Conceptos generales

Qué es

Rapidez con la que se produce una reacción

Velocidad media de una reacción

$$V_m = \frac{\Delta[Conc._{Reactivos\ o\ Productos}]}{\Delta t}$$

$$Conc._{Reactivos\ o\ Productos} \equiv [mol \cdot L^{-1}]$$

Velocidad instantánea de reacción

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

$$v = -\frac{1}{a} \cdot \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \cdot \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \cdot \frac{d[D]}{dt}$$

Atento al signo (-) solo para los REACTIVOS

Teoría de colisiones

1- Las reacciones se producen cuando las moléculas chocan entre si

2- El choque debe ser EFICIENTE para romper los enlaces:

2.1. En la dirección y sentido correctos
2.2. Con la energía suficiente vpara romper los enlaces: ENERGÍA DE ACTIVACIÓN

Energía de activación (E_a)

Energía necesaria para que se produzca el COMPLEJO ACTIVADO y por tanto la REACCIÓN

Ecuación de velocidad

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

$$v = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m$$

n y m: órdenes parciales determinados experimentalmente
K: Constante de velocidad

Vida media de una reacción

Tiempo necesario para que la mitad de los reactivos se transformen en productos

$$t_{1/2} = \frac{[Conc.\ reactivo]_{inicial}}{2 \cdot k}$$

1. A MAYOR concentración, MAYOR velocidad
2. A MAYOR presión, MAYOR velocidad
3. En estado gaseoso, MAYOR velocidad
4. Relación velocidad / Temperatura: Ec. Arrhenius

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

$A \equiv Factor\ de\ frecuencia\ de\ colisiones$
$E_a \equiv Energía\ de\ activación$
$R \equiv Cte.\ Universal\ de\ gases\ ideales: 8{,}8143\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

www.graduaestudios.com