

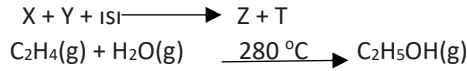
4. ÜNİTE

BÖLÜM 1.

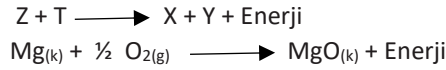
TEPKİMELERDE ISI DEĞİŞİMİ

Isınma, soğuma, erime, donma olaylarında olduğu gibi tüm fizik-sel, kimyasal veya nükleer olaylar gerçekleşirken sistem enerji alır veya enerji verir. Sistemin enerji alışverişine göre tepkimeler **endotermik** ve **ekzotermik** olarak sınıflandırılır.

Dışarıdan ısı (enerji) alarak gerçekleşen tepkimelere **endotermik tepkime** adı verilir. Isı, girenler bölümüne yazılır. İstenirse tepkimenin gerçekleştiği sıcaklık değeri okun üzerine yazılır.



Gerçekleşirken dışarı ısı (enerji) veren tepkimelere **ekzotermik tepkime** adı verilir. Çıkan ısı ürünler bölümüne yazılır.



Her maddenin yapısında depoladığı bir enerjisi vardır. Bir sistemdeki taneciklerin titreşim, öteleme, dönme vb. hareketleri nedeniyle oluşan kinetik enerjileri ve birbirleriyle etkileşiminden doğan potansiyel enerjilerinin toplamını maddenin toplam enerjisini oluşturur. Sistemin sahip olduğu bu toplam enerji **ısı kapsamı**, **potansiyel enerji**, **tepkime ısı** veya **entalpi** olarak tanımlanır, **H** harfi ile gösterilir. Sabit basınç altında gerçekleşen bir tepkimede alınan ya da verilen ısı miktarına **entalpi** adı verilir.

Bir tepkimenin entalpi değişimi

- Tepkimedeki maddelerin fiziksel hâline,
- Tepkime ortamının sıcaklık ve basıncına,
- Tepkimedeki madde miktarına bağlıdır. Tepkimenin entalpi değişimi izlenen yola ve katalizöre bağlı değildir.
- Tepkimede izlenen yol ΔH değerini değiştirmez. Bir tepkimenin entalpi farkı tepkimenin yalnızca ilk ve son hâline bağlıdır. Bir tepkime farklı yollardan gerçekleşebilir. Tepkimenin tek basamakta ya da art arda izlenen birkaç basamakta gerçekleşmesi, sonucu değiştirmedikleri için tepkime entalpisini değiştirmez. Örneğin zemin katta bulunan bir birey 3. kata gitmek istiyorsa farklı yollardan bu kata ulaşabilir, çıktığı yükseklik değişmez.
- Tepkimede katalizör (tepkimeyi hızlandıran madde) kullanılması ΔH değerini değiştirmez, sadece tepkimenin süresini değiştirir.

$\Delta H = \text{ürünlerin entalpi toplamı} - \text{girenlerin entalpi toplamı}$

$\Delta H = \sum H_{\text{ürünler}} - \sum H_{\text{girenler}}$ formülüyle hesaplamalar yapılır.

2.BÖLÜM

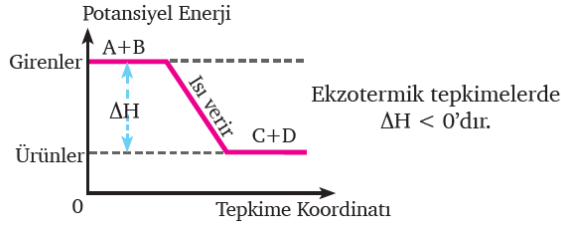
OLUŞUM ENTALPİSİ

Belirli bir basınç ve sıcaklıkta bir bileşiğin, elementlerinden oluşması sırasındaki ısı değişimine **oluşum entalpisi (oluşum ısısı)** denir ve ΔH_f şeklinde gösterilir. 25 °C sıcaklık ve 1 atm basınçta bir bileşiğin, elementlerinden oluşması sırasındaki ısı değişimine **standart oluşum entalpisi (standart oluşum ısısı)** adı verilir ve ΔH_f° şeklinde gösterilir. Elementlerin standart koşullarda en kararlı hâllerinin oluşma entalpisi “sıfır” kabul edilir. Bir mol bileşiğin enerji değişiminine **molar entalpi (molar ısı)** adı verilir.

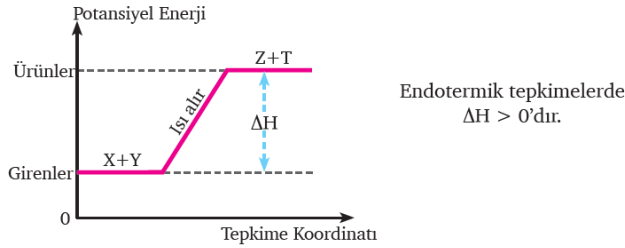
Bir tepkimede ürünlerin standart oluşum entalpileri toplamından girenlerin standart oluşum entalpileri toplamı çıkarıldığında standart tepkime entalpisi hesaplanır. Örneğin $aA + bB \longrightarrow cC + dD$ tepkimesinin entalpisi aşağıdaki şekilde hesaplanır.

$$\Delta H_{\text{tepkime}}^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ(\text{ürünler}) - \sum n \Delta H_f^\circ(\text{girenler})$$
$$= [c \Delta H_f^\circ(C) + d \Delta H_f^\circ(D)] - [a \Delta H_f^\circ(A) + b \Delta H_f^\circ(B)]$$

$A + B \longrightarrow C + D$ şeklindeki bir ekzotermik tepkimenin potansiyel enerji tepkime koordinatı grafiği aşağıdaki gibidir.



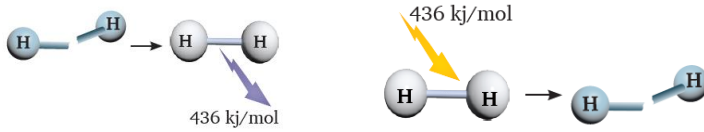
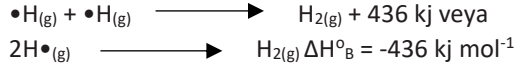
$X + Y + \text{ısı} \longrightarrow Z + T$ şeklindeki bir endotermik tepkimenin potansiyel enerji tepkime koordinatı grafiği aşağıdaki gibidir.



3.BÖLÜM

BAĞ ENERJİLERİ

Aynı veya farklı cins atomları, kuvvetli etkileşimlerle bir arada tutan çekim kuvvetlerine **kimyasal bağ** denir. Tepkime sırasında tepki-meye giren maddenin atomları arasındaki etkileşim kuvveti (kimyasal bağ) kırılır. Atomlar yeniden düzenlenerek farklı atomlarla etkileşime girer ve yeni kimyasal bağlar oluşur. **Bağ enerjisi (bağ entalpisi)** atomlar arasındaki kovalent bağ kırmak için gerekli olan enerjidir. Bağ enerjisi ΔH°_B ile gösterilir ve birimi kJ/mol'dür. Bağ enerjisinin ölçülebilmesi için tepkimeye girenlerin ve ürünlerin gaz hâlinde olması gerekir. Kimyasal türler daha kararlı yapıya gelmek için bağ yapar. Kararlı durumdayken daha düşük enerjiye sahiptir. Örneğin doğada yüksek enerjili ve kararsız durumda olan hidrojen atomları birleşerek daha kararlı olan hidrojen molekülünü oluştururken dışarı enerji verir. Kimyasal bağın oluşumu ekzotermiktir.



Bağ oluşumu

Bir bağın koparılması için gereken enerji ne kadar büyükse bağ o kadar sağlamdır. Ayrıca bağ uzunluğu ne kadar kısa ise bağ da o kadar sağlamdır.

Bir tepkimenin standart entalpi değişimi aşağıdaki formülle hesaplanır.

$$\Delta H = \text{Kırılan bağların toplam enerjisi} - \text{oluşan bağların toplam enerjisi}$$

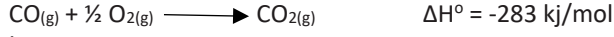
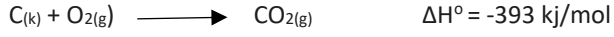
$$\Delta H^\circ = \sum n \Delta H^\circ_{B(\text{kırılan bağlar})} - \sum n \Delta H^\circ_{B(\text{oluşan bağlar})}$$

4.BÖLÜM

TEPKİME ISILARININ TOPLANABİLİRLİĞİ (HESS YASASI)

Kimyasal tepkimedeki toplam entalpi değişimi ara basamakların entalpi değişimlerinin toplamına eşittir ve bu eşitlik **Hess Yasası** olarak bilinir. Hess Yasası, ürün oluşana kadar tepkimede izlenen yolun her adımında meydana gelen değişiklikleri özetleyerek entalpi içindeki genel değişikliği hesaplamayı sağlar.

Hess Yasası gerçekleşmesi zor olan tepkimelerin entalpilerini hesaplamak için uygulanabilir. Örneğin saf CO veren grafitin oksijenle tepkimesinin entalpisini ölçmek zordur, ancak grafitin CO₂'e dönüşümündeki entalpi kolayca ölçülebilir. Hess Yasası'nın uygulanması CO'nin oluşum entalpisini tahmin etmeyi de sağlar.



İkinci denklem ters çevrilerek birinci denklemle toplanı



Denklem CO oluşumunun standart entalpisinin -110 kJ/mol olması gerektiğini göstermektedir. Hess Yasası sayesinde deneysel olarak ölçülemeyen ΔH , ΔH° ve ΔH_f teorik olarak hesaplanabilir.