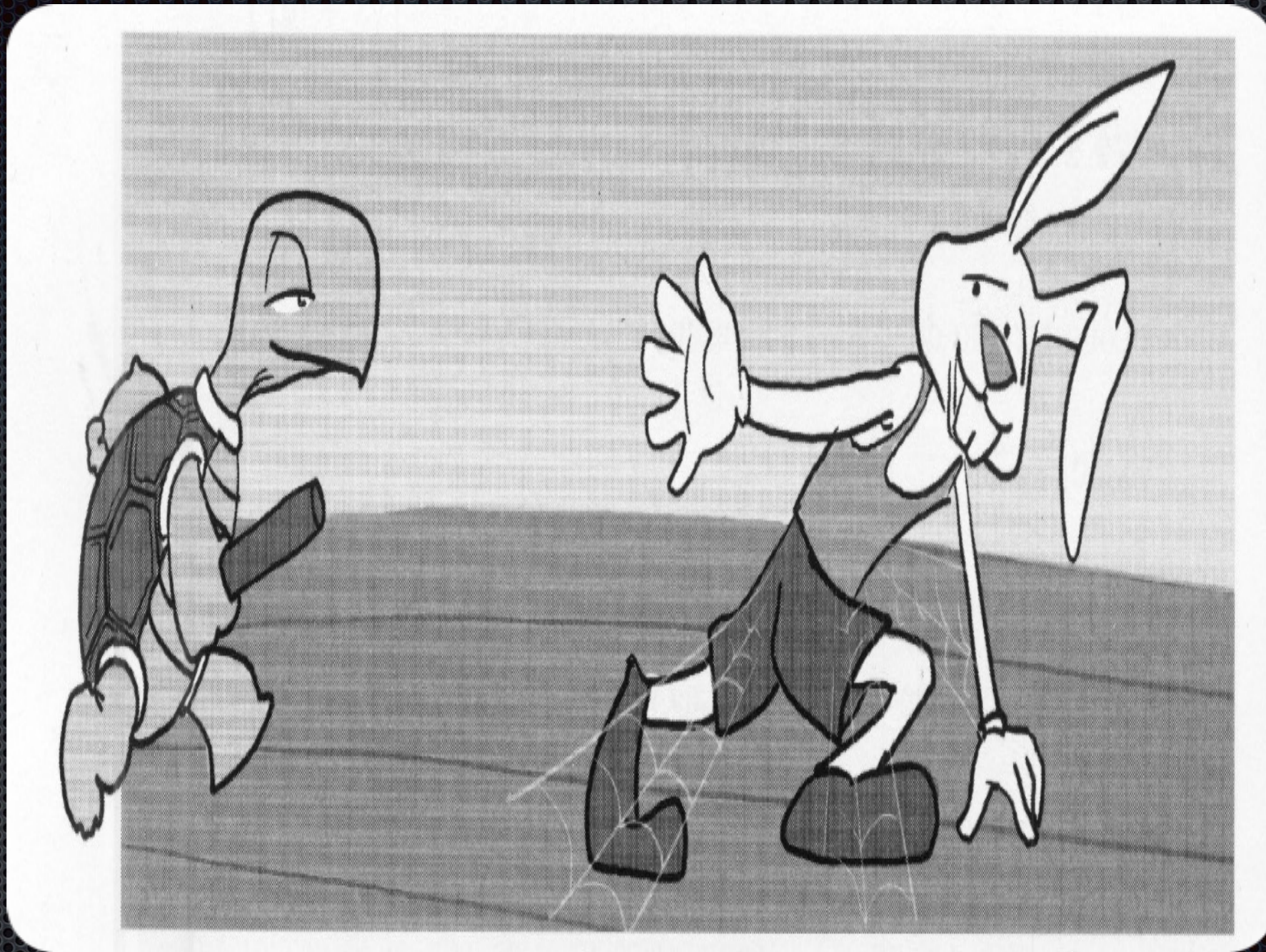


Cinética Química



alexquimica.blog

Prof: Alex

Cinética Química



Parte da fisico-química que estuda todos os parâmetros vinculados com a velocidade das transformações químicas.

Velocidade Média

(Taxa de reação)

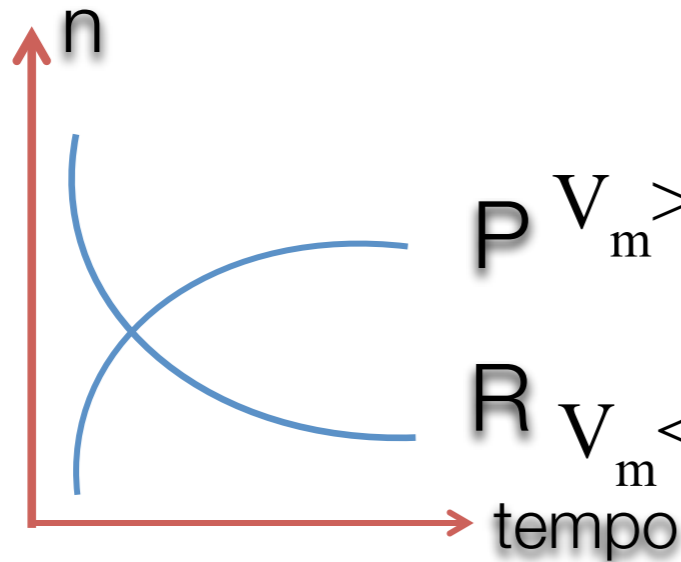
É a variação da quantidade de um participante da reação em relação ao tempo.

$$V_m = \frac{\Delta(\text{quantidade})}{\Delta t}$$

As diversas formas de expressar quantidade:

$$V_m = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{\Delta P}{\Delta t} = \frac{\Delta [\]}{\Delta t} = \dots$$

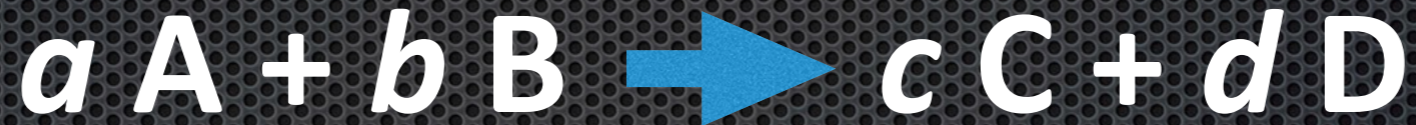
Velocidade Média



P $v_m > 0$ (produção)

R $v_m < 0$ (consumo)

$$v_m = -\frac{\Delta n_{REAG}}{\Delta t} = \frac{\Delta n_{PROD}}{\Delta t}$$



Velocidade média da reação:

$$\frac{|v_{m_A}|}{a} = \frac{|v_{m_B}|}{b} = \frac{v_{m_C}}{c} = \frac{v_{m_D}}{d}$$

sendo: a, b, c, d = coeficientes estequiométricos



coeficientes

1

3

2

n 4 mol 12 mol 8 mol

Em uma determinada condição de reação, são consumidos 4 mol de nitrogênio em cada 2 minutos.

$$V_m = \frac{\Delta(\text{quantidade})}{\Delta t}$$

$$V_m = \frac{\Delta n}{\Delta t}$$

$$V_{m(\text{N}_2)} = -\frac{4}{2} = -2 \text{ mol / min}$$

$$V_{m(\text{NH}_3)} = \frac{8}{2} = 4 \text{ mol / min}$$

$$V_{m(\text{H}_2)} = -\frac{12}{2} = -6 \text{ mol / min}$$

A velocidade média da reação é dada pelo módulo da velocidade média de qualquer participante, dividido pelo seu respectivo coeficiente estequiométrico.

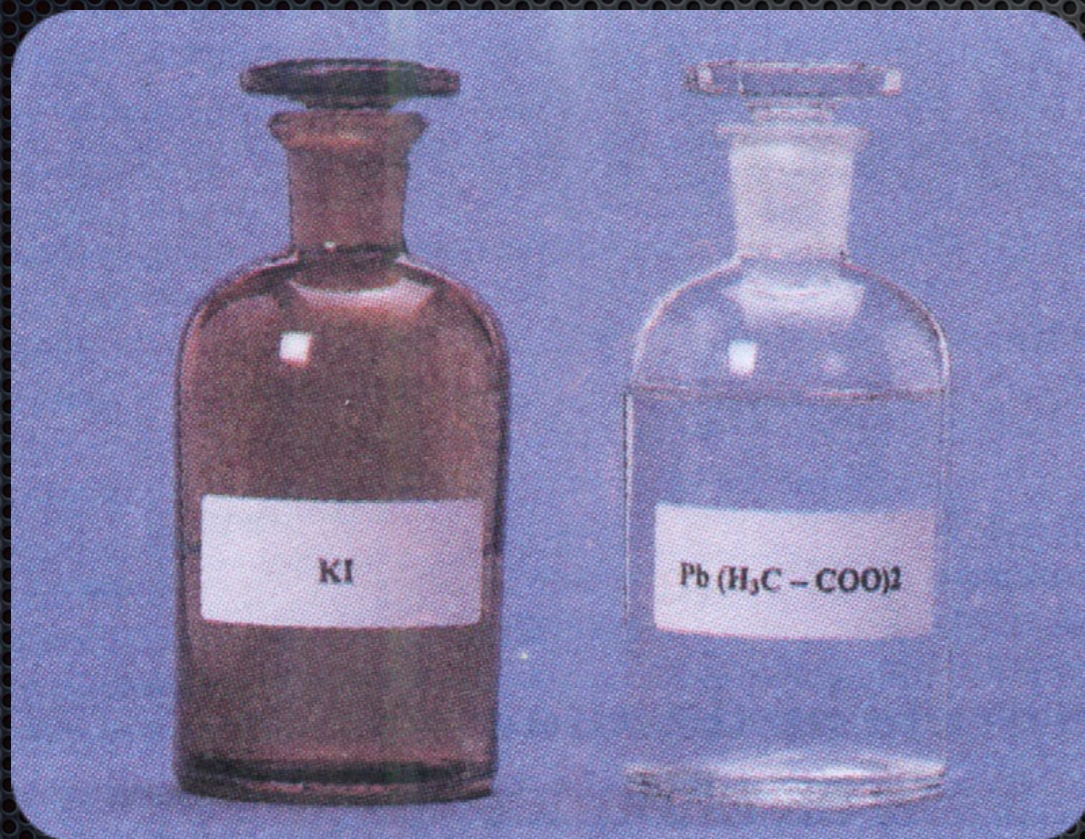
$$V_{m(\text{reação})} = \left| \frac{V_{m(N_2)}}{1} \right| = \left| \frac{V_{m(H_2)}}{3} \right| = \frac{V_{m(NH_3)}}{2}$$

$$V_{m(R)} = \left| \frac{-2}{1} \right| = \left| \frac{-6}{3} \right| = \frac{4}{2} = 2 \text{ mols / min}$$

Fatores para ocorrência de reação:



Contato entre os reagentes





Afinidade Química

Para que a reação química ocorra deve existir "afinidade" entre os reagentes.

Ex: água + oxigênio + faísca

Não há reação

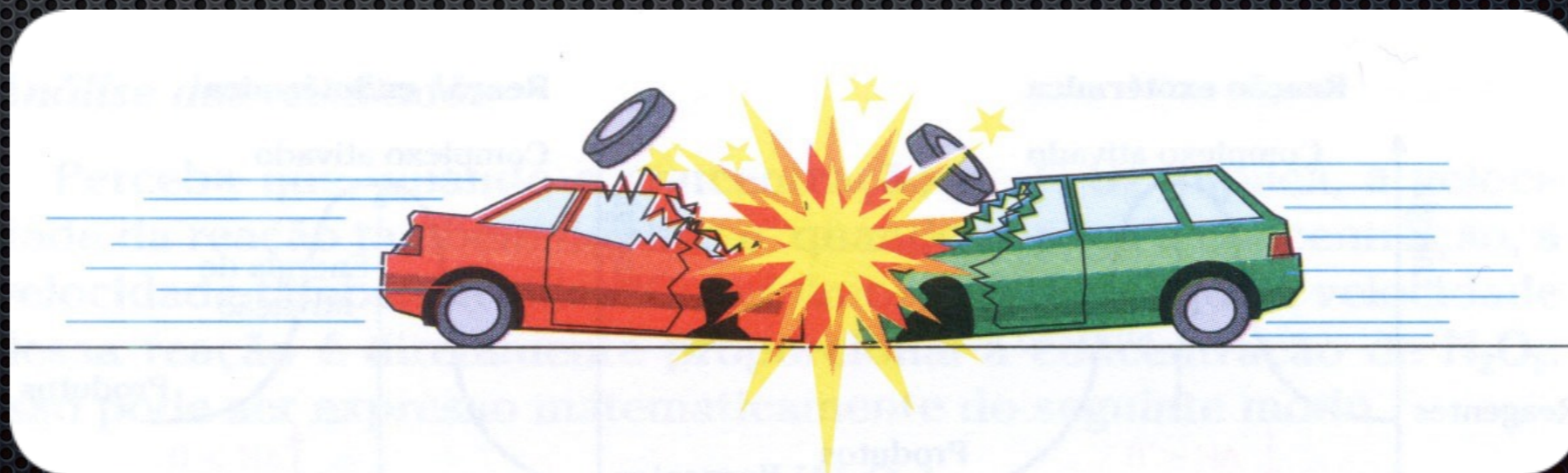
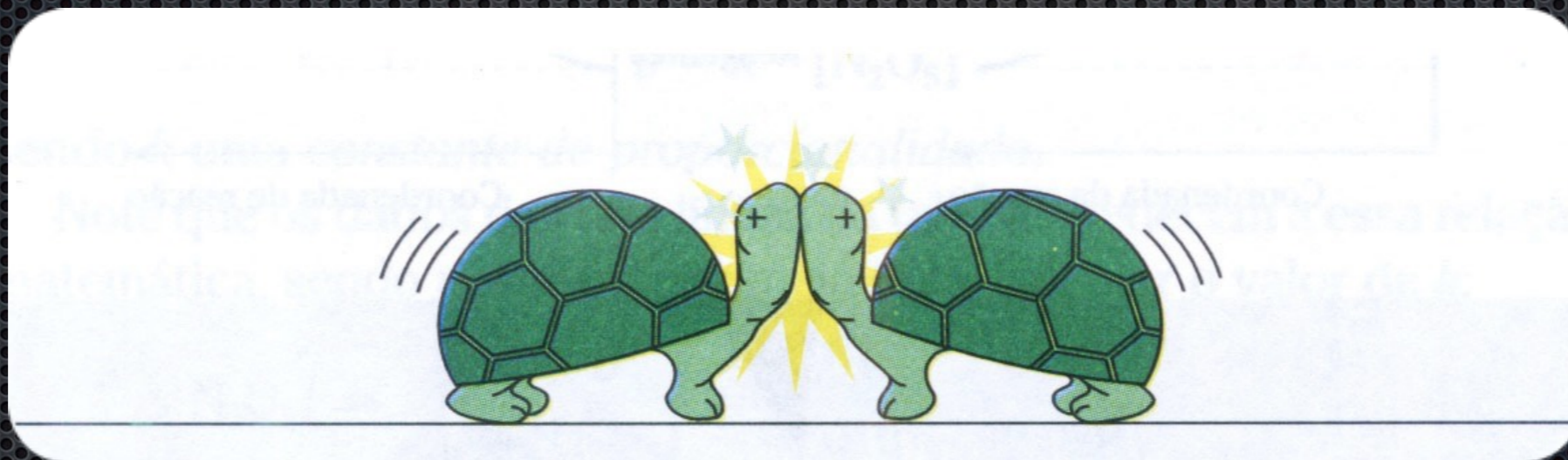
álcool + oxigênio + faísca

Há reação

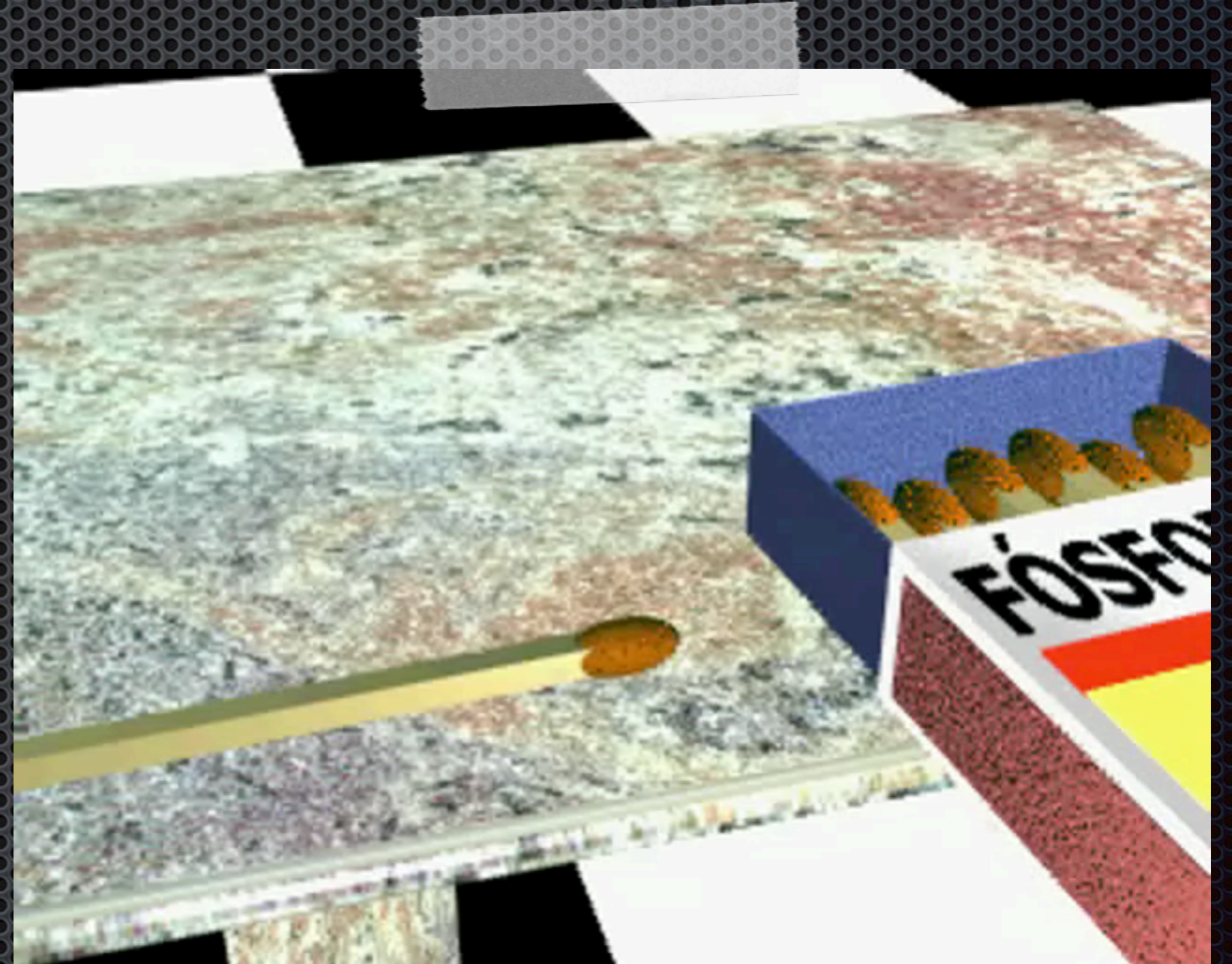
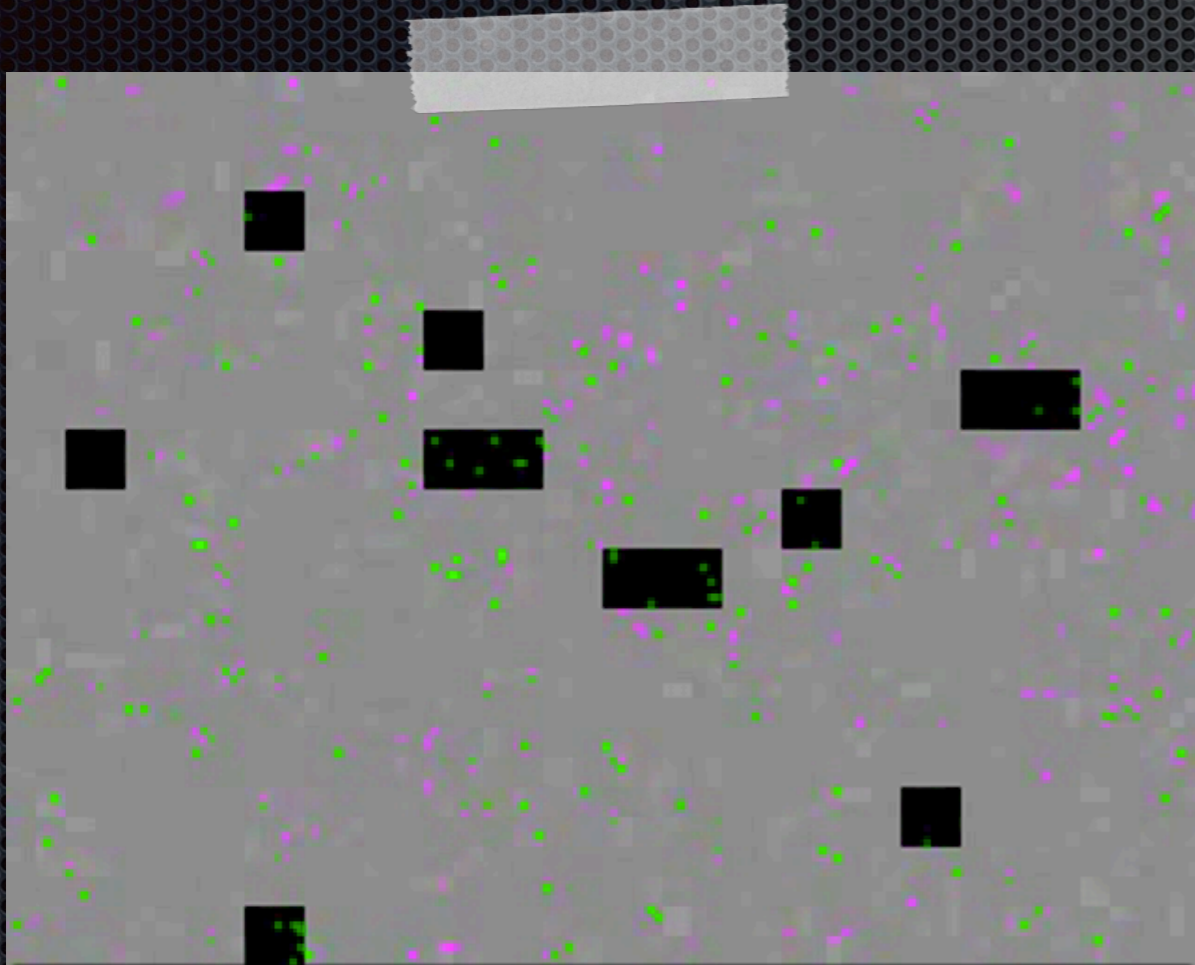


Energia de Ativação

Energia mínima necessária, aos reagentes, para que seja atingido o **COMPLEXO ATIVADO.**

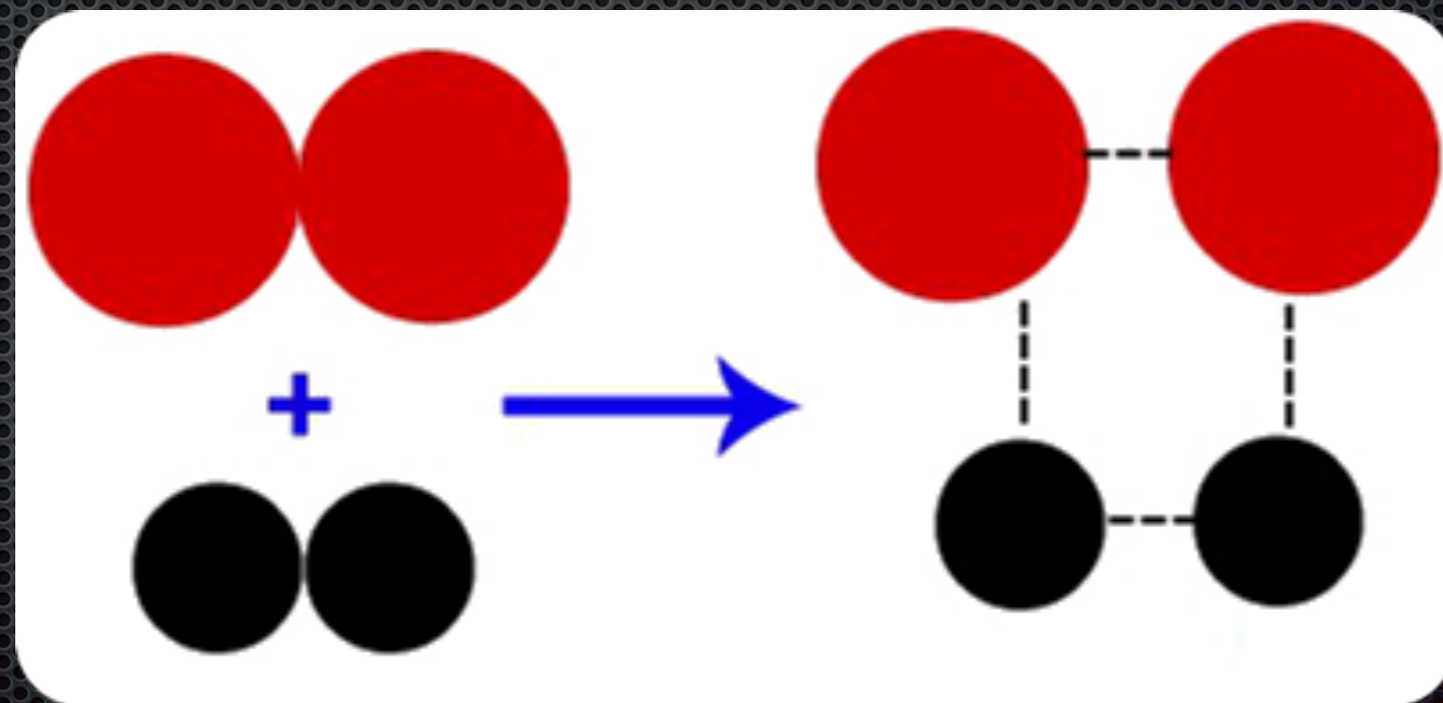


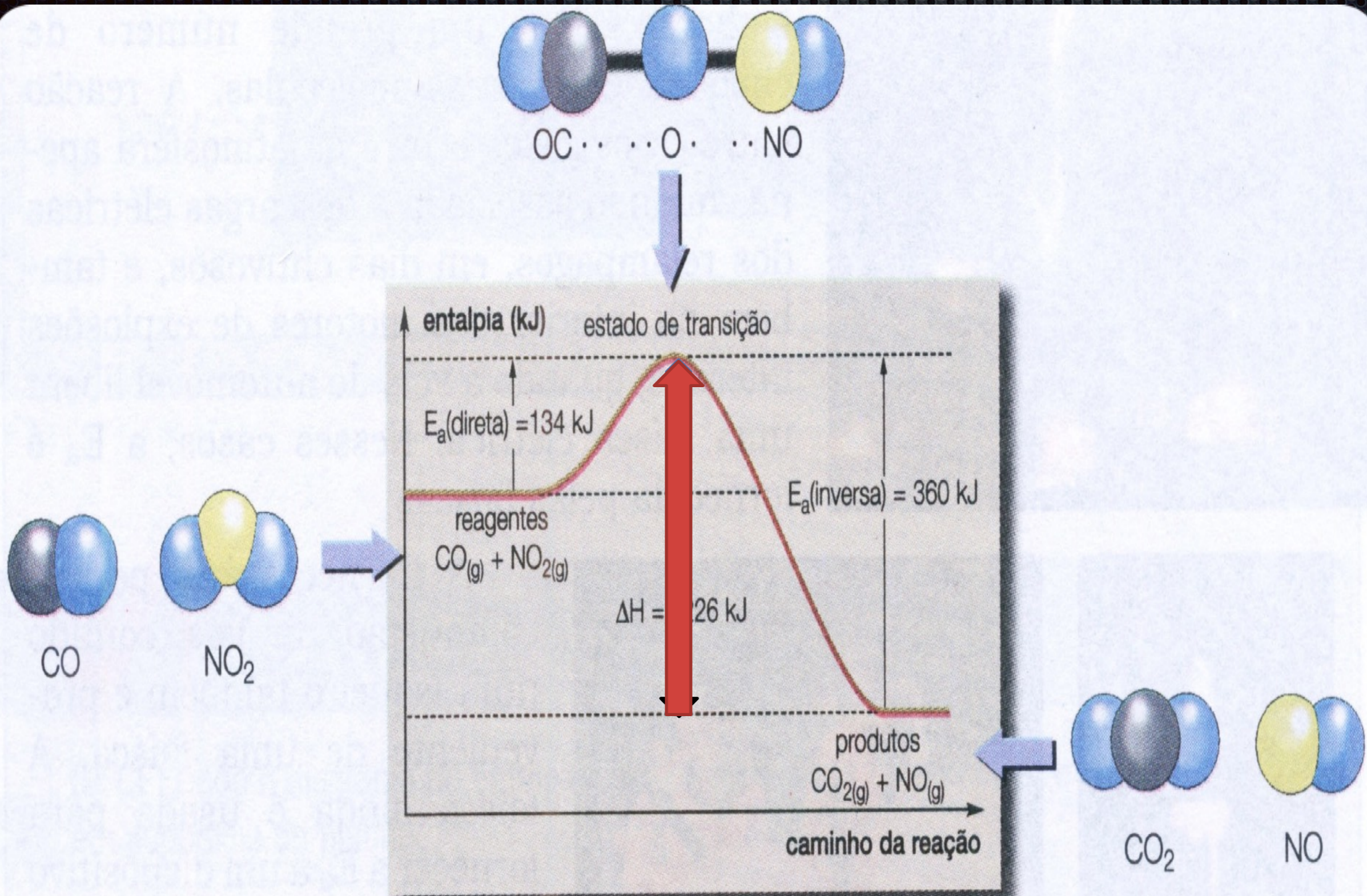
Vídeo: Energia de Ativação



Complexo Ativado

Estado intermediário entre os reagentes e produtos. Ponto máximo de energia e mínimo de estabilidade. Momento de rompimento e formação de ligações químicas.

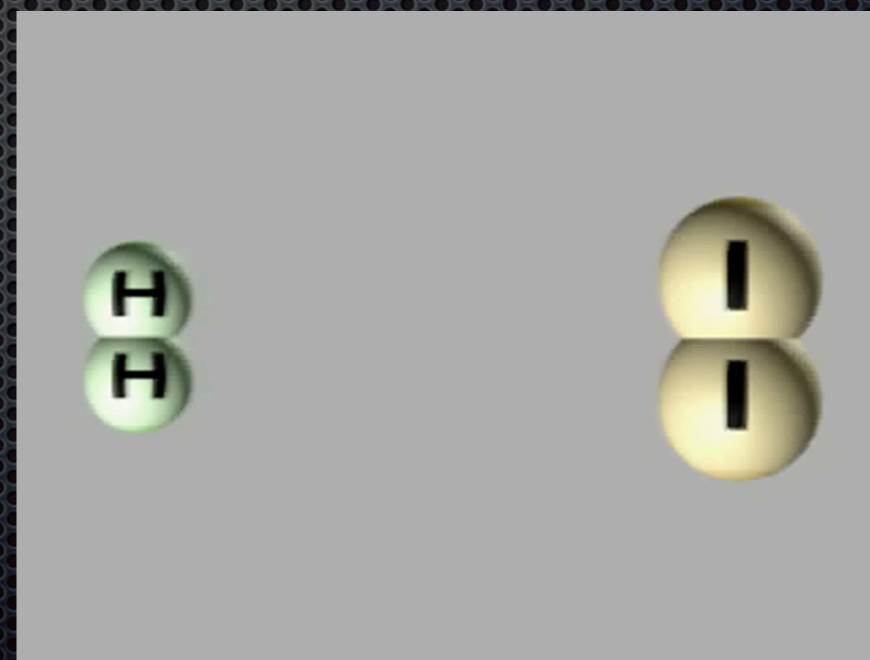
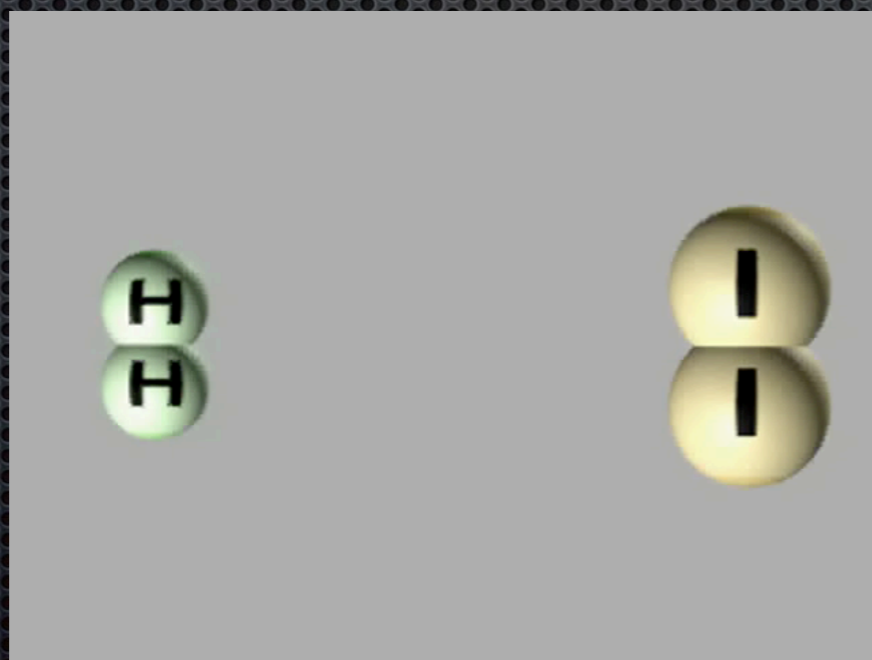
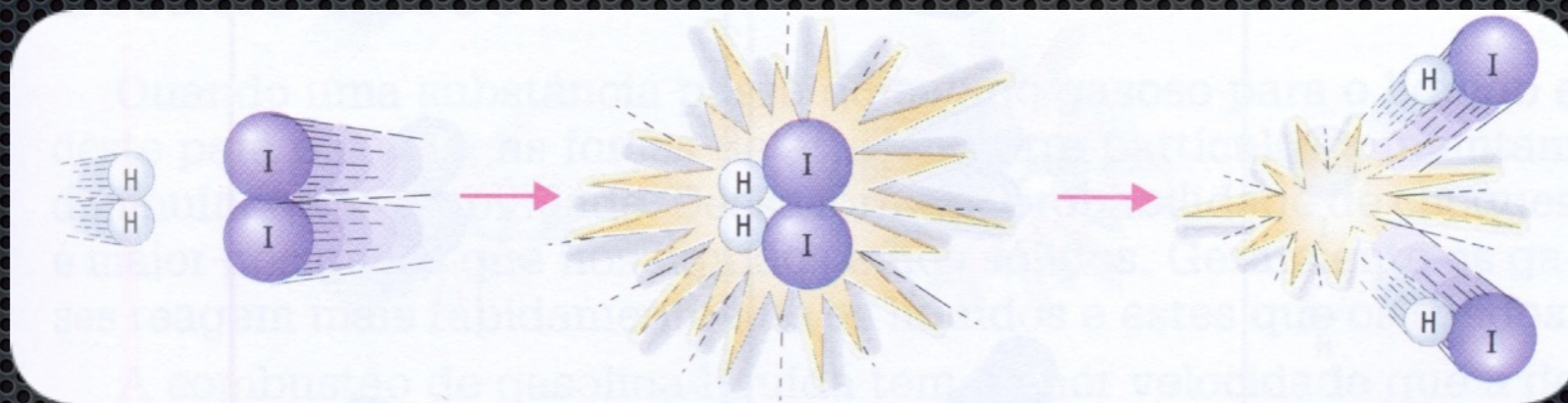


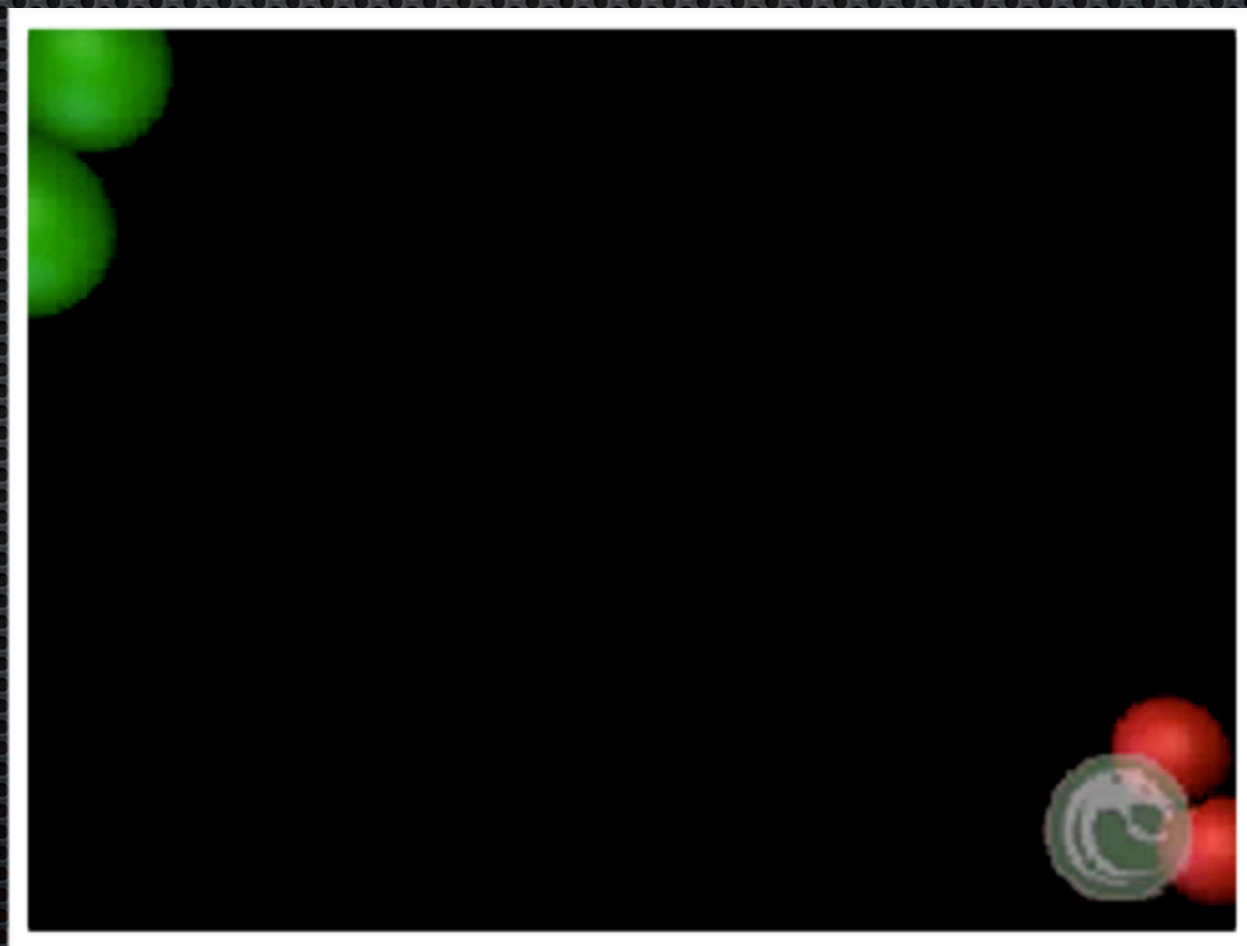
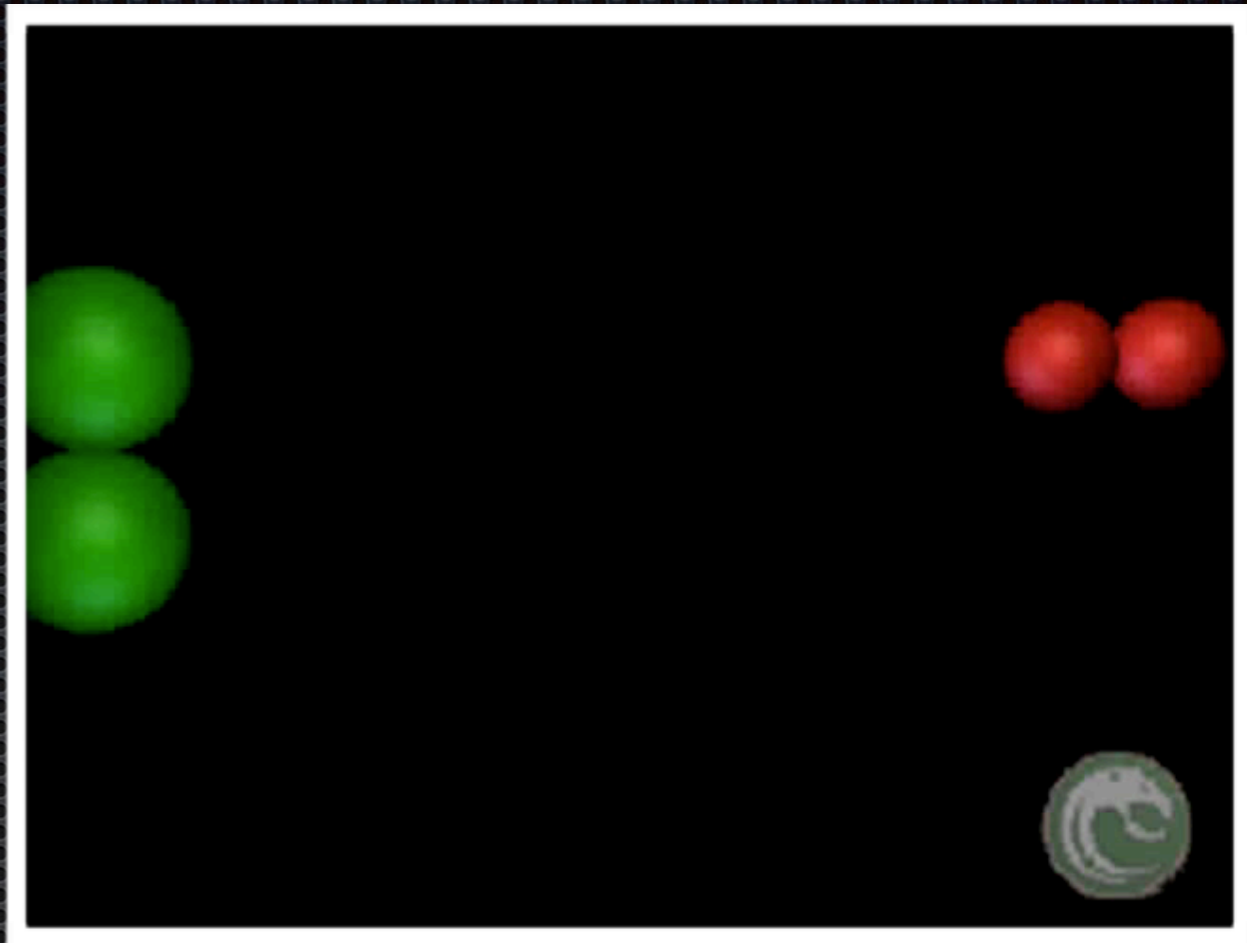




Colisões Efetivas

Colisão que ocorre em geometria favorável e energia suficiente para que ocorra reação química.





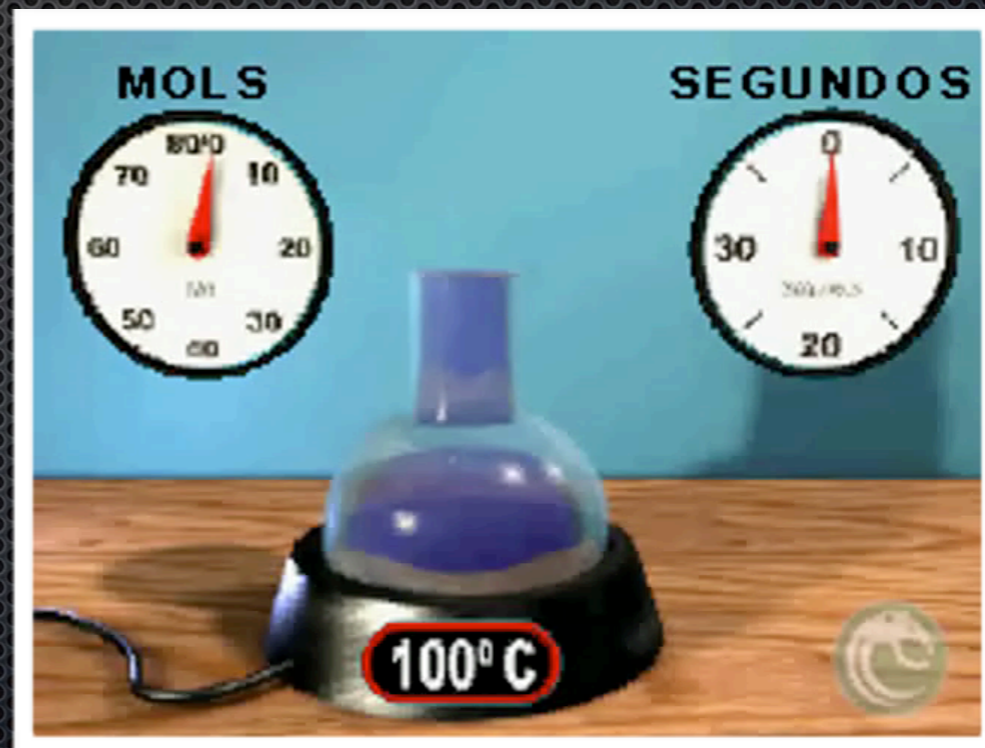
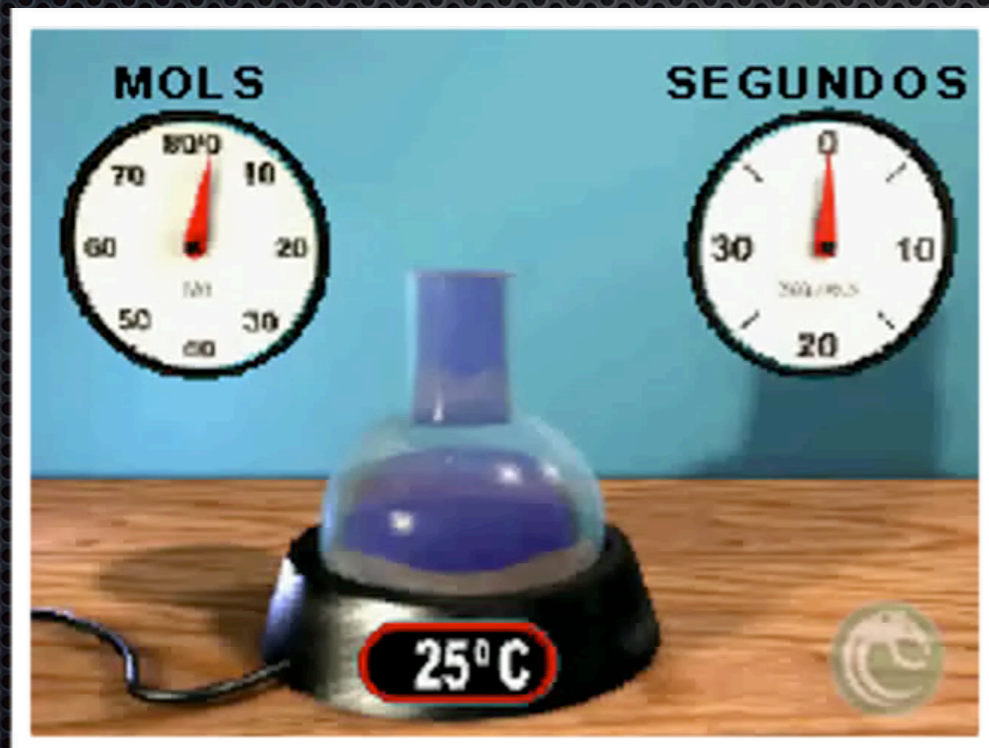
Prof: Alex

Fatores que influenciam a velocidade de uma reação química (Vinculados com colisões)



TEMPERATURA

O aumento da energia cinética média das moléculas, aumenta o número de colisões efetivas, aumentando a velocidade da reação.





Prof: Alex



Regra de Van't Hoff

O aumento de 10° na temperatura faz com que a velocidade da reação fique de duas a três vezes maior.

Obs: Hoje sabe-se que essa regra apresenta várias exceções, mas ela é muitas vezes útil para que se façam previsões aproximadas do comportamento da velocidade de certas reações.



Diagrama Maxwell Boltzmann

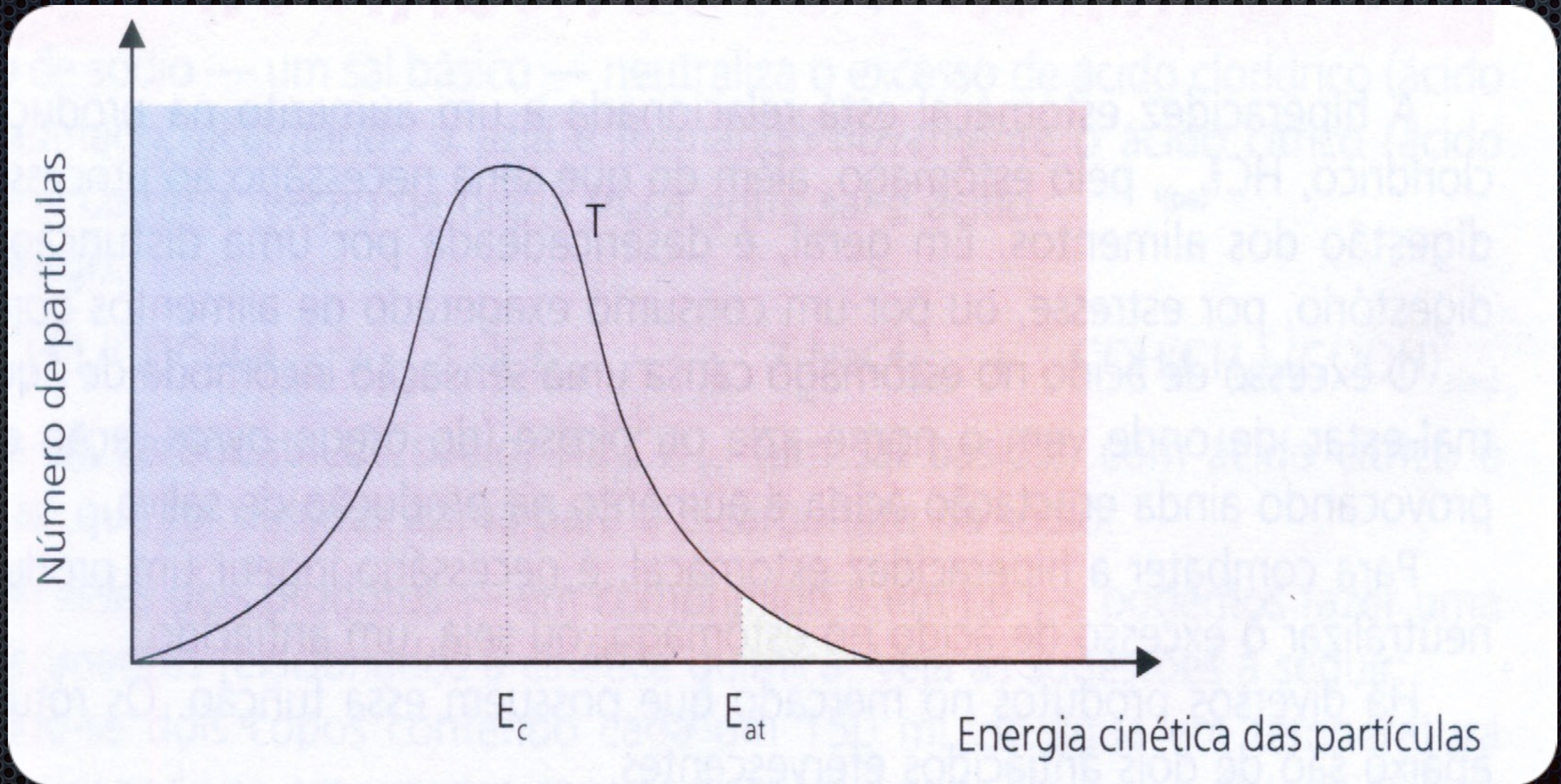




Diagrama Maxwell Boltzmann

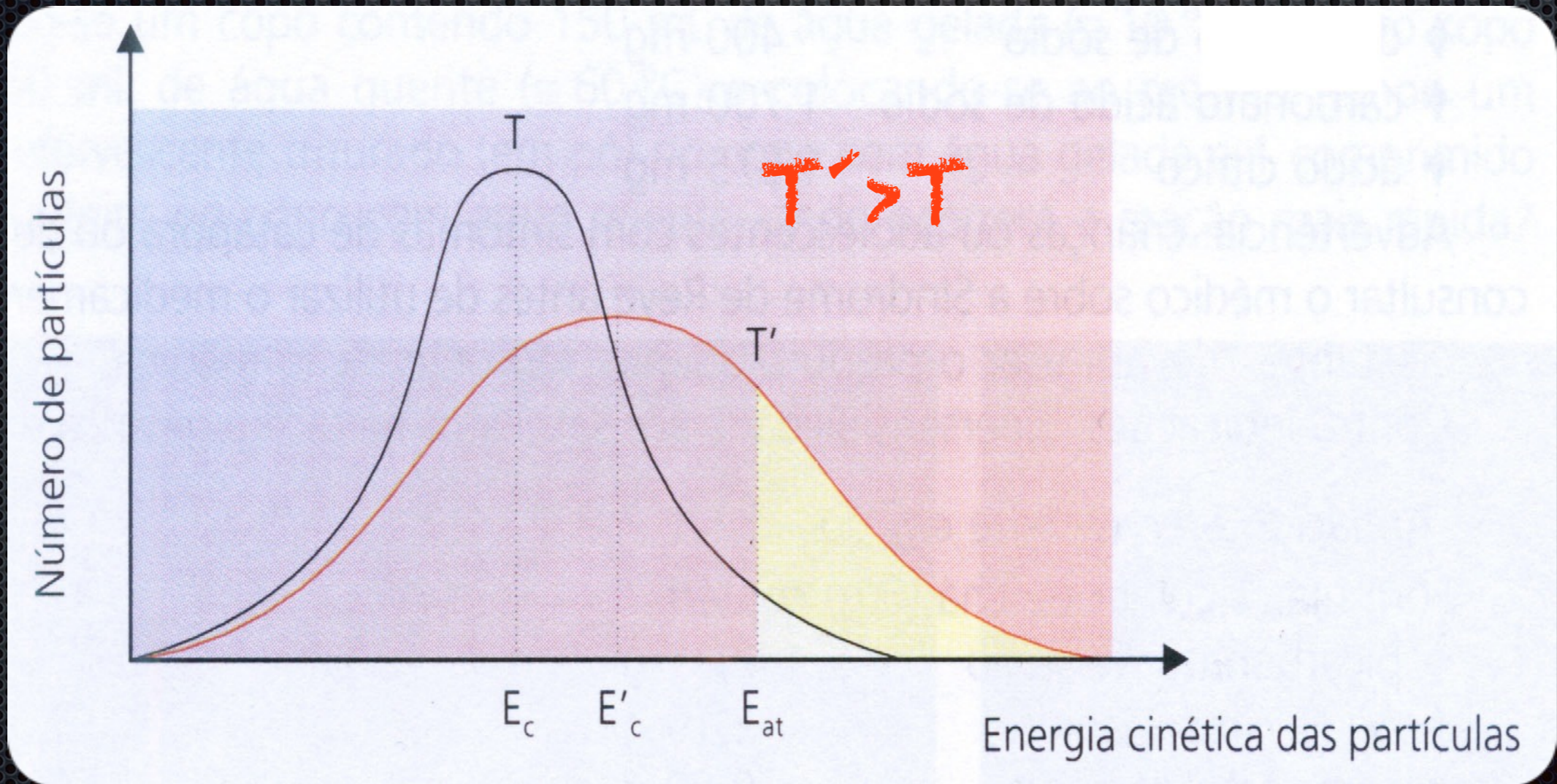
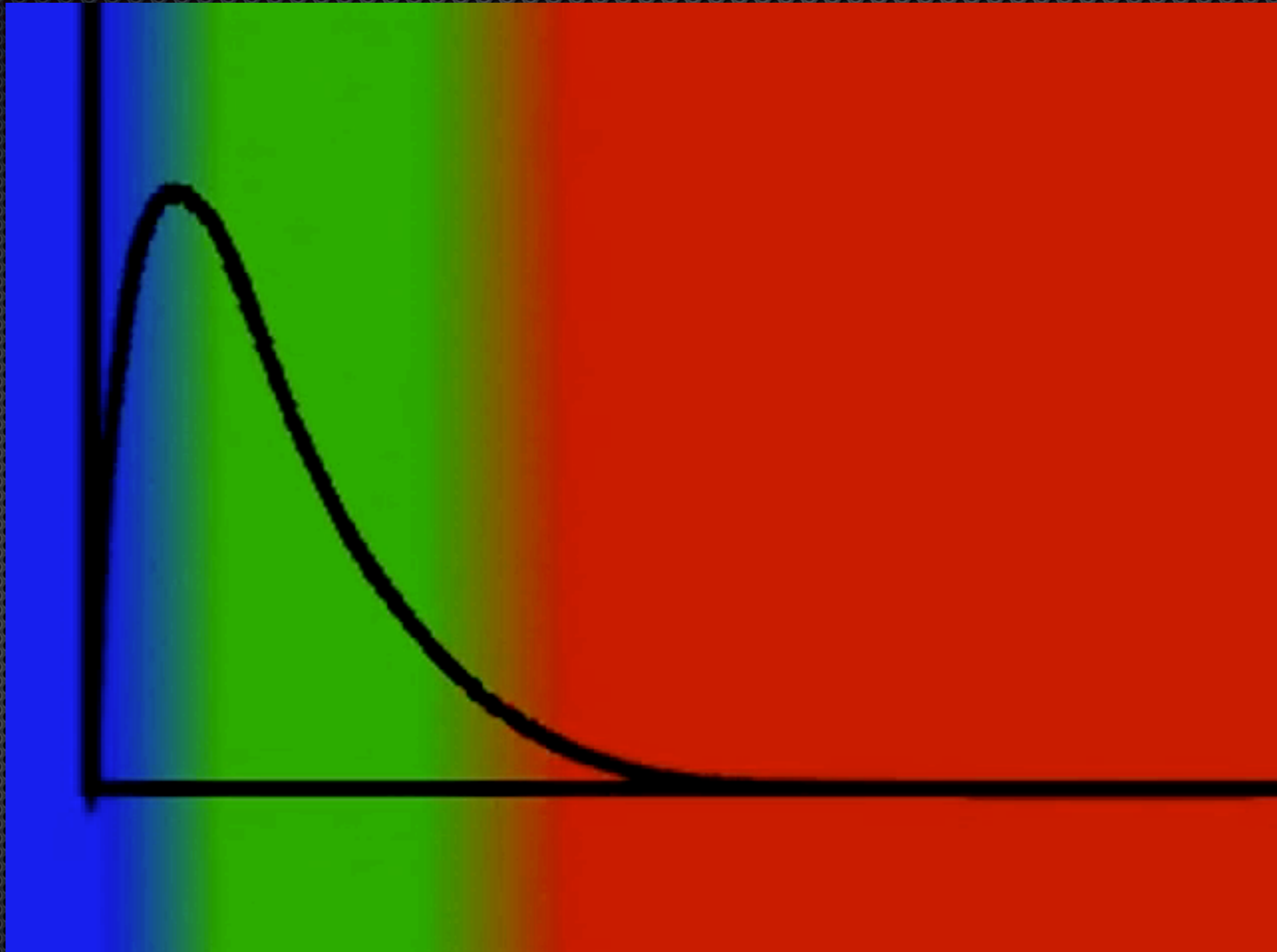




Diagrama Maxwell Boltzman

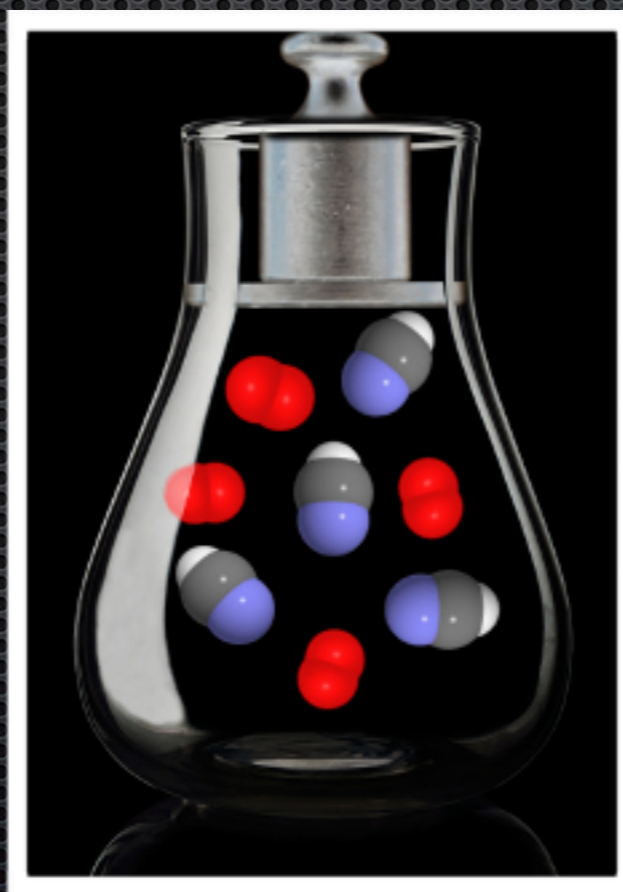




PRESSÃO

(Somente gases)

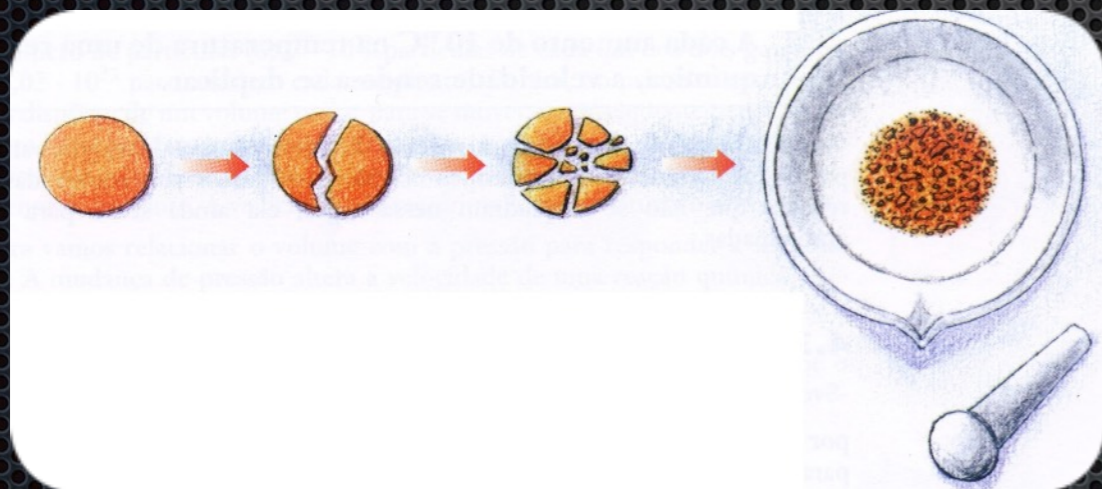
O aumento da pressão exercida nas moléculas, aumenta o número de colisões efetivas, aumentando a velocidade da reação.





SUPERFÍCIE DE CONTATO

O aumento da superfície de contato entre as moléculas, aumenta o número de colisões efetivas, aumentando a velocidade da reação.





CONCENTRAÇÃO DOS REAGENTES

O aumento da concentração dos reagentes, aumenta o número de colisões efetivas, aumentando a velocidade da reação.





LUZ e ELETRICIDADE

Algumas reações específicas dependem de **luz** e/ou **eletricidade** para ocorrer e portanto, o aumento da intensidade destes fatores, aumenta a velocidade da reação.

