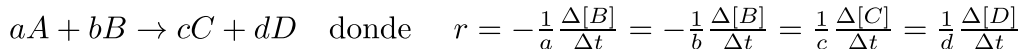


Def.: La velocidad con que ocurre una reacción química y el cambio en la concentración de un reactivo



Ley de rapidez: Expresa la relación de la rapidez de una reacción con la constante de la rapidez (k) y la concentración de los reactivos ([A], [B], [C]), elevados a alguna potencia

- Siempre se determina de forma experimental.

- El orden de un reactivo no está relacionado con el coeficiente estequiométrico del reactivo global balanceada.

- Las unidades de $k [=] s^{-1} \cdot mol^{(1-n)} \cdot L^{(n-1)}$ donde n es el orden de reacción total

$$r = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

$x \rightarrow$ O. de la reacción para la especie A

$y \rightarrow$ O. de la reacción para la especie B

$x + y \rightarrow$ O. de reacción global

Orden	Ley de rapidez	Dep. lineal [] vs t	Ecuación integrada	Vida media
0	$r = k$	$[A]_t$ vs t	$[A]_t = -k \cdot t + [A]_0$	$\frac{[A]_0}{2k}$
1	$r = k \cdot [A]$	$\ln[A]_t$ vs t	$\ln[A]_t = -k \cdot t + \ln[A]_0$	$\frac{0,693}{k}$
2	$r = k \cdot [A]^2$	$\frac{1}{[A]_t}$ vs t	$\frac{1}{[A]_t} = k \cdot t + \frac{1}{[A]_0}$	$\frac{1}{k[A]_0}$

Ecuación de Arrhenius: La dependencia de la rapidez de una reacción con respecto a la temperatura, se expresa con la ecuación de Arrhenius donde E_a es la energía de activación en unidades (kJ/mol) y A es el factor de frecuencia de las colisiones entre las especies químicas:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT} \rightarrow \ln(k) = -\frac{E_a}{R} \cdot \left(\frac{1}{T}\right) + \ln(A)$$