

## Tepkime Hız Sabitinin Bulunması

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

### Aktifleşme enerjisi

Bir tepkime başladıktan sonra enerjisi artar ve bir ara ürün oluşur. Oluşan yüksek enerjili ara ürün kararsızdır ve bozularak kararlı ürünlere dönüşür. Geçiş hali ara ürünü ile başlangıç maddeleri enerjileri arasındaki farka aktivasyon enerjisi ( $E_a$ ) denir ve tepkimenin gerçekleşebilmesi için başlangıç maddelerinin sahip olması gereken en düşük (minimum) enerji olarak tarif edilir. Aktivasyon enerjisi sıcaklıkla ters orantılı olarak değişir. Sıcaklık arttıkça aktivasyon enerjisi azalır.

### Basit Tepkimeler

Bir tek adımında gerçekleşen tepkimeler basit tepkimeler olarak adlandırılır. Basit tepkimeler, başlangıç maddelerinin molekül sayısına (*moleküleritelerine*) göre sınıflandırılırlar. Tek bir başlangıç maddesi,  $A \rightarrow$  ürünler gibi olan tepkimelere *unimoleküler*; iki başlangıç maddeli,  $A + B \rightarrow$  ürünler, gibi olanlara *bimoleküler*; üç başlangıç maddeli,  $A + 2B \rightarrow$  ürünler gibi olan tepkimelere de *termoleküler* tepkimeler denir.

### Tepkime hızı

Bir tepkimenin hızı, birim zamanda bir reaktantın veya ürünün derişimindeki değişim olarak tanımlanır.

## Tepkime derecesi

Tepkime derecesi, hız denklemindeki başlangıç maddelerinin konsantrasyonlarının üsleri toplamı olarak ifade edilmektedir.

Basit tepkimelerin hız derecesi

<u>Hız</u>	<u>Tepkime derecesi</u>
$RH = k[A]^0 = k$	Sıfırıncı derece
$RH = k[A]$	Birinci derece
$RH = k[A]^2$	İkinci derece
$RH = k[A][B]$	İkinci derece
$RH = k[A][B][C]$	Üçüncü derece
$RH = k[A]^2[B]$	Üçüncü derece
$RH = k[A]^3$	Üçüncü derece

## Sıfırıncı Dereceden Tepkimeler

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

$$RH = k$$

Sıfırncı 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.

Yani  $[A] = 1/2[A]_0$  olacak.

$$t_{1/2} = [A]_0 / 2k \text{ (yarılanma süresi)}$$

### **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. Yani

$$[A] = 1/2[A]_0 \text{ olacak.}$$

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

## 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. Yani

$$[A] = 1/2[A]_0 \text{ olacak.}$$

$$t_{1/2} = 1 / k[A]_0 \text{ (yarılanma süresi)}$$

## Tepkime Aktifleşme Enerjisinin ( $E_a$ ) Bulunması

Tepkimenin aktifleşme enerjisini hesaplamak için Arrhenius bağıntısından faydalanılır. Bunun için farklı sıcaklıklarda hız sabitleri bulunur ve eşitlikte yerine konularak  $E_a$  hesaplanır.

$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

Bu eşitlik düzenlenirse,

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A$$

Eşitliği elde edilir. Farklı sıcaklıklar için eşitlik yeniden düzenlenirse,

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Eşitliği elde edilir.

### **Deney için gerekli malzemeler**

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

### **Deneyin Yapılışı**

Konsantrasyonun tepkime hızına olan etkisi, tepkimeye girenlerden biri sabit tutulup diğerinin konsantrasyonu değiştirilerek bulunabilir. Deney oda sıcaklığında gerçekleştirilir.

Deneyde öncelikle 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> çözeltileri su ile seyreltilerek bir seri çözelti oluşturulur.

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

9 mL KIO<sub>3</sub> + 1,0mL H<sub>2</sub>O

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

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

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

5 mL KIO<sub>3</sub> + 5 mL H<sub>2</sub>O

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

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

2 mL KIO<sub>3</sub> + 8 mL H<sub>2</sub>O

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

10 tane çözelti hazırlanır. Diğer 10 deney tüpüne ise 10 mL NaHSO<sub>3</sub> çözeltisi konur. KIO<sub>3</sub> çözeltileri ile NaHSO<sub>3</sub> çözeltileri birer birer karıştırılmaya başlanır. Karıştırıldıkları anda kronometreye basılarak sarı kahve renk görülmeye başlandığı anda kronometre durdurulur. Her derişim için deney tekrarlanır ve elde edilen süreler kaydedilir.

[KIO <sub>3</sub> ]	t(s)
0,1 M	
0,09 M	
0,08 M	
0,07 M	
0,06 M	
0,05 M	
0,04 M	
0,03 M	
0,02 M	
0,01 M	

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

Bulunan hız sabitleri kullanılarak Arrhenius denkleminde E<sub>a</sub> hesaplanır.