



AYT KİMYA

KİMYA VE ENERJİ - 1

Fiziksel ve kimyasal değişimlerde meydana gelen ısı değişimini inceleyen bilim dalına **termokimya** denir.

Enerjiyi ve buna bağlı olayların izlediği yolu anlamak için termo (ısı), dinamik (hareket) anlamına gelen **termodinamik** yasaları ortaya konmuştur.

Termodinamik, fiziksel ve kimyasal değişimleri bir sistem içinde inceler.

Sistem: Üzerinde incelemeler yapılan ve sınırları belli olan evrenin bir parçasına denir.

Ortam: Sistemin dışında kalan kısma denir.

Evren: Sistem ile ortamın oluşturduğu tüm alana denir.

Sistem Türleri:

- ❖ **Açık Sistem:** Ortamla madde ve enerji alışverişi yapabilen sistemler. **Ağız açık su.**
- ❖ **Kapalı Sistem:** Ortamla enerji alışverişi yapabilen, fakat madde alışverişi yapamayan sistemler. **Ağız kapalı kaptaki su.**
- ❖ **İzole Sistem:** Ortamla madde ve enerji alışverişi yapamayan sistemler. **Kalorimetre kapları, termos.**
- ❖ **İzotermal sistem:** Sıcaklığın sabit tutulduğu sistemlerdir. Ortamla madde ve enerji alışverişi var. **İnsan vücudu, hal değişimi.**
- ❖ **İzobarik sistemler:** Basıncı sabit tutulan sistemlerdir. **Kimyasal ve fiziksel olayların çoğu atmosfer basıncında gerçekleşir.**
- ❖ **İzokorik Sistem:** Hacmi sabit tutulan sistemlerdir. Ortamla enerji alışverişi var, iş alışverişi yok. **Düdüklü tencere.**

İç Enerji (U): Bir sistemdeki tüm taneciklerin kinetik enerjileri (KE) ile taneciklerin birbirleri ile etkileşmesi sonucu oluşan potansiyel enerjilerin (PE) toplamına eşittir. **$U = KE + PE$**

Isı (Q): Sistem ile ortam arasındaki sıcaklık farkından dolayı alınıp verilen enerjidir.

Isı akışı sıcak cisimden soğuk cisme doğrudur. **Bir maddenin sıcaklığını değiştirmek için gerekli ısı miktarı;** sıcaklık farkına, madde miktarına ve madde türüne (maddenin öz ısısına) bağlıdır.

İş (w): Sıcaklık farkından bağımsız olarak aktarılan enerjidir. Enerjinin iş olarak aktarılmasına **mekanik iş (w)** denir.

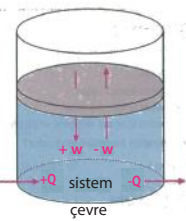
Termodinamiğin sıfıncı kanunu: Eğer iki termodinamik sistemin her biri üçüncü ile thermal bir dengedeyse o zaman bu üçü birbirleriyle thermal denge içerisinde.

Termodinamiğin 1. Kanunu

Enerjinin korunumu kanunudur. Enerji bir türden başka bir türe dönüşebilir, fakat enerji yok edilemez veya yoktan var edilemez.

$$\Delta U_{\text{sistem}} + \Delta U_{\text{ortam}} = 0 \quad \text{eşitliği geçerlidir.}$$

Sistemin iç enerjisindeki değişim; sistemle ortam arasındaki ısı değişimi ve sisteme yapılan veya sistemin yaptığı iş miktarının toplamıdır.



Sisteme ısı veriliyorsa Q (+), sistem dışarıya ısı veriliyorsa Q (-) olur. Sisteme karşı iş yapılıyorsa w (+), sistem iş yapıyorsa w (-) olur.

Sabit hacimli bir sistemde, hacim değişimi olmayacağından iş yapılamaz ($w = 0$). Bu durumda verilen enerjinin tamamı iç enerji artışında kullanılır.

$$\Delta U = Q_v$$

$$\Delta U = Q + w$$

ENTALPİ KAVRAMI

Bir maddenin yapısında depoladığı bütün enerjilerin toplamına **entalpi** ya da **ısı kapsamı** denir.

Sabit basınçta bir sistemin entalpi değişimi (ΔH):

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V \quad \text{şeklinde ifade edilir.}$$

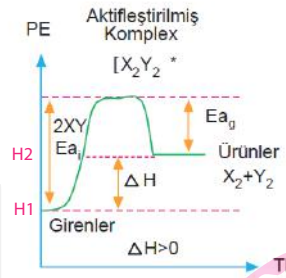
Bir maddenin bir molünde depo edilen enerjiye o maddenin **molar entalpisi** denir. **Bir maddenin entalpisi doğrudan ölçülemez.** Fakat tepkimeye giren reaktifler ile ürünler arasındaki entalpi farkı ölçülebilir.

$$\Delta H = \Delta H_{\text{ürünler}} - \Delta H_{\text{girenler}}$$

Entalpi değişimi aynı zamanda sabit basınçta ölçülen ısı değişimine eşittir.

Ekzotermik ve Endotermik Reaksiyonlar

Endotermik Reaksiyonlar



Ürünlerin entalpileri toplamının girenlerin entalpileri toplamından **büyük** olduğu kimyasal reaksiyonlardır.

ΔH işareti pozitiftir ($\Delta H > 0$).

Dışarıdan ısı alınır.

Alınan ısı girenlere yazılır.



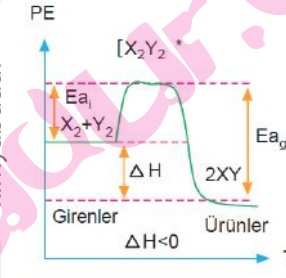
PE: Potansiyel Enerji

TK: Tepkime Koordinatı

$$\Delta H = E_{ai} - E_{ag}$$

$$\Delta H = \sum H_2 - \sum H_1$$

Ekzotermik Reaksiyonlar



Ürünlerin entalpileri toplamının girenlerin entalpileri toplamından **küçük** olduğu kimyasal reaksiyonlardır.

ΔH işareti negatiftir ($\Delta H < 0$).

Dışarıya ısı verilir.

Alınan ısı ürünlere yazılır.



Aktifleşme Enerjisi: Tepkimenin gerçekleşmesi için gerekli minimum enerjidir.

STANDART OLUŞUM ISILARI

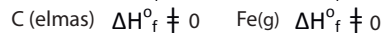
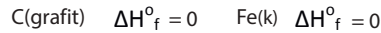
Bir bileşiğin elementlerinden oluşması sırasında meydana gelen ısı değişimine oluşum ısısı (oluşum entalpisi) denir.

Bir bileşiğin 1 molünün standart şartlarda elementlerinden oluşması sırasındaki entalpi değişimine molar oluşum ısısı (entalpisi) denir.

ΔH°_o veya ΔH°_f ile gösterilir

Elementlerin standart şartlarda en kararlı hallerinin oluşma entalpileri sıfır kabul edilir.

Standart şartlarda birden fazla allotropu olan maddelerin en kararlı allotropunun oluşum entalpisi sıfır alınır.



Bir reaksiyonun ısısı (ΔH°), ürünlerin ısıları toplamı ile reaksiyona giren maddelerin oluşum ısıları toplamı arasındaki farka eşittir.

$$\Delta H^{\circ} = \sum n \Delta H^{\circ}_{\text{ürünler}} - \sum n \Delta H^{\circ}_{\text{girenler}}$$

Bağ enerjisi ile tepkime entalpisi hesabı:

$$\Delta H^{\circ} = \sum n \Delta H^{\circ}_{\text{kırılan bağlar}} - \sum n \Delta H^{\circ}_{\text{oluşan bağlar}}$$

REAKSİYON ISILARININ TOPLANABİLİRLİĞİ - HESS YASASI

Bir reaksiyon birden fazla basamaktan oluşuyorsa, reaksiyonun ısısı onu oluşturan basamakların ısılarının toplamına eşittir.

Hess yasasına göre ara basamaklar toplu tepkimeyi verecek şekilde düzenlenir:

- ❖ Bir tepkimenin denklemi ters çevrilirse tepkimenin ısı değeri değişmez, yalnız işareti değişir.
- ❖ Denklem herhangi bir sayı ile çarpılır ya da bölünürse, ısı değeri de bu sayı ile çarpılır ya da bölünür.
- ❖ Ana reaksiyonun entalpi değişimi ara basamakların toplamına eşittir.