

Mertebeilerine göre reaksiyonlar

Reaksiyon	Mertebe	Diferansiyel hız eş.	İntegral hız eşitliği
$A \rightarrow \text{ürünler}$	sıfırıncı	$\frac{d[A]}{dt} = -k$	$[A] = [A]_0 - kt$
$A \rightarrow \text{ürünler}$	birinci	$\frac{d[A]}{dt} = -k [A]$	$\ln[A] = \ln[A]_0 - kt$
$A + A \rightarrow \text{ürünler}$	ikinci	$\frac{1}{2} \frac{d[A]}{dt} = -k [A]^2$	$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + 2kt$
$A + B \rightarrow \text{ürünler}$	ikinci	$\frac{d[A]}{dt} = -k [A][B]$	$kt = \frac{1}{[B]_0 - [A]_0} \ln \frac{[B]_0[A]}{[A]_0[B]}$

Hız kanunları birimleri

$$\text{hız} = k[\text{H}_2][\text{I}_2].$$

$$(\text{mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}) = [k] (\text{mol dm}^{-3}) (\text{mol dm}^{-3})$$

$$[k] = \frac{(\text{mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1})}{(\text{mol dm}^{-3}) (\text{mol dm}^{-3})} = \text{mol}^{-1} \text{ dm}^3 \text{ s}^{-1}$$

$$\text{hız} = k [\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3].$$

$$(\text{mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}) = [k] (\text{mol dm}^{-3})$$

$$[k] = \frac{(\text{mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1})}{(\text{mol dm}^{-3})} = \text{s}^{-1}$$

$$\text{hız} = k [\text{CH}_3\text{CHO}]^{3/2}.$$

$$(\text{mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}) = [k] (\text{mol dm}^{-3})^{3/2}$$

$$[k] = \frac{(\text{mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1})}{(\text{mol dm}^{-3})^{3/2}} = \text{mol}^{-1/2} \text{ dm}^{3/2} \text{ s}^{-1}$$

Dikkat edilmesi gereken en önemli noktalardan biri, hız sabitlerinin birimleri birbirinin aynı olmadığı sürece, iki değeri karşılaştırmaktır.

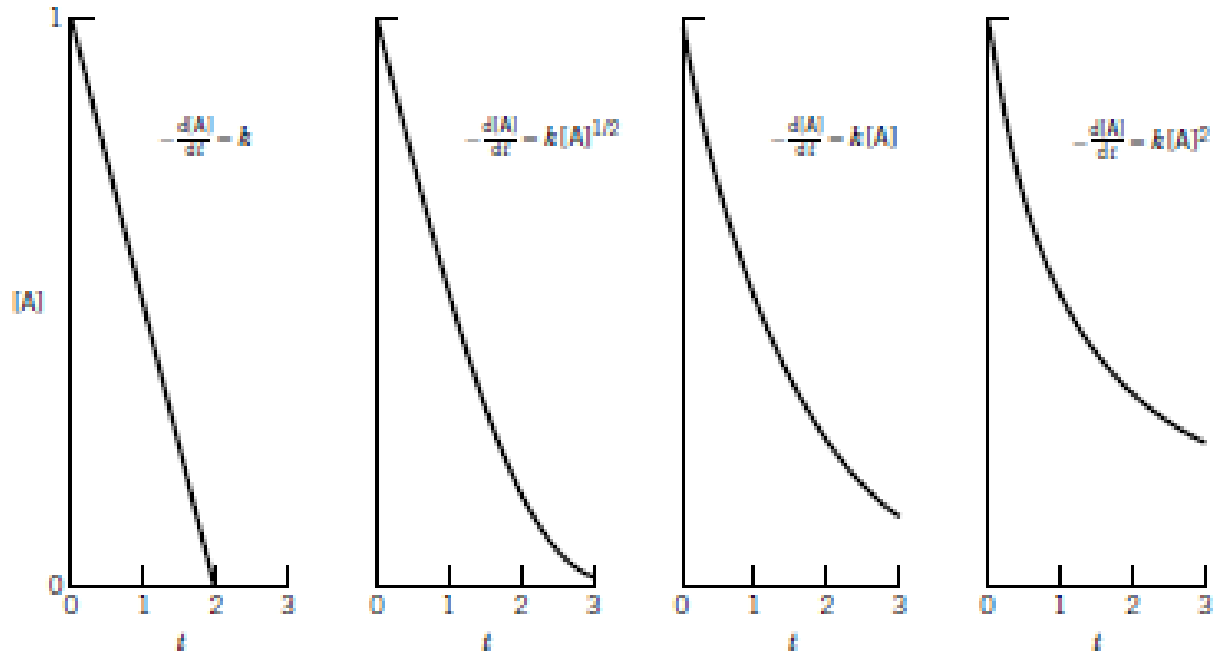
Yarı ömür

sıfırıncı mertebe reaksiyon $t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$

birinci mertebe reaksiyon $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$

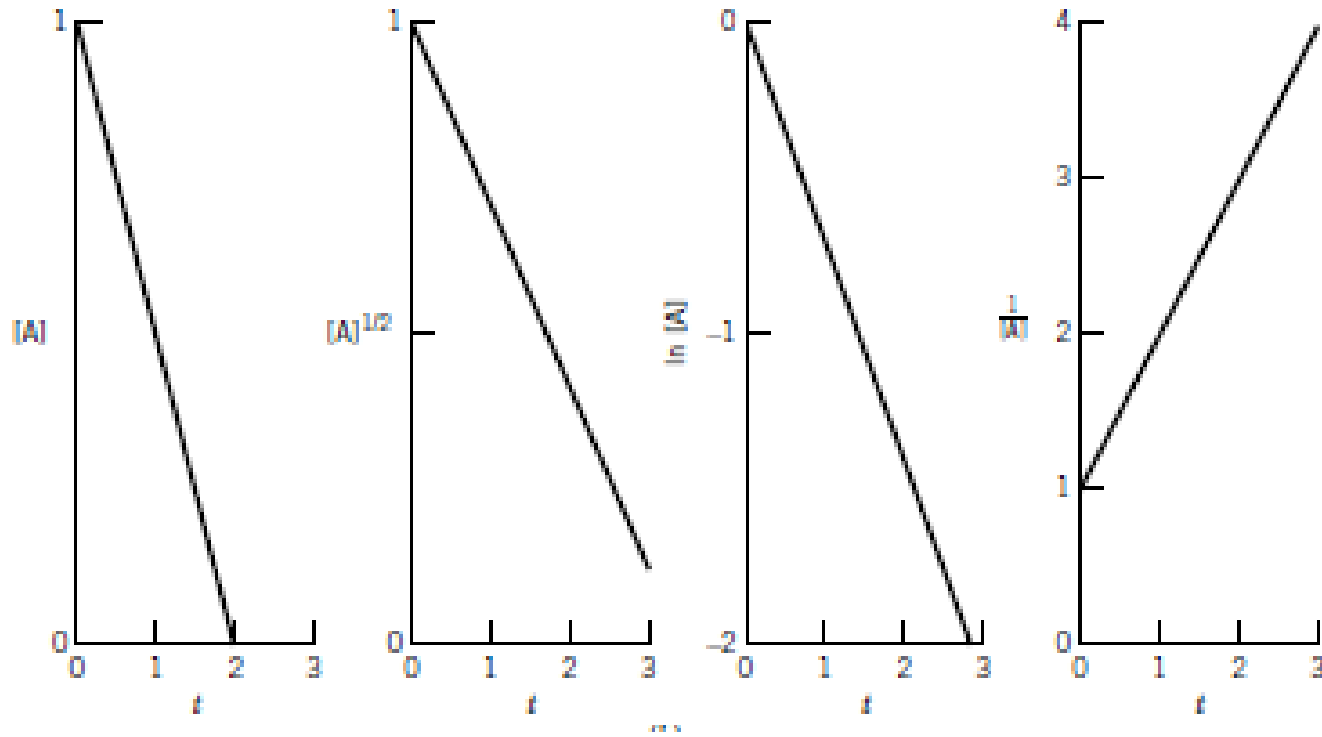
ikinci mertebe reaksiyon $t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$

Zamana karşı [A] değerlerine göre grafikler



$[A]_0 = 1 \text{ mol L}^{-1}$, yarı-ömür ;1 dakika

Mertebeler göre lineer grafikler



Mekanizma

- Kimyasal reaksiyonlar genellikle birkaç aşamada meydana gelirler. Reaksiyonun hangi aşamalardan geçerek gerçekleştiği “reaksiyon mekanizması” ile belirlenir.
- Reaksiyon mekanizmasını tespit edebilmek için önce reaksiyon bir takım basit reaksiyonlara ayrılır.
- Basit veya elementer reaksiyon denilen bu reaksiyonlar tek bir aşamada gerçekleşirler. Sadece bu basit reaksiyonlarda konsantrasyon üsleri stokiometrik katsayılara eşit olur.
- Elementer reaksiyonlar reaksiyona giren moleküllerin cinslerinin sayısına göre birtakım sınıflara ayrılırlar.
- Reaksiyon mekanizmasında birden fazla gerçekleşen reaksiyon olduğu durumlarda, reaksiyon hızı “en yavaş reaksiyon” denklemine göre belirlenir.
- **MOLEKÜLARİTE:** Bir reaksiyon hız eşitliğinde yer alan molekül sayısıdır. Tek bir molekülün bozunması ile gerçekleşen reaksiyonlarda molekülerite “1” dir. İki molekülün çarpışması ile gerçekleşen reaksiyonlarda molekülerite “2”dir.