

(UFPI) A velocidade de uma reação química depende da energia de ativação, da frequência e da orientação dos choques. A equação de Arrhenius (abaixo, onde  $K$  = constante de velocidade;  $E_a$  = energia de ativação e  $A$  = fator de frequência) relaciona essas variáveis:

$$K = A \cdot e^{-(E_a/RT)} \quad \text{ou} \quad \ln K = \ln A - (E_a/RT)$$

Então, se a velocidade de uma reação se torna aproximadamente o dobro, quando a temperatura é aumentada em  $10^\circ\text{C}$ , qual será a energia de ativação desta reação (expressa em  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ), no caso de a temperatura inicial ser de  $27^\circ\text{C}$ ?

$$\text{Dados: } R = 8,315 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}; \ln 2 = 0,69$$

*Resposta = 57,4 kJ*