

QFL 1444

L5 - Cinética Química – A reação relógio iodeto/iodo

Cinética química

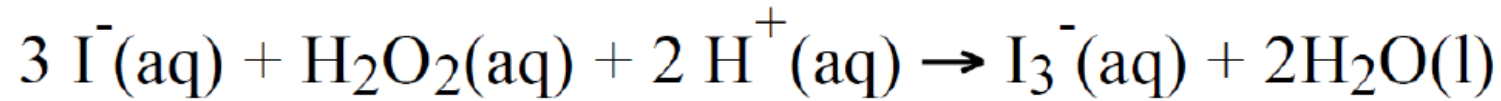
- Velocidade
- Mecanismo de reação

Mecanismos diferentes levam a cinéticas diferentes.

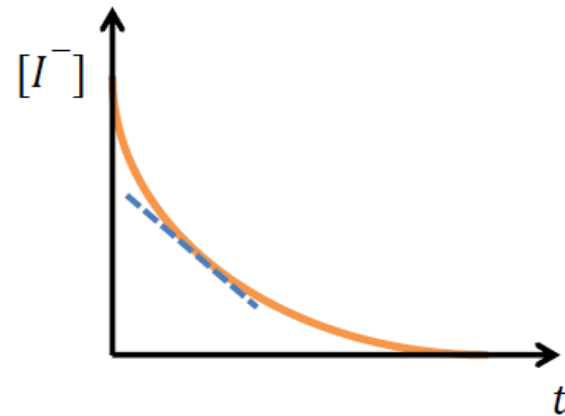
Objetivos

- Determinar:
 - Velocidade de reação
 - Ordem de reação
 - Constante de velocidade
 - Energia de ativação

Como medir a velocidade

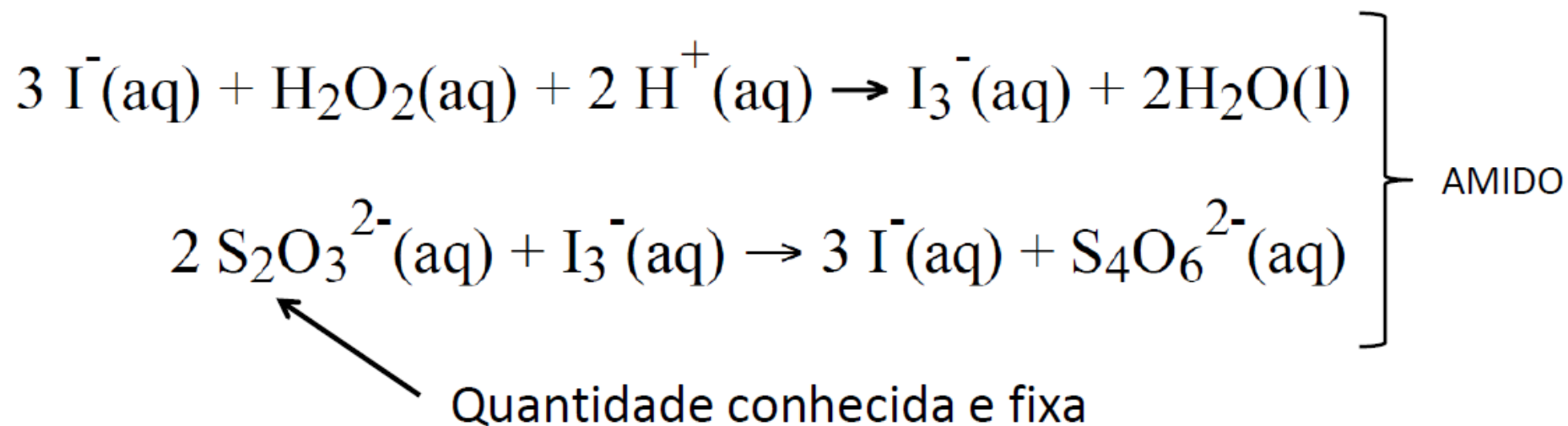


$$v = -\frac{1}{3} \frac{d[\text{I}^{-}]}{dt} \approx -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{I}^{-}]}{\Delta t}$$



Basta medir o tempo para reagir determinada quantidade de um reagente/produto.

Como medir a velocidade



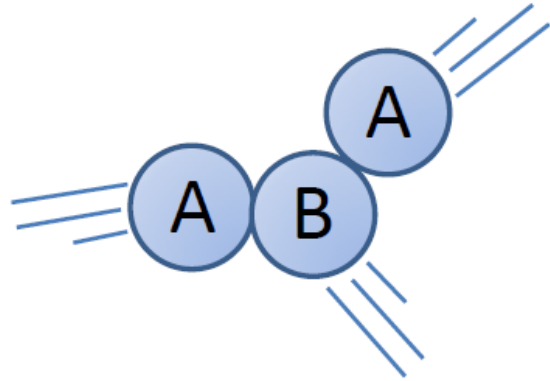
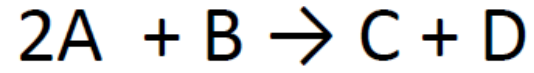
$$v = -\frac{1}{3} \frac{d[\text{I}^{-}]}{dt} \approx -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{I}^{-}]}{\Delta t} \quad [\text{I}^{-}] = \frac{3}{2} [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]$$

$$v = \frac{1}{2} \frac{[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]}{t}$$

Lei de velocidade

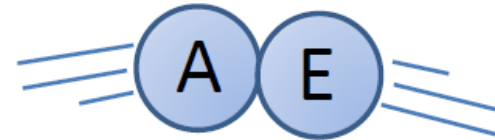
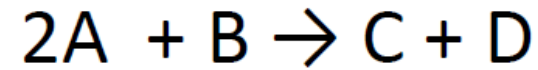
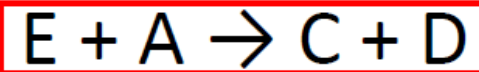
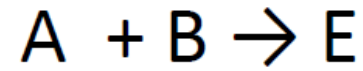
Reação:

Elementar



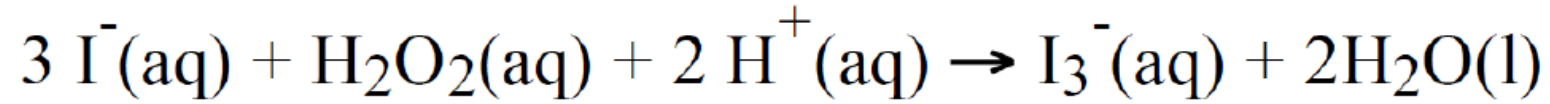
$$v(t) = k(T)[A]^2[B]^1$$

Não-Elementar

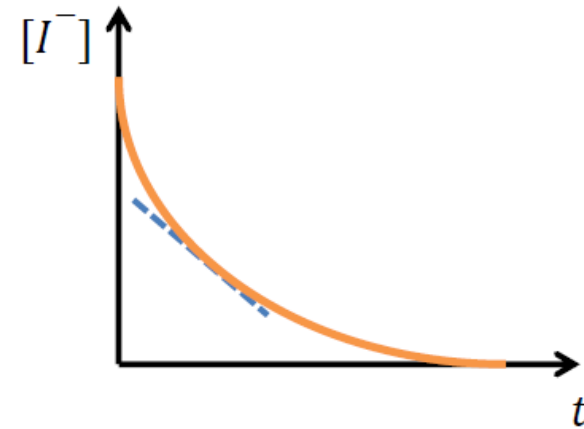


$$v(t) = k'(T)[A]^1[E]^1$$

Lei de velocidade



$$v(t) = k(T)[\text{I}^{-}]^x [\text{H}_2\text{O}_2]^y [\text{H}^{+}]^z$$



Determinação da ordem de reação

Ordem de reação

exp	H ₂ O (mL)	KI 0.050 M (mL)	Na ₂ S ₂ O ₃ 0.050 M (mL)	amido (mL)	tampão (mL)	volume ácido/base (mL)	*volume de H ₂ O ₂ 0.80 M (mL)
1	125	25,0	5,0	5,0	30,0	0	10,0
2	100	50,0	5,0	5,0	30,0	0	10,0
3	115	25,0	5,0	5,0	30,0	0	20,0
4	100	25,0	5,0	5,0	30,0	25 HOAc	10,0
5	100	25,0	5,0	5,0	30,0	25 HCl	10,0
6	100	25,0	5,0	5,0	30,0	25 NaOH	10,0

***ADICIONE H₂O₂ SOMENTE QUANDO FOR MEDIR O TEMPO DE REAÇÃO.**

Ordem de reação


$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k(T)[I^-]_1^x [H_2O_2]^y [H^+]^z}{k(T)[I^-]_2^x [H_2O_2]^y [H^+]^z}$$

$$\log\left(\frac{v_1}{v_2}\right) = x \cdot \log\left(\frac{[I^-]_1}{[I^-]_2}\right)$$

$$x = \frac{\log\left(\frac{v_1}{v_2}\right)}{\log\left(\frac{[I^-]_1}{[I^-]_2}\right)}$$

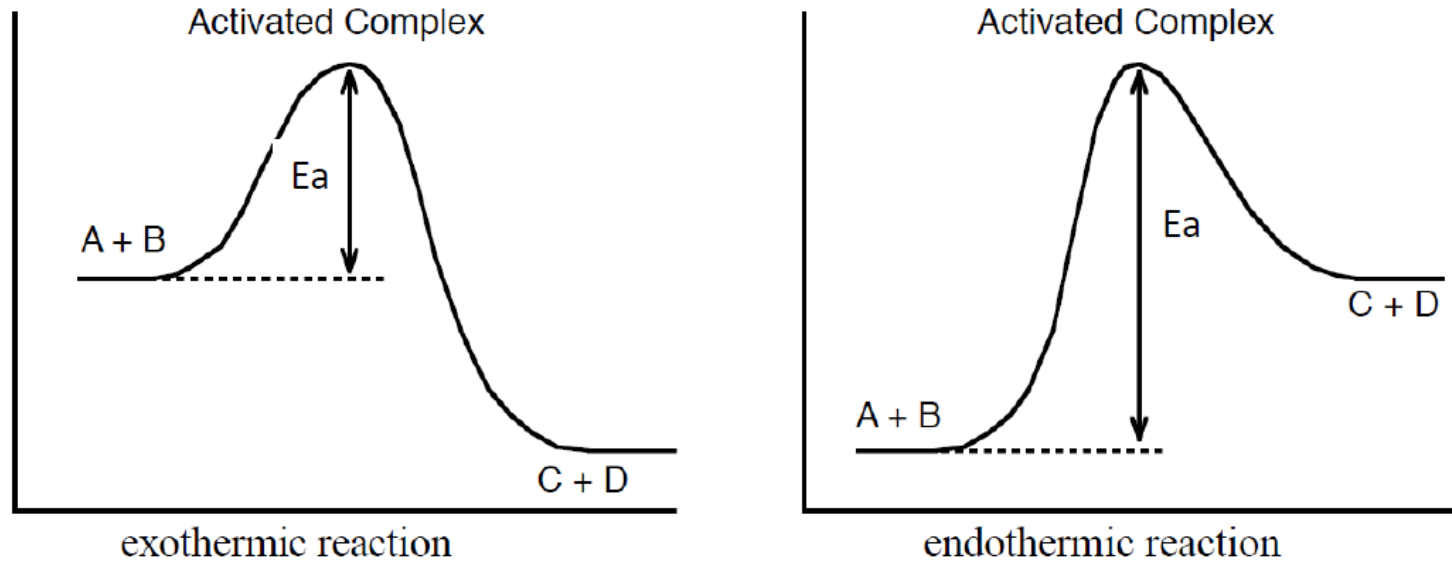
Constante de velocidade

$$v(t) = k(T) [I^-]^x [H_2O_2]^y [H^+]^z$$

$$k(T) = \frac{v(t)}{[I^-]^x [H_2O_2]^y [H^+]^z}$$


Cada experimento fornece um valor de $k(T)$

Energia de ativação



Equação de Arrhenius (Empírica)

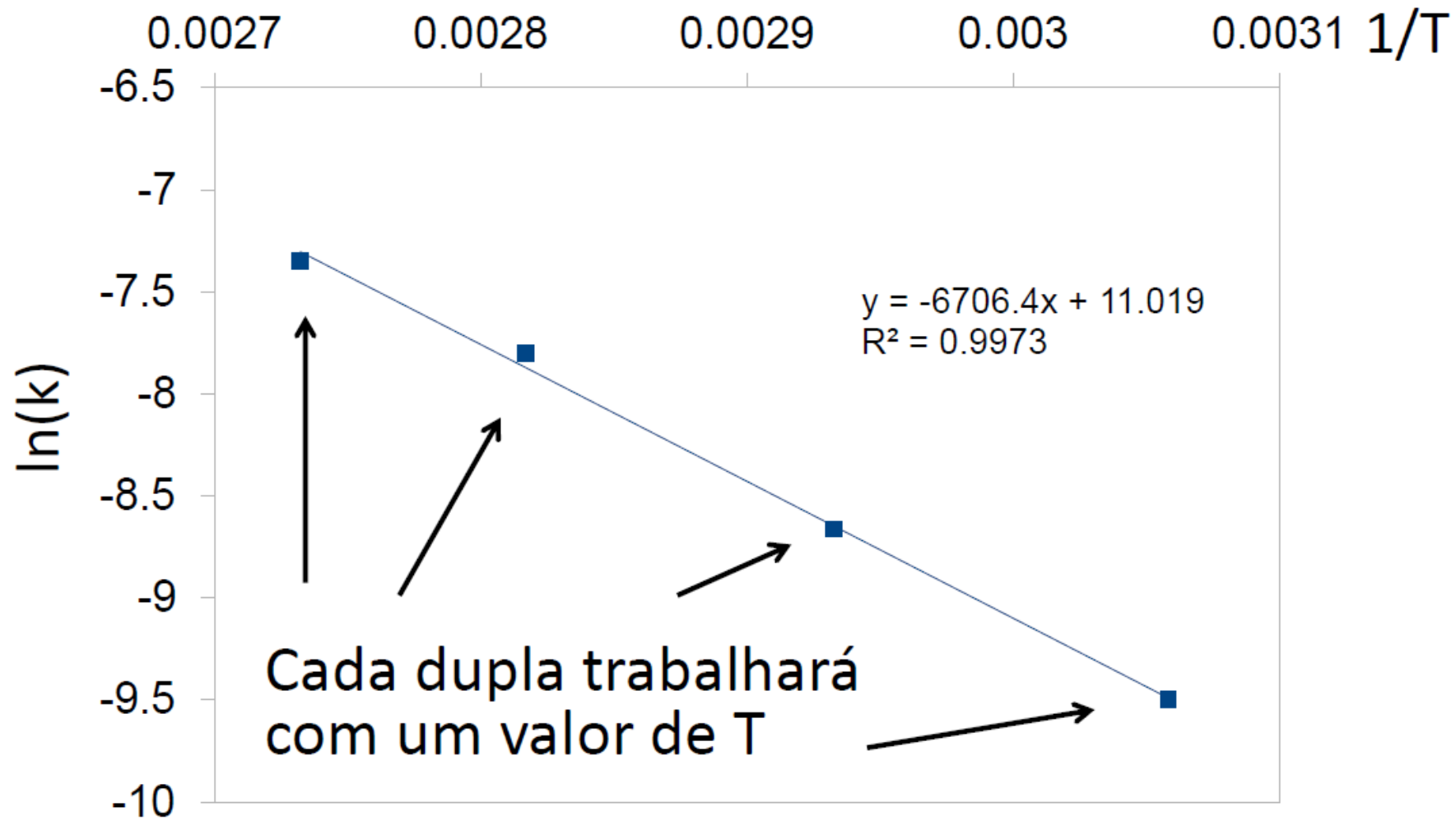
$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

E_a = activation energy in kJ/mol

R = gas law constant, 8.314 J/K mol

T = temperature in K

A = frequency factor



$$k = Ae^{-E_a/RT} \quad \rightarrow \quad \ln k = \frac{-E_a}{RT} + \ln A$$

Procedimento Experimental

Toda a turma deve preparar:

- 1L de KI 0.050 M e 100 mL $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0.050 M
- TODOS usarão as mesmas soluções

Escolha uma temperatura:

- 30, 45, 55 e 65° C

Prepare os 6 ensaios, determine o pH e os coloque no banho.

Procedimento Experimental

- Faça uma medida por vez.
- Adicione o H_2O_2 de uma só vez.
- Fazer todos os cálculos no laboratório.
 - Os experimentos são rápidos e podem ser repetidos caso a constante k não ficar tão constante assim.
- Usar uma planilha para o cálculo e estimar incertezas.

Referências:

1. <http://ocw.mit.edu/courses/chemistry/5-302-introduction-to-experimental-chemistry-january-iap-2005/labs/> acessado em 22/02/2012. (experimento similar)
2. D. A. McQuarrie e J. D. Simon; *“Physical Chemistry, a molecular approach”*, 1 ed, **1997** University Science Books, Sausalito, California, cap. 28-29.
3. R. F. Teófilo, P. C. Braathen e M. M. M. Rubinger; *“Reação Relógio Iodeto/Iodo com Material Alternativo de Baixo Custo e Fácil Aquisição”*, Química Nova na escola, 16, **2002**, 36-40. (trata da reação relógio, disponível em <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc16/>).