



# **Proje Tabanlı Deneý Uygulamaları**

**“EKZOTERMİK  
TEPKİME”**

**Prof.Dr İnci MORGİL**

**Beyza Ceren ÜNCÜ  
20338757**

**Hacettepe Üniversitesi, Ankara/2007**

## **PROJE HEDEF SORUSU;**

**Ekzotermik Tepkimeler Nasıl Gerçekleşir?**

## **HEDEF VE DAVRANIŞLAR;**

### **HEDEF 1;**

**Kimyasal reaksiyon kavramını açıklar.**

### **DAVRANIŞLAR:**

- 1) Kimyasal reaksiyonların ne olduğunu açıklar.**
- 2) Kimyasal reaksiyonların çeşitlerini açıklar.**

### **HEDEF 2:**

**Kimyasal reaksiyonlarda ısı alışverişi kavramını açıklar.**

### **DAVRANIŞLAR:**

- 1) Endotermik ve ekzotermik tepkime kavramını açıklar.**
- 2) Endotermik ve ekzotermik tepkimeye çevremizden örnekler verir.**

## **ÖĞRENME VE ÖĞRETME TEKNİKLERİ;**

### **AÇIKLAMA YÖNTEMİ**

- 1) SORU-CEVAP**
- 2) ÖĞRETMEN SUNUMU**
- 3) ÖĞRENCİ SUNUMU**
- 4) TARTIŞMA**

## Kimyasal Tepkimeler

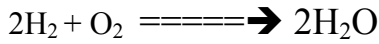
İki veya daha fazla maddenin birbiri ile etkileşmesi sonucu kendi özelliklerini kaybederek yeni özellikte maddeler oluşturmalarına **kimyasal olay** denir.

Bir dizi kimyasal olay, tek bir kimyasal denklemlerle ifade edilebilir. Kimyasal olaylara kısaca **tepkime** denir

### Kimyasal Tepkime Çeşitleri

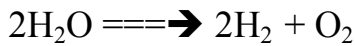
#### Sentez Tepkimeleri

İki yada daha fazla basit yapılu madde daha karmaşık yapılu bir madde oluşturuyorsa böyle tepkimeler **sentez tepkimeleri** olarak adlandırılır . Ayrıca **birleşme tepkimeleri** de denir.



#### Analiz tepkimeleri

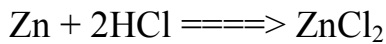
Ayrıştırma tepkimelerinin sentez tepkimelerinin tersidir.Karmaşık yapıdaki bir madde kendisini oluşturan daha basit yapılu maddelere ayrışiyorsa bu tepkimeler **analiz tepkimeleri(ayrışma)**dır. Ayrıca **bozulma tepkimeleri** de denir.



22

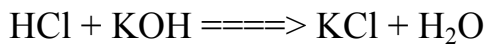
#### Metallerin Asitlerle Tepkileri

Metaller asitlerle tepkimeye girdiklerinde tuz ve hidrojen gazı açığa çıkar.Bu tür tepkimelere **metallerin asitlerle tepkimeleri** denir.



#### Asit Baz Tepkimeleri

Asit ve baz tepkimeleri sonucunda ürün olarak tuz ve su oluşur.Bu tepkimeye **nötrleşme tepkimesi** de denir.



#### Yer Değiştirme Tepkimeleri

Bir elementin, bir bileşik ile tepkimesinde veya bileşikler arasındaki tepkimelerde elementlerin birbirlerinin yerini aldığı tepkimelerdir.

### **Çift Taraflı Yer Değiştirme Tepkimeleri**

Bu tür tepkimelerde iki bileşik birbiriyle iyonlarını değiştirir. Bu tepkimeler genellikle sulu çözeltilerde gerçekleşir.

### **Yanma Tepkimeleri**

Bir maddenin oksijen ile tepkimesine yanma(oksitlenme) denir.

• Yapısında karbon ve hidrojen bulunduran organik maddeler(hidrokarbonlar) ve yapısında karbon, hidrojen ve oksijen bulunduran organik maddeler yandıklarında karbondioksit ve su oluşur.

Tepkime, kimyada iki veya daha çok maddenin başka madde veya maddelere dönüştüğü hadise. Reaksiyon da denir. Kimyasal tepkimede tepkimeye giren maddelerin özellikleri kaybolurken değişik özelliklerde yeni maddeler ürün olarak ortaya çıkar. Fakat tepkimede toplam kütle değişmez.

Bir kimyasal tepkimede bağ oluşturan elektronların enerji soğurmasıyla bağ parçalanır. Bu durum yeni bağların oluşmasını mümkün kılar ve enerji açığa çıkar. **Bir bağın parçalanması için gerekli olan enerji yeni bir bağın oluşmasında açığa çıkan enerjiden daha az olduğunda, bu tepkimeye ısıveren (ekzotermik) tepkime, tersi olduğundaysa ısı alan (endotermik) tepkime denir.** Yapısında temel element olarak karbon(C) ve hidrojen içeren bileşikler oksijen ile tepkimeye giriyorsa ürün olarak karbondioksit ve su oluşur. Tepkimesinin denkleştirilmesi için daha önce belirttiğimiz gibi önce karbon, sonra Hidrojen ve en son Oksijen atomlarının sayıları eşitlenir. Bunun için organik bileşiğin katsayısı 1 kabul edilip CO<sub>2</sub>'nin kat sayısı 1, H<sub>2</sub>O'nun katsayısı 2 bulunur. Oksijenleri eşitlemek için önce ürünlerdeki Oksijen sayısı bulunur. 1CO<sub>2</sub>'deki Oksijen sayısı; 1.2=2'dir. 2H<sub>2</sub>O'daki Oksijen sayısı; 2+2=4'tür. Buna göre girenlerdeki O<sub>2</sub>'nin katsayısı 2 yazılırsa Oksijen sayıları da eşitlenmiş olur. CH<sub>4</sub>+2O<sub>2</sub>--CO<sub>2</sub>+2H<sub>2</sub>O ÖRNEĞİN; eğer organik bileşiğin yapısında oksijen atomu varsa; C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH+O<sub>2</sub>—CO<sub>2</sub>+H<sub>2</sub>O CO<sub>2</sub> ve H<sub>2</sub>O'nun katsayıları C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH'ın katsayısı 1 kabul edilerek sarayla 2 ve 3 olarak bulunur . C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH+O<sub>2</sub>--2CO<sub>2</sub>+3H<sub>2</sub>O Şimdi ürünlerdeki oksijen sayısını bulalım 2 CO<sub>2</sub> deki sayısı; 2\*2=4 3H<sub>2</sub>O DAKİ SAYISI =4+3=7 O<sub>2</sub>'nin katsayısını bulmak için bileşiğin yapısındaki sayısı toplam sayısından çıkarılır. 7-1=6 Buna göre O<sub>2</sub>'nin yanına 6/2=3 yazılır.

## Isı Kapsamı ve Sıcaklık

Kimyasal değişmelerdeki enerji değişimi çok kere ısı enerjisi olarak kendini gösterir.

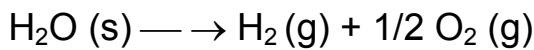
Bir maddenin belli bir sıcaklık aralığında ( $\Delta T$ ) aldığı ya da saldığı ısı enerjisine, ( $q$ ) ısı kapsamı denir.

$$\text{Isı kapsamı} = q / \Delta T$$

Isı kapsamı, çok kere özgül ısı ya da molar ısı kapsamı olarak belirtilir. Bir maddenin bir gramının sıcaklığını bir kelvin ( $1^\circ \text{C}$  ye eşdeğerdir) artırmak için gereken ısı miktarına özgül ısı denir. Molar ısı kapsamı ise bir mol maddenin sıcaklığını bir kelvin artırmak için gereken ısı miktarıdır. Sıcaklık bir maddedeki yapıtaşlarını oluşturan parçacıkların herbirinin ortalama kinetik enerjisiyle orantılı bir niceliktir. Isı kapsamı, bir kapasite özelliğidir, yani madde miktarına bağlıdır. Sıcaklık ise bir şiddet özelliğidir ve madde miktarına bağlı değildir.

## KİMYASAL TEPKİMELER VE ENERJİ

Kimyasal tepkimeler hep enerji alış verişiiyle gerçekleşir. Yanma olayları, bir kimyasal değişmedir ve ısı, ışık biçimlerinde enerji açığa çıkararak oluşur. Şekerin vücudumuzda yanınca enerji verdiğini (ısı açığa çıkardığını) biliriz. Suda daha çok şeker ya da tuz çözmek için, çözeltiliyi ısıtmak, yani sisteme enerji vermek gerekir. Yine suyu elektrolizle hidrojen ve oksijen elementlerine ayırştırmak için sisteme enerji verilmelidir.



Kimyasal tepkimeler iki koşulda gerçekleşebilir:

1. Sabit hacimde (kapalı bir kaptta)
2. Sabit basınçta (pistonlu bir kaptta)

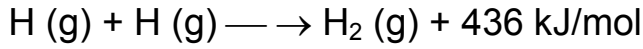
Bu iki koşuldaki enerji değişmelerinin aynı olmadığını göreceğiz.

Kimyasal tepkimelerdeki enerji değişimleri, temelde bağ enerjilerindeki değişmedir. Onun için önce bağ enerjilerini inceleyeceğiz.

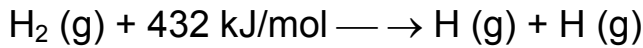
## BAğLARIN KIRILMASI VE BAğ ENERJİLERİ

Kimyasal tepkimeler, atomlar ya da iyonlar arasındaki kimi bağların kırılması ve yeni bağların oluşmasına dayanır. Atomlar ya da iyonlar

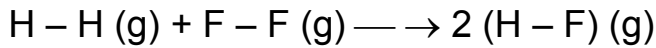
bağlanırken daima enerji açığa çıkar; bir bağı kırmak için ise maddeye enerji verilmesi gerekir. Gaz fazındaki iki atomun bağlanmasıyla açığa çıkan ya da bu bağı kırmak için gereken enerjiye *bağ enerjisi* denir.



**Bu tepkimeye göre, 1 mol H<sub>2</sub> (g) molekülü** atomlarından oluşurken (432 kJ) açığa çıkar. Aynı koşullarda 1 mol H–H bağı kırılmak için aynı miktar enerji gerekir:



Bağ enerjileri, kimyasal bağın ne derece kuvvetli olduğunun bir ölçüsüdür. Aynı iki atom arasındaki ikili ve üçlü bağların enerjileri birli bağlardan büyüktür. F - F, O = O ve N N bağlarını kırmak için sırasıyla 155, 494 ve 942 kJ/mol gerekir. Şimdi bağ enerjilerinin kimyasal tepkimelerdeki kullanımına bakalım.



Tepkimesinde kırılan bağlar: H – H ve F – F bağlarıdır. Bağları kırmak için enerji veririz. Oluşan bağlar, iki H – F bağıdır. Bağ oluşunca enerji alırız. Verilen ve alınan enerjilerin farkı tepkimenin bağ entalpisini gösterir. Bağları kırmak için 432+ 155 = 587 kJ/mol gerekir; iki H – F bağı oluşurken 2 x 565 = 1130 kJ/mol açığa çıkar(ekzotermik). Net sonuç 1130 – 585 = 545 kJ/mol'dür.



## **EKZOTERMİK VE ENDOTERMİK TEPKİMELER**

### **İç Enerji Değişmesi, Δ E**

Bir sistemin toplam enerjisi, bileşenlerinin kinetik ve potansiyel enerjilerinin toplamına eşittir. Örneğin 5.1 Şekildeki sistemin toplam iç enerjisi, o sistemi oluşturan atomlar, moleküller ve atomaltı parçacıklar arasındaki itme ve çekme kuvvetleri (potansiyel enerji) ile tüm sistem parçacıklarının kinetik enerjilerini içerir. Termodinamiğin birinci yasasına göre, yalıtılmış bir sistemin iç enerjisi sabittir. Herhangi bir sistemin iç enerjisinin "gerçek" değeri bilinemez. Buna karşın kimyasal ve fiziksel süreçlerde iç enerjideki "değişme" ölçülebilir. İç enerjideki değişme Δ E (okunuşu "delta E" dir) ile gösterilirse bu, sonuçtaki (E<sub>2</sub>) ve başlangıçtaki (E<sub>1</sub>) enerji farkına eşittir:

$$\Delta E = E_1 - E_2$$

Bu bağıntıya göre  $E_2 > E_1$  ise sistem enerji kazanmıştır ve  $\Delta E$  pozitif işaretli olacaktır.  $E_2 < E_1$  ise sistem enerji kaybetmiştir ve  $\Delta E$  negatif işaretli olacaktır.  $H_2$  ve  $O_2$ 'nin su oluşturduğu kimyasal tepkimeyi ele alalım. Bu tepkime sırasında enerji açığa çıktığına göre  $H_2$  ve  $O_2$  nin iç enerjisi, suyun iç enerjisinden daha büyüktür.

Bir sistemle çevresi arasındaki enerji değişimi, genel olarak iki şekilde olur: Isı ve iş şekillerinde. Fiziksel ve kimyasal değişimler geçiren bir sistemde iç enerji değişimi ( $\Delta E$ ), sistemin ısı değişimi ( $q$ ) ile iş değişiminin ( $w$ ) toplamına eşittir.

$$\Delta E = q + w$$

Sisteme, ısı veya mekanik iş katılıyorsa bu terimlerin sayısal değeri artı işaretli, sistemin ısı kaybetmesi veya iş yapması halinde ise eksi işaretli olur. Örneğin bir sistem 200 kJ ısı alıp bununun 40 kJ'lük kısmını mekanik iş harcamış olsun. Buna göre;

$$q = +200 \text{ kJ (sistemin kazandığı ısı, artı işaretli)}$$

$$w = -40 \text{ kJ (sistemin kaybettiği ısı, eksi işaretli) dir.}$$

$$\Delta E = +200 \text{ kJ} + (-40 \text{ kJ}) = 160 \text{ kJ}$$

Enerji açığa çıkararak yürüyen tepkimelere ekzotermik tepkimeler denir; bu tip olaylarda sistemin enerjisi azalır, çevrenin enerjisi artar. Yanma tepkimeleri ekzotermiktir. Çevreden enerji alarak yürüyen tepkimelere endotermik tepkimeler denir. Bu tip olaylarda ise sistemin enerjisi artar, çevrenin enerjisi azalır. Bir moleküldeki bağların kırılması endotermik bir olaydır.

### Entalpi Değişmesi, $\Delta H$

Kimyasal tepkimeler sırasındaki enerji değişimi, hacmin ya da basıncın sabit olmasına göre değişir. Sabit hacimde (bir çelik kapta) yürüyen bir tepkimede çevreye karşı bir iş yapma ya da çevreden iş alma eylemi olmaz. Bu durumda  $\Delta E = q + w$  bağıntısında  $w = 0$  olur. Hacmin değil de basıncın sabit tutulduğu koşullarda, hacim değişmesi ( $\Delta V$ ) olabilir. Bilindiği gibi basınç, birim yüzeyde dik olarak etkiyen kuvvettir.  $P = F/A$ . Pistonlu bir gaz kabındaki gazı ısıtalım. Isınan gaz genişler. **1.5 Şekildeki gibi piston  $V_1$  konumundan  $V_2$  konumuna geçer; yani  $\Delta V$  kadar hacim değişmesi olur.** Isınan gazda  $q$  artı işaretlidir. Ancak pistonun yukarı çıkışı için yapılan iş ( $P \times \Delta V$ ) eksi işaretlidir. Buna göre iç enerjideki değişme şöyledir:

$$\Delta E = q + w = q - P \Delta V$$

Sabit basınçtaki iç enerji değişimini veren bu denklem

$$q = \Delta E + P \Delta V \text{ (sabit basınçta)}$$

biçiminde de yazılabilir. İşte sabit basınçta, bir sistemin iç enerjisindeki artışla basınç-hacim işinin toplamından oluşan ısı değişimine, entalpi değişimi ( $\Delta H$ ) denir.

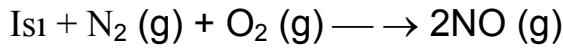
$$q = \Delta E + P \Delta V = \Delta H$$

Entalpi değişimi ( $\Delta H$ ) = Sabit basınçtaki enerji değişimi ( $\Delta H = q_p$  (sabit basınçta))

**1. Entalpi değişmesi, ürünlerle girenlerin entalpilerinin farkına eşittir:**

$$\Delta H = \sum H (\text{ürünler}) - \sum H (\text{girenler})$$

Ürünlerin entalpisi girenlerinkinden büyükse (endotermik tepkime)  $\Delta H$  artı, işaretlidir. Örneğin azot, ( $N_2$ ) ve oksijenden, ( $O_2$ ), azot monoksit, ( $NO$ ) oluşması endotermik bir tepkimedir.



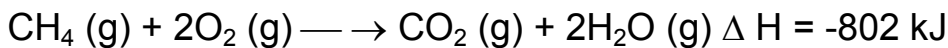
Bu tepkime, yüksek sıcaklıkta havadaki gazların ( $N_2$  ve  $O_2$ ) tepkimeye girmesi ya da azotun yanmasıdır. 1.6 Şekilde gösterildiği gibi  $2NO (g)$  nun entalpi içeriği,  $N_2 (g)$  ve  $O_2 (g)$  ninkinden büyüktür.

Ürünlerin entalpi içeriği girenlerinkinden küçükse (ekzotermik tepkime),  $\Delta H$  eksi işaretli olur. Hidrojen ve oksijen gazlarından su oluşması böyle bir tepkimedir. (5.7 Şekil inceleyiniz).



**2. Entalpi, kapsamsal (madde miktarına bağlı) bir özelliktir.**

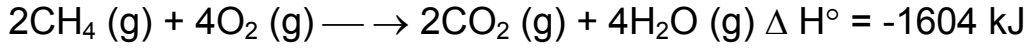
Kimyasal tepkimelerdeki entalpi değişimi, madde miktarına bağlı bir değerdir. Metan yanınca, karbondioksit ve su oluşur. Bu tepkimede 1 mol  $CH_4$  sabit basınçta yanınca 192 Kkal (802 kJ) değerinde enerji açığa çıkar.





Entalpi değişiminin eksi işaretli olması, tepkimenin ekzotermik olduğunu gösterir. Entalpi değişiminin denkleşmiş tepkime için geçerli olduğunu belirtelim.

Yani 1 mol CH<sub>4</sub>, 2 mol O<sub>2</sub> (g) ile tam olarak yanıp, 1 mol CO<sub>2</sub> (g) ve 2 mol H<sub>2</sub>O (g) oluştururken 802 kJ enerji açığa çıkar. Eğer 2 mol CH<sub>4</sub>, 4 mol O<sub>2</sub> ile yanarsa 2 x 802 = 1604 kJ enerji açığa çıkacaktır.



### ÖRNEK

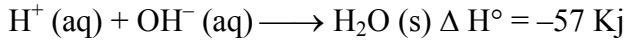
Aşağıdaki tepkimeye göre 3.6 g suyun elementlerine ayrışması sırasındaki entalpi değişimi kaç kJ'dir?



### zm

Veriye göre 1 mol sıvı su (18 g H<sub>2</sub>O) nun elementlerine ayrışması için 285.8 kJ entalpi değişimi oluyor.

\*Kuvvetli asit ve kuvvetli baz tepkimeleri ekzotermiktir:



### Tepkime ısısı

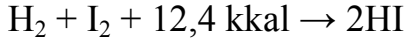
Bir kimyasal tepkimede bütün maddeleri aynı sıcaklıkta tutabilmek için tepkime sistemine eklenmesi veya sistemden uzaklaştırılması gereken ısı miktarıdır. Tepkime sisteminin içinde bulunduğu kabın basıncı sabit tutulduğunda ölçülen tepkime ısısı aynı zamanda (entalpi) olarak bilinen (termodinamik) nitelikteki değişimi, yani tepkime sonucunda oluşan ürünlerin entalpisiyle tepkimeye girenlerin entalpisi arasındaki farkı gösterir. Böylece sabit (basıncı)ta tayin edilen tepkime ısısı DH sembolüyle gösterilen tepkime entalpidir. DH negatif olduğunda tepkime ısıveren, tersi durumdaysa tepkime ısıalandır...

Mesela,



Tepkimesinde tepkimeye giren H<sub>2</sub> ve Cl<sub>2</sub> moleküllerinde iki atomu bir arada tutan bağların koparılması enerji ister. Bu enerji sağlandığında atomlar arasındaki bağlar kopar ve atomlar yeni düzenlemeye girerek yeni bağlar (HCl

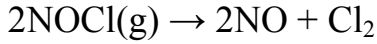
bağları) oluştururken dışarıya enerji verilir. Bu tepkimede dışarı verilen enerji daha önce alınan enerjiden fazla olduğundan neticede dışarıya enerji verilmiş olur (ısıveren tepkime). Buna karşılık;



tepkimesinde alınan enerji verilen enerjiden fazla olup bu tepkime de ısılanan tepkime olur.

### **Tepkime hızı**

Tepkime hızı birim zamanda dönüşen madde miktarı anlamına gelir. Tepkime hızlarını karşılaştırabilmek için birim zamanda, birim hacimde değişen mol sayısı, yani derişim değişimi esas alınır. Bu durumda tepkime hızı (TH), birim zamanda madde derişimindeki değişim olarak ifade edilir. Mesela;



tepkimesinde hız, NOCl, NO ve Cl<sub>2</sub> derişimleri için ayrı ayrı yazılabilir. Tepkimeye giren NOCl yönünden tepkime hızı (TH1);

$$\text{TH1} = \text{NOCl derişimdeki azalma} / \text{zaman aralığı}$$

olarak tanımlanır. Buna göre NOCl ne kadar hızlı azalıyor, tepkime o kadar hızlı gerçekleşiyor demektir. Oluşan azot monoksit ve kloro göre de;

Bir tepkimenin oluşması çarpışma teorisiyle izah edilir. Bu teoriye göre tepkime verecek tanecikler (molekül, atom veya iyon) mutlaka çarpışmalıdırlar. Ancak tepkime vermeleri için çarpışmaları da yetmez. Tepkime ancak moleküllerin uygun doğrultuda çarpışmaları ve ilaveten taneciklerin belirli bir enerjide olmalarıyla gerçekleşir. Tepkimenin gerçekleşmesi için taneciklerin sahip olmaları gereken minimum enerjiye *eşik enerjisi* denir.

Eşik enerjiye sahip tanecikler çarpıştığında moleküller birbirini içine girer ve atomlar yeni bir düzenlemeye girebilecek biçimde karmaşık hale gelir. Bu arada taneciklerin hızı yani kinetik enerjisi azalır, potansiyel enerji de en yüksek seviyesine ulaşır. Yüksek potansiyel enerjili bu karmaşık hale aktifleşmiş kompleks adı verilir. Aktifleşmiş kompleksin enerji seviyesine varmak için gerekli enerjiye aktifleşme enerjisi denir.

Bir tepkimenin hızına tesir eden faktörleri:

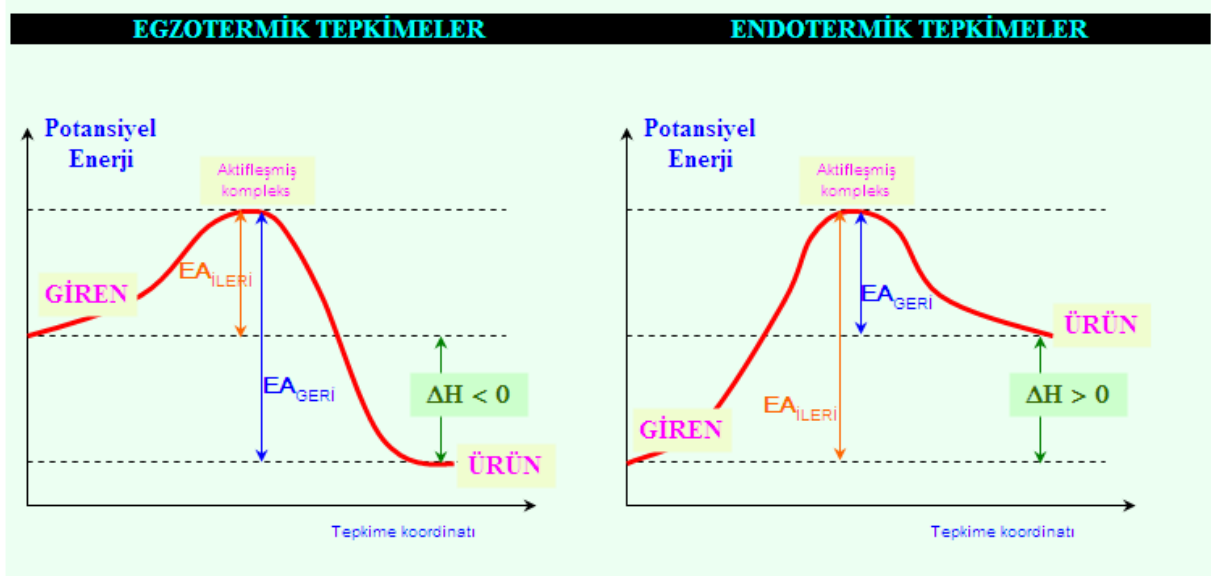
1. Tepkimeye giren maddelerin türü,
2. Derişim
3. Sıcaklık

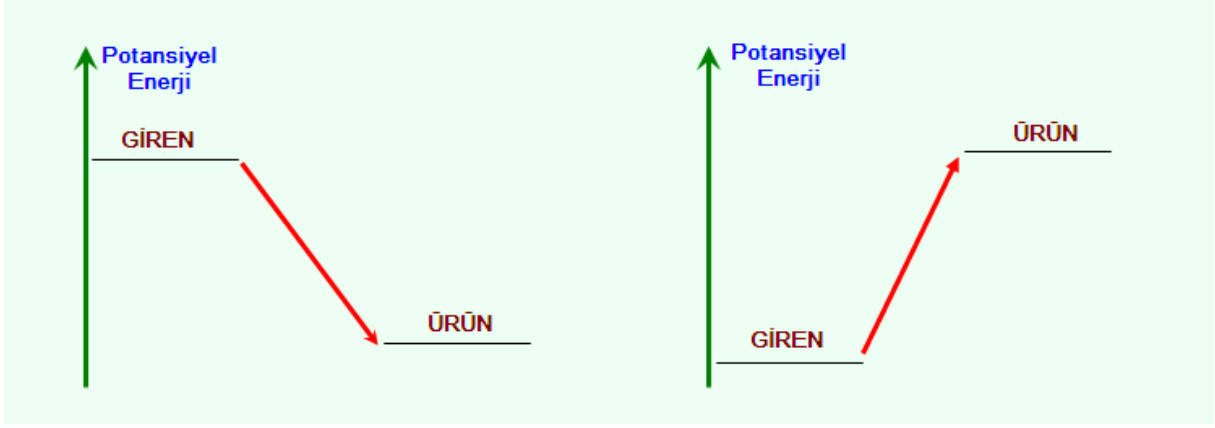
#### 4. Katalizör

olarak sıralanabilir.

- Bir kimyasal tepkime ürünler ile birlikte ortama ısı enerjisi veriyorsa; ya da ürünlerin toplam potansiyel enerjisi girenlerden küçük ise tepkime **EGZOTERMİK**'tir (ısı veren).
- Bir kimyasal tepkimede tepkimeye girenler ürüne dönüşürken ortamdan ısı enerjisi alıyorsa; ya da ürünlerin toplam potansiyel enerjisi girenlerden büyük ise tepkime **ENDOTERMİK**tir (ısı alan).

EGZOTERMİK TEPKİMELE	ENDOTERMİK TEPKİMELE
$A + B \rightarrow C + \text{ISI}$	$A + B + \text{ISI} \rightarrow C$
$A + B \rightarrow C \quad \Delta H < 0$	$A + B \rightarrow C \quad \Delta H > 0$
$A + B \rightarrow C \quad \Delta H = -Q \text{ Kkal}$	$A + B \rightarrow C \quad \Delta H = +Q \text{ Kkal}$
$SU \rightarrow \text{BUZ} + \text{ISI}$	$\text{BUZ} + \text{ISI} \rightarrow SU$





## TANIMLAR

### AKTİFLEŞME ENERJİSİ :

Bir kimyasal tepkimenin başlayabilmesi için gereken minimum enerjiye denir. Bir kimyasal tepkimede iki tane eşik enerjisi vardır.

- İleri Aktifleşme Enerjisi ( $EA_{ileri}$ ) : Aktifleşmiş kompleks ile girenler arasındaki potansiyel enerji farkıdır.
- Geri Aktifleşme Enerjisi ( $EA_{geri}$ ) : Aktifleşmiş kompleks ile ürünler arasındaki potansiyel enerji farkıdır.

► Bir kimyasal tepkimenin ileri aktifleşme enerjisinin değeri ne kadar büyük ise tepkimenin oluşması o kadar zordur. Hızı o kadar düşüktür.

► Bir kimyasal tepkimenin ileri aktifleşme enerjisi tersi olan tepkimenin geri aktifleşme enerjisine eşittir.

- $EA_{ileri} > EA_{geri}$  ise  $\Delta H > 0$  ( endotermik)
- $EA_{ileri} < EA_{geri}$  ise  $\Delta H < 0$  ( egzotermik)

### AKTİFLEŞMİŞ KOMPLEKS :

Bir kimyasal tepkimede tepkimeye giren taneciklerin potansiyel enerjilerinin maksimum olduğu andır. Bu olay grafikte grafiğin tepe noktası olarak belirlenmiştir. sorularda (A.K.) olarak belirtilir.

- Tepkimeye giren taneciklerin ürüne dönüşebilmesi için potansiyel enerjilerinin mutlaka bu aktifleşmiş kompleksin değerine ulaşması gerekir.
- Bu aktifleşmiş komplekse ulaşan her tanecik ürüne dönüşmez.
- Bu aktifleşmiş komplekse ulaşan taneciklerin ürüne dönüşebilmesi için uygun geometrik pozisyonlarda çarpışmaları gerekir.

## KİMYASAL BAĞLAR

Atomun yapısındaki elektronlar çekirdeğin çevresindeki enerji düzeylerinde hareket ederler.

Bir atomun diğer atomla birleşme yeteneğine o atomun değerliği denir. Atomun değerliği kararlı bir yapıya geçmek için kazanması veya kaybetmesi gereken elektron sayısına bağlıdır. Atomlar son enerji düzeylerini sekize tamamlamak ister. Bütün elementler soygazların (asalgaz) elektron düzenine ulaşmak için ya elektron alır, ya da elektron verir.

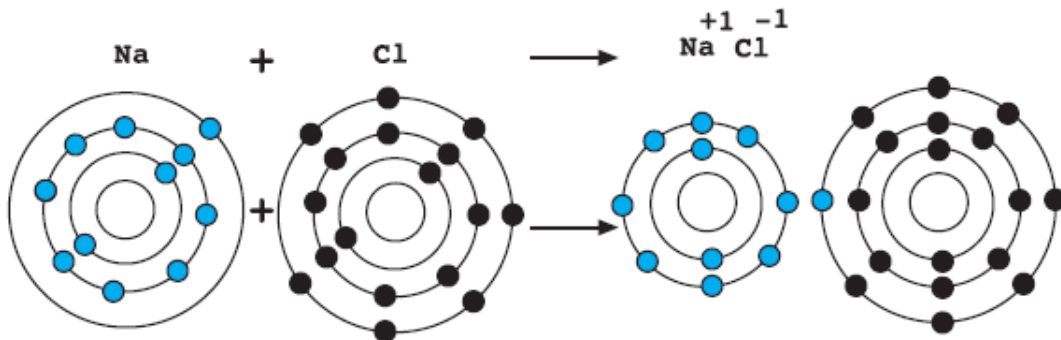
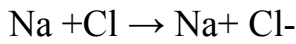
Elektron alış verişi veya ortaklaşa kullanımı aynı cins iki atom arasında olabileceği gibi farklı cins atomlar arasında da olur. Atomların elektron alış verişi veya elektronları ortaklaşa kullanmaları sırasında atomları bir arada tutan kuvvete kimyasal bağ denir. Elektron alış verişi ya da ortaklaşa kullanım sonucu oluşan bileşik atomlarda kovalent ve iyonik olmak üzere iki çeşit bağ vardır.

### İYONİK BAĞ:

Elektron alış verişi ile oluşan kimyasal bağa iyonik bağ denir. Metal ve ametal atomları arasında görülür.

Örnek 1;

Yemek tuzu, Sodyum (Na) ve Klor (Cl) elementlerinden oluşur.



Yukarıdaki şekilde görüldüğü gibi NaCl (Sodyum klorür) Na ve Cl elementlerinden oluşur. Bunlar bir araya geldiğinde kararlı yapıya geçmek için son yörüngelerini sekize tamamlamak ister. Na atomu son yörüngesindeki bir elektronunu Cl atomuna verir. Son yörüngeden bir önceki yörünge son yörünge konumunu alır. Sekiz olur, soygaza benzer ve 1 elektron verdiği için sodyum

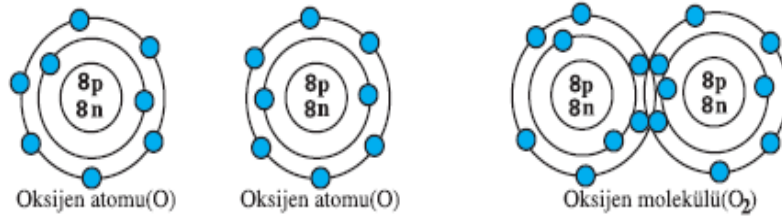
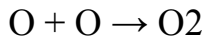
Na+1 hâlini alır. Klor atomu 1'elektron alarak son yörüngesini 8 elektrona tamamlar (soygaza benzer) ve Cl-1 iyon hâlini alır. Böylece her iki atom da kararlı yapıya ulaşmıştır. Na ve Cl atomu farklı elektrik yüklü iyon hâline geldiğinden aralarında bir çekim kuvveti oluşur. Bu çekim kuvvetinden doğan bağa da iyonik bağ denir.

### **KOVALENT BAĞ:**

Elektron alma eğiliminde olan 2 atom bir araya gelince, elektronlarını aralarında ortaklaşa kullanırlar. Atomların elektronlarının ortaklaşa kullanılmasıyla oluşan bağa kovalent bağ denir. İki ametal element arasında görülür. Apolar ve polar olmak üzere ikiye ayrılır.

#### **Apolar Kovalent Bağ**

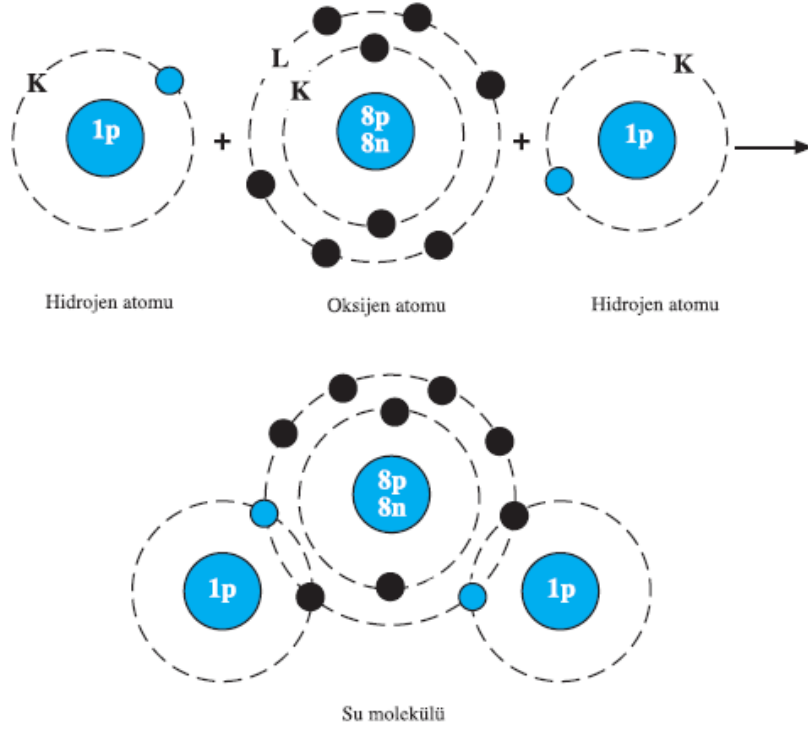
Aynı cins ametal atomları arasında görülür



#### **Polar Kovalent Bağ**

Farklı cins ametal atomları arasında görülür.





Hidrojen atomlarının son yörüngesinde 1'er elektron vardır. Kararlı yapı için 1 elektrona ihtiyacı vardır. Oksijen atomunun ise 2 elektrona ihtiyacı vardır. Oksijen atomu iki hidrojenle ortaklık kurarak şekilde görüldüğü gibi su bileşimini oluşturur.

Böylece hem oksijen hem hidrojen kararlı yapıya geçmiş olur.

## Tepkime kabı

*Reaktör* de denir. Laboratuvarlarda veya kimya sanayisinde kimyasal tepkimelerin gerçekleştiği kap veya cihazlara denir. Genellikle (cam), paslanmaz (çelik) veya kimyasal maddelerden etkilenmeyen herhangi bir alaşımdan yapılmışlardır

## Reaksiyon Hızına Sıcaklığın Etkisi

**Deneyin Amacı:** Bu deneyde "iyod saati" reaksiyonundan yararlanarak, **sıcaklığın** reaksiyon **hızları** üzerindeki etkisinin incelenmesi amaçlanmıştır. Bu amaç doğrultusunda reaksiyonun tüm **koşulları sabit** tutulmuş ve sadece **sıcaklık** değiştirilmesinin etkileri incelenmiştir.

**Araç, Gereç ve Malzemeler:** Doygun sülfiröz asit çözeltisi, 0.02 N KIO<sub>3</sub> çözeltisi nişasta çözeltisi, erlen (birkaç adet 250 mL), kronometre, deney tüpü (birkaç adet), termometre.

## Ön İşlem

- Bu reaksiyonda iki çözelti gereklidir. Bunlardan ilki "**sülfid anyonu**" kaynağı olarak gereken "**sülfiröz asit**" çözeltisidir. Bu çözeltinin hazırlanması için bir litre suya doygunluğa erişene kadar **kükürtdioksit** (SO<sub>2</sub>) ilave edilir. Bu şekilde hazırlanan **sülfiröz asit** çözeltisinin derişimi **0.3 N**'dir. Bu çözeltiye birkaç damla **nişasta** çözeltisi\* damlatılarak, deneyde kullanıma uygun hale (**Çözelti A**) getirilir.
- Bir litre **0.02 M KIO<sub>3</sub>** hazırlanır (**Çözelti B**)

## İşlem

- **Üç adet** temiz deney tüpü alınız. Bunlardan herbirine **10**'ar mL "**A**" çözeltisi koyunuz.
- Benzer şekilde **3 adet** temiz deney tüplerinden herbirine, **10**'ar mL "**B**" çözeltisi koyunuz.
- Temiz ve kuru bir erlene hem "**A**" hem de "**B**" çözeltisini içeren (**birinci** tüpleri) boşaltınız. Karışımı çalkalayarak, **mavi** rengin **ilk** oluştuğu zamanı not ediniz (**t1**). Bu deneyin gerçekleştiği oda sıcaklığını (**T1**) ölçünüz.
- **A** ve **B** çözeltilerini içeren **ikinci** tüpleri bir su banyosu içinde **50°C**'a ısıtınız. Banyo sıcaklığını dikkatle ölçtükten (**T2**) sonra, tüpleri banyodan çıkarınız ve hızla temiz bir erlene boşaltınız. **Mavi** rengin **ilk** oluştuğu zamanı not ediniz (**t2**)
- **A** ve **B** çözeltilerini içeren **üçüncü** tüpleri, soğuk buzlu su içinde tutarak **0°C** ile **5°C** arasında bir soğukluğa ulaşmasını sağlayınız. Ortam sıcaklığını, dikkatle ölçtükten (**T3**) sonra, tüpleri soğuk sudan çıkarınız ve hızla temiz bir erlene boşaltınız. **Mavi** rengin **ilk** oluştuğu zamanı (**t3**) not ediniz.

## Tartışma ve Yorum

*Bu deneyi dikkatle yürüttüğünüz takdirde, sıcaklık artışının reaksiyon hızında artışa neden olduğunu gözlemleyeceksiniz.*

## DENEYİN YAPILISI:

### DENEYİN ADI:

Oldukça ekzotermik bir tepkime

### DENEYİN AMACI:

KClO<sub>3</sub> , toz şeker ve H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> yardımıyla kimyasal bir reaksiyonda ısı çıkışını göstermek.



### **ARAC VE GEREÇLER:**

- BEHER
- DAMLALIK
- 5 mg KClO<sub>3</sub>
- 5 mg toz şeker
- %98 'lik (konsantre) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- SPATÜL
- ISI İLE RENK DEĞİŞTİREN TERMOMETRE

### **UYGULAMA:**

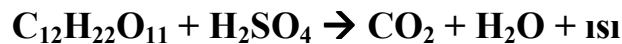
### **DENEYİN YAPILIŞI:**

Isıya dayanıklı bir kaba (porselen ya da metal) KClO<sub>3</sub> ve toz şekerini koyup karıştırın. Bu karışımın üzerine 1 damla derişik H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 'ü damlatın.

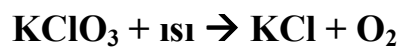
### **TEPKİMELER:**

İlk olarak H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ve şeker tepkimeye girer. Karbon ve su oluşturur. Oluşan tepkimede açığa çıkan ısı, tepkime kabını ısıtır ve elimizi behere dokundurduğumuzda açığa çıkan ısıyı fark ederiz.

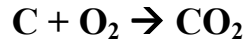
Sülfürik asit (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) endüstride en çok kullanılan ve çok çeşitli alanlarda uygulanan en önemli asittir dersek yanlış olmaz. Konsantre sülfürik asit, kütlece %96-98 oranında H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> içerir. Konsantre sülfürik asidi çay şekerinin (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) üzerine dökerek olursak ekzotermik bir tepkime gözlemlenir. Şekerde bulunan hidrojen ve oksijen, su olarak açığa çıkar ve tepkime sırasında oluşan ısı nedeniyle buharlaşarak tepkime ortamından uzaklaşır. Geride, başlangıca göre daha geniş hacimli siyah karbondan başka bir şey kalmaz. Isının açığa çıktığını beherin kenarına yapışkan termometre yapıştırarak yada beherin çevresine buz kalıbı yerleştirerek ve buzun erimesiyle ekzotermik tepkime oluştuğunu gösterebiliriz.



Bu ekzotermik tepkimede açığa çıkan ısı KClO<sub>3</sub> 'ü KCl ve O<sub>2</sub> şeklinde bozar. Burada bir bağ koparken dışarı verdiği enerji yeni bir bağın oluşmasını sağlamaktadır.

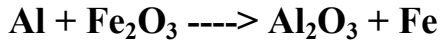


Oluşan O<sub>2</sub> de şekerden oluşan karbonla yanar ve CO<sub>2</sub> 'yi oluşturur.



Oluşan beyaz dumanın sebebi ise  $\text{O}_2$  gazıdır. Eğer bir kibrit çöpünü tepkime kabına yaklaşıtırsak yanan alev parlar.

Sunu da ilave etmekte fayda var. Aslında bu tepkime çok daha ekzotermik bir tepkime olan ama yüksek bir aktivasyon enerjisine sahip Termit adı verilen aşağıdaki tepkimenin başlatılmasında kullanılır.



Zaten bu tepkime sonucu sıvı demir elde edilir. Demirin erime noktasının  $1538^\circ\text{C}$  olduğu düşünülürse, tepkimenin oldukça ekzotermik olduğu daha iyi anlaşılır sanırım.

### SONUC:

Proje hedef sorumuz ekzotermik bir tepkimelerin nasıl oluştuğuydu. Deneyimizde ekzotermik bir tepkimeye örnek olabilecek bir reaksiyon gerçekleştireceğiz. Ekzotermik tepkimeye örnekler günlük yaşamda da karşımıza çıkar. Suyun donması (bunu sıvıların donması ve gazların sıvı hale geçiş olayları olarak genişletebiliriz), bulutlarda kar ve yağmur oluşması, demirin paslanması, genel olarak atomların gaz fazındayken bir araya gelerek yeni bir molekül oluşturmaları, su ile kuvvetli asitlerin tepkimesi, çekirdekte meydana gelen fizyon tepkimesi...



