**11 KİMYASAL KİNETİK**

11.1 Molekül Çarpışmaları ve Reaksiyon Hızları

11.2 Sıcaklık ve Reaksiyon Hızı

11.3 Kataliz

11.4 Derişimler ve Reaksiyon Hızları

11.5 Hız Denklemleri ve Sıcaklık

11:6 Sıfırıncı Dereceden Reaksiyonların Kinetiği

11.7 Birinci Dereceden Reaksiyonların Kinetiği

11.8 İkinci Dereceden Reaksiyonların Kinetiği

11.9 Reaksiyon Derecesini Belirleme Yöntemleri

**11.1 MOLEKÜL ÇARPIŞMALARI VE REAKSİYON HIZLARI**

İki atomlu moleküller olan A2 ve B2 arasında gaz fazında yürüyen

A2(g) + B2(g) ⇔ 2 AB(g)

Şeklinde bie reaksiyon düşünelim. Bu reaksiyonlar birkaç basamak üzerinden yürür ve bu basamaklar için yazılan reaksiyon denklemlerinin toplamı asıl reaksiyonun denklemini verir. Bu reaksiyonun basamaklara ayrılıp ve bu basamakların denklemleri yazılarak açıklanmasına **reaksiyon mekanizmasının aydınlatılması** denir. Reaksiyonun gerçekleşmesi için A2 ve B2 molekülleri arasında çarpışma olması gerekmektedir. Fakat her çarpışma reaksiyon ile sonuçlanmaz. Çarpışmanın küçük bir kesri etkin çarpışma dediğimiz reaksiyonun gerçekleşmesine neden olur.

**11.2 SICAKLIK VE REAKSİYON HIZI**

Isı salan ve ısı alan tüm reaksiyonların hızı sıcaklık yükseldikçe artar. Sıcaklığın yükselmesiyle hılanan moleküller birim zamanda daha çok çarpışacaklardır.

Reaksiyona giren moleküllerin etkin çarpışmaları ile **etkinleşmiş (aktifleşmiş) kompleks** adı verilen kararsız bir ara bileşik oluşur. Etkinleşmiş kompleksin potansyel enerjisi ile, reaksiyona giren moleküllerin potansiyel enejisi arasındaki fark Ee ile simgelenir ve **etkinleşme (aktifleşme) enerjisi** adını alır.

**11.3 KATALİZ**

Reaksiyon hızını yükselten ve hiçbir değişikliğe uğramadan reaksiyondan çıkan maddelere **katalizör,** yapılan işleme ise **kataliz** adı verilir. Katalizöler termodinamik olarak olanaksız reaksiyonların yürümesini sağlayamazlar. Termodinamik denge konumunu da hiçbir şekilde değiştiremeyen katalizörler, yalnızca reaksiyon başlangıcından denge konumuna dek geçen süreyi kısaltırlar.

**11.4 DERİŞİMLER VE REAKSİYON HIZLARI**

Reaksiyon hızı genellikle reaksiyona giren maddelerin derişimine bağlıdır. Reaksiona giren maddelerin derişimleri yükseltildiğinde, belli bir hacimde daha çok molekül olacak, birim zamanda toplam çarpışmaların sayısı artacak ve bu sonuçlar da reaksiyon hızının yükselmesine yol açacaktır.

Bir basamakta yürüyen reaksiyonun hız denklemi kimyasal denklemden yazılabilir. Aşağıdaki reaksiyonun hızı A2 ve B2 nin derişimleri çarpımı ile orantılıdır.

A2(g) + B2(g) ⇔ 2 AB(g)

Hız sabiti adı verilen orantı katsayısı k olmak üzere r ile simgelenen reaksiyon hızı için

r = k[A2] [B2]

eşitliğini yazabiliriz.

**10.5 HIZ DENKLEMLERİ VE SICAKLIK**

Reaksiyon hız sabiti k nın sıcaklıkla değişimi ilk kez “Arrhenius” tarafından 1889 yılında

**Arrhenius Eşitliği**

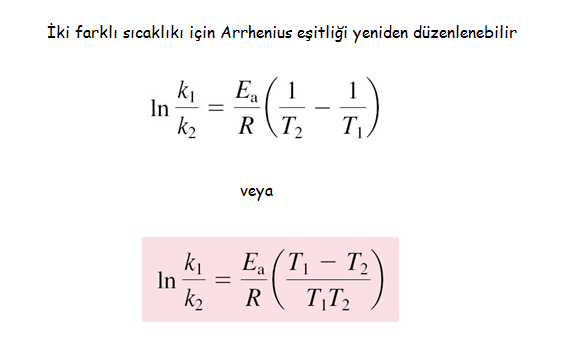
**A**→İncelenen tepkimeye ilişkin bir sabit

e→doğal logaritma tabanı

Ea→tepkimenin aktifleşme enerjisi (j/mol cinsinden)

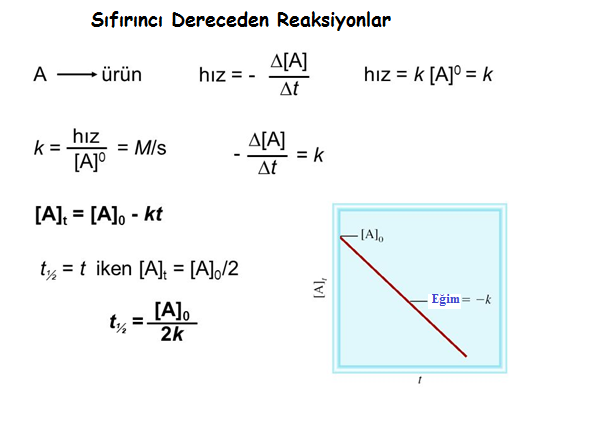
R→ molar gaz sabiti (8,3143 j/mol.K)

T→ mutlak sıcaklık



**11.6 SIFIRINCI DERECE REAKSİYONLARIN KİNETİĞİ**

Sıfırıncı dereceden reraksiyonlarda, reaksiyon hızı reaksiyona giren maddenin derşimi,nden bağımsızdır.



**11.7 BİRİNCİ DERECEDEN REAKSİYONLARIN KİNETİĞİ**

Birinci derece reaksiyonlar genellikle

A → Ürünler

olarak gösterilebilir.

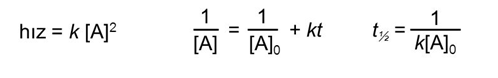
Birinci mertebe Reaksiyonlarda ,yarılanma süresi

**11.8 İKİNCİ DERECEDEN REAKSİYONLARIN KİNETİĞİ**

İkinci dereceden reaksiyonlar;

2A →ürünler

A + B →ürünler



* 1. **REAKSİYON DERECESİNİ BELİRLEME YÖNTEMLERİ**

1. Formülde Yerine Koyma Yöntemi
2. Grafikleme Yöntemi
3. Derşimlerin Değiştirilmesi Yöntemi