

**T.C.**  
**ONDOKUZ MAYIS ÜNİVERSİTESİ**  
**MÜHENDİSLİK FAKÜLTESİ**  
**KİMYA MÜHENDİSLİĞİ BÖLÜMÜ**  
**KİMYA LABORATUVARI- II**

**DENEY ADI:** Tepkime Hızı

**DENEYİN AMACI:** Tepkime hızı ve hız sabitinin belirlenmesi

**TEORİ:** Kimyasal kinetik, bir kimyasal tepkimenin ne kadar hızlı yürüdüğünü ve hangi mekanizma ile gerçekleştiğini inceleyen bir bilim dalıdır.

Tek adımda gerçekleşen tepkimeler olarak basit tepkimeler olarak adlandırılır. Basit tepkimeler, başlangıç maddelerinin molekül sayısına (moleküleritelerine) göre sınıflandırılırlar. Monomoleküler, bimoleküler, termoleküler reaksiyon terimleri herhangi bir basamakta bir, iki ve üç atom veya molekülün reaksiyonunun herhangi bir basamağında çarpıştığı ifade eder. Te başlangıç bileşimindeki monomoleküler, iki başlangıç bileşiminde bimoleküler, üç başlangıç bileşimli olan tepkimeler termomoleküler olarak ifade edilir.

- $A \rightarrow$  ürünler (monomoleküler)
- $A+B \rightarrow$  ürünler (bimoleküler)
- $A+2B \rightarrow$  ürünler (termomoleküler)

Tepkime hızı: reaksiyonun birim hacmi içinde reaksiyona giren maddenin mol sayısı ile ifade edilir. Reaksiyon hızı, sıcaklık ve konsantrasyonun bir fonksiyonudur. Reaksiyon hızı, tepkimeye giren bileşen cinsinden ifade edilirse harcanma hızı, tepkimeden çıkan bileşen cinsinden ifade edilirse oluşum hızı olarak adlandırılır. Harcanma hızları reaksiyon hızının önüne “-“ işareti konularak gösterilir.

$aA + bB \rightarrow cC + dD$  Şeklinde gösterilen kimyasal tepkimede A ve B maddelerinin harcanmasıyla C ve D maddelerinin oluştuğu görülmektedir. Bu durumda; Reaksiyon hızının konsantrasyona bağlılığını veren en genel ifade;

$-r_A = k[A]^a[B]^b$  şeklindedir.

Tepkime derecesi: Hız denklemindeki başlangıç maddelerinin konsantrasyonlarının üsleri toplamı olarak ifade edilmektedir.

Basit tepkimelere ait reaksiyon hızları ve tepkime dereceleri aşağıda verilmektedir.

Hız Tepkime derecesi

$RH = k[A]_0 = k$  Sıfırıncı derece

$RH = k[A]$  Birinci derece

$RH = k[A]^2$  İkinci derece

$$RH = k [A][B] \quad \text{İkinci derece}$$

$$RH = k[A][B][C] \quad \text{Üçüncü derece}$$

$$RH = k[A]^2 [B] \quad \text{Üçüncü derece}$$

$$RH = k[A]^3 \quad \text{Üçüncü derece}$$

### Sıfıncı Dereceden Tepkimeler

$$RH = k[A]^0$$

$$RH = k$$

Sıfıncı dereceden tepkimelerde, tepkime hızı derişim ile orantılı değildir ve t anındaki konsantrasyon;

$$[A]_0 - [A] = kt$$

$$[A] = -kt + [A]_0$$

Yarılanma ömrü bir reaktantın derişiminin yarıya düşmesi için geçen süredir. Yarılanma anında başlangıç derişimi ( $[A]^0$ ) yarıya düşecektir.  $[A] = 1/2[A]^0$  olarak ifade edilebilir.

$$t^{1/2} = [A]^0 / 2k \quad (\text{yarılanma süresi})$$

### Birinci Dereceden Tepkimeler

Birinci dereceden bir tepkimenin hızı sadece bir reaktantın (veya ürünün) derişimine bağlıdır. Bu durumda tepkime hızı için,

$$RH = k[A] \text{ yazılabilir.}$$

Birinci dereceden tepkimelerin tepkime hız sabitlerinin birimi 1/ zaman yani 1/s, 1/dak, 1/yıl şeklindedir.

$$\ln ([A]_0 / [A]) = kt$$

$$\ln [A] = -kt + \ln [A]^0$$

t yarılanma anında başlangıç derişimi ( $[A]_0$ ) de yarıya düşecektir.  $[A] = 1/2[A]^0$  olarak ifade edilebilir.

$$t_{1/2} = 0,693 / k \quad (\text{yarılanma süresi})$$

### İkinci Dereceden Tepkimeler

$$RH = k[A]^2$$

$$1/ [A] - 1/ [A]_0 = kt$$

$$1/ [A] = kt + 1/ [A]^0$$

t yarılanma anında başlangıç derişimi ( $[A]^0$ ) de yarıya düşecektir.  $[A] = 1/2[A]^0$  olarak ifade edilebilir.

$$t^{1/2} = 1 / k[A]^0 \text{ (yarılanma süresi)}$$

- Konsatrasyonun tepkime hızına olan etkisi, tepkimeye girenlerden biri sabit tutulup diğerinin konsantrasyonu değiştirilerek bulunabilir.

### Deney İçin Gerekli Malzemeler

0,1 M KIO<sub>3</sub> Çözeltisi ve 0,1 M NaHSO<sub>3</sub> çözeltisi, deney tüpü, kronometre.

### DENEYİN YAPILIŞI

Deneyde 0,1 M KIO<sub>3</sub> çözeltisi ve 0,1 M NaHSO<sub>3</sub> çözeltisi kullanılır.

- 0,1 M KIO<sub>3</sub> çözeltisi su ile seyreltilerek aşağıdaki çözelti serisi oluşturulur.

10 mL KIO<sub>3</sub> + 0.0 mL H<sub>2</sub>O

7 mL KIO<sub>3</sub> + 3 mL H<sub>2</sub>O

4 mL KIO<sub>3</sub> + 6 mL H<sub>2</sub>O

1 mL KIO<sub>3</sub> + 9 mL H<sub>2</sub>O

- Farklı 4 deney tüpüne 10 mL, 0,1 M NaHSO<sub>3</sub> çözeltisi koyulur. KIO<sub>3</sub> çözeltilerine tek tek NaHSO<sub>3</sub> çözeltileri eklenmeye başlanır.
- NaHSO<sub>3</sub> eklenmeye başladığı an kronometreye basılır. Sarı-kahve renk görüldüğü an kronometre durdurulur.
- Her derişim için deney tekrarlanır. Elde edilen süreler aşağıdaki tabloya kaydedilir.

Tablo 1. veriler

KIO <sub>3</sub>	t(s)
0,1 M	
0,07 M	
0,04 M	
0,01 M	

### HESAPLAMALAR

Elde edilen veriler 0. Derece, 1. Derece ve 2. Derece tepkimeler için grafiğe geçirilerek grafikten tepkime hız sabitleri hesaplanır.

Hesaplanan hız sabitleri birimleri ile birlikte aşağıdaki tabloya yazılır.

Derece	Hız sabiti - Birimi
0. Derece reaksiyon	
1. Derece reaksiyon	
2. Derece reaksiyon	

