formação de Produto  $\rightarrow V = \Delta[\text{Produto}] / \Delta t$

## Velocidade Instantânea:

- $V_{\text{Instantânea}} = -d[\text{Reagente}] / dt$  (Diferencial do consumo de reagentes em função do tempo  $\rightarrow$  **Inclinação da reta** em um determinado ponto)



## Velocidade Média:

- $V_{\text{Média}} = -\Delta[\text{Reagente}] / \Delta t$  (Média entre dois pontos em função do tempo)

## Lei da Velocidade:

- Determinada experimentalmente
- **Não depende** dos coeficientes estequiométricos



$$V = k \cdot [A]^a [B]^b [C]^c$$

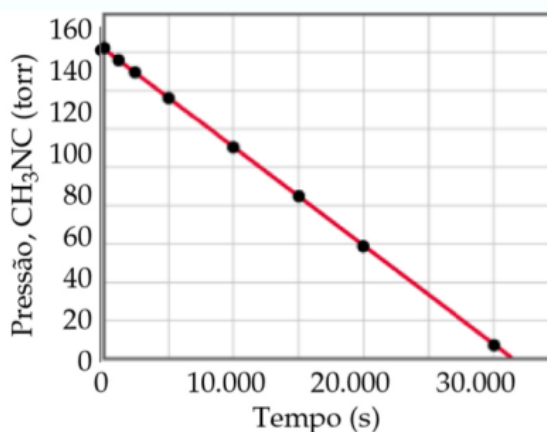
- Sendo  $k$  = constante de velocidade
- “a”, “b”, “c” = Ordem de reação em relação a um respectivo reagente  
(Determinados experimentalmente)
- Ordem Global da reação  $\rightarrow OG = a + b + c$

### Lei Integrada da Velocidade:

#### Reações de Ordem Zero:

- A concentração dos reagentes **não influencia** na velocidade da reação  
(Lei de Velocidade  $\rightarrow V = k$ )
- Advinda da Lei da Velocidade  $\rightarrow$  Lei Integrada de Velocidade para reações de Ordem Zero:

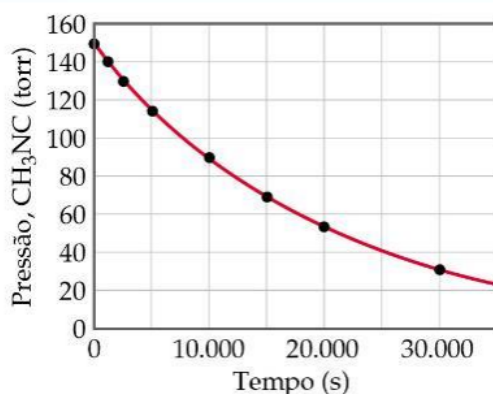
$$[A] = [A]_0 - kt$$



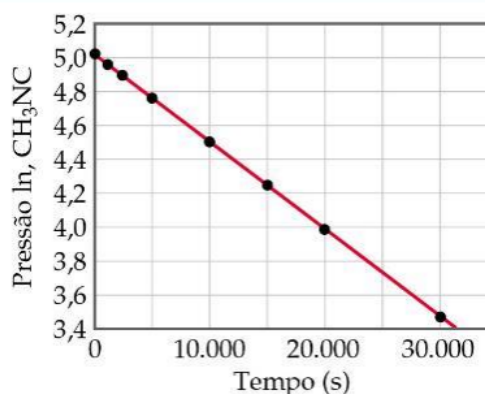
#### Reações de Primeira Ordem:

- A concentração dos reagentes influencia na velocidade da reação
- Advinda da Lei de Velocidade  $\rightarrow$  Lei Integrada de Velocidade para reações de Primeira Ordem:

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



(a)

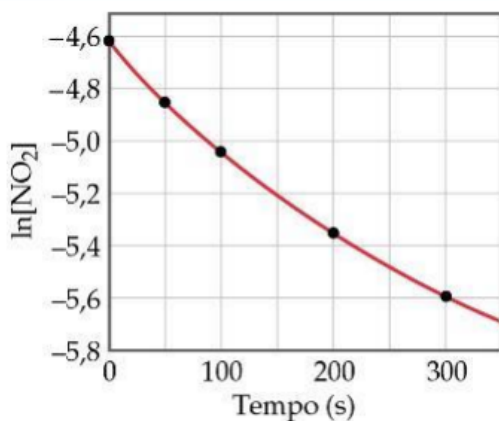


(b)

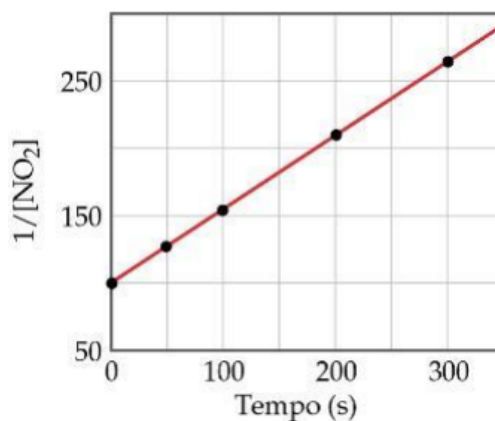
### Reações de Segunda Ordem:

- A concentração dos reagentes influencia na velocidade da reação
- Advinda da Lei de Velocidade → Lei Integrada da Velocidade para reações de Segunda Ordem:

$$1/[A] = 1/[A]_0 + kt$$



(a)



(b)

### Tempo de Meia Vida:

- Tempo necessário para que a concentração inicial de um composto caia pela metade
- Definição →  $[A] = [A_0] / 2$

### Reações de Ordem Zero:

- Aplicando a Definição na Lei Integrada obtemos:

$$t_{1/2} = [A]_0 / 2k$$

### Reações de Primeira Ordem:

- Aplicando a Definição na Lei Integrada obtemos:

$$t_{1/2} = \ln 2 / k$$

### Reações de Segunda Ordem:

- Aplicando a Definição na Lei Integrada obtemos:

$$t_{1/2} = 1 / k[A]_0$$

A → B	Ordem 0	Ordem 1	Ordem 2
Equação	$-\frac{d[A]}{dt} = k$	$-\frac{d[A]}{dt} = k[A]$	$-\frac{d[A]}{dt} = k[A]^2$
Constante (unidade)	Mol s <sup>-1</sup>	s <sup>-1</sup>	Mol <sup>-1</sup> s <sup>-1</sup>
Equação integrada	$[A] = [A]_0 - kt$	$[A] = A_0 e^{-kt}$	$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$
linearização	$[A] \times t$	$\ln[A] \times t$	$\frac{1}{[A]} \times t$
Relação entre a inclinação da reta e a constante de velocidade	$k = -(\text{inclinação da reta})$	$k = -(\text{inclinação da reta})$	$k = (\text{inclinação da reta})$
Meia vida	$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$	$t_{1/2} = \frac{1}{[A]_0 k}$

### Equação de Arrhenius:

- Para que uma reação ocorra é necessário que os reagentes tenham uma energia mínima
- Depende da Temperatura

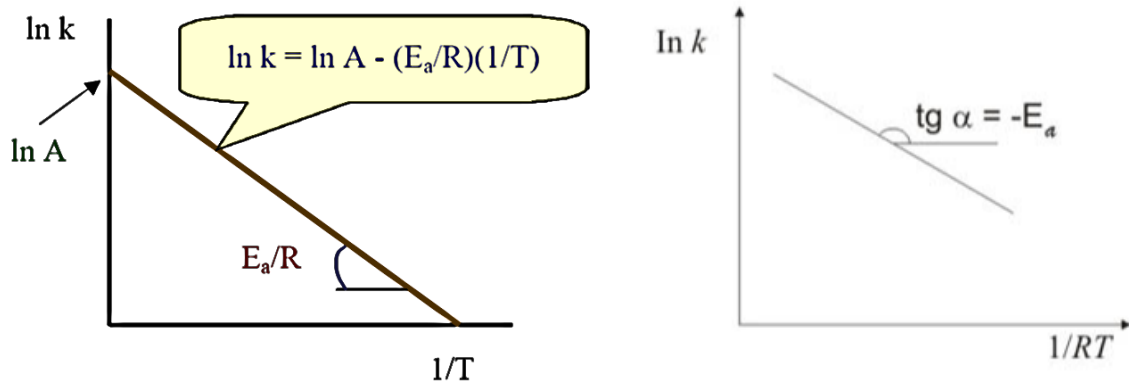
**OBS:** **Modelo das Colisões** → As moléculas precisam colidir efetivamente para que possam reagir; **Fatores que alteram a velocidade** → Concentração, Temperatura, Superfície de contato, Pressão, Catalisador (Influencia na energia mínima necessária para que a reação ocorra)

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

- Sendo: k = Constante de velocidade
- A = Fator pré-exponencial (Leva em consideração colisões efetivas)

- $E_a$  = Energia de ativação (Energia mínima para que a reação ocorra)
- $R$  = Constante dos gases
- $T$  = Temperatura absoluta

Linearização:



- Equação Linearizada:

$$\ln (1/t) = \ln A - E_a/R \cdot 1/T$$

**OBS:** Gráficos com eixos diferentes resultam em coeficientes angulares também diferentes (Apresentado nos gráficos)