

11. SINIF KİMYA DERS NOTLARI

1. ÜNİTE : MODERN ATOM TEORİSİ

Atomun Kuantum Modeli

Bohr Atom Modeli Yetersizlikleri

Bohr atom modeli, elektronların çekirdek etrafında ışına yapmadan belirli enerjilere sahip yörüngelerde döndüğünü ve enerji alış verişi ile yörüngeler arasında geçiş yapabildiğini belirtir. Ancak atom ve atom altı tanecik(elektron)lerin davranışını tam olarak açıklayamaz. Bu yüzden 1926 yılında modern kuantum modeli Bohr atom modelinin yerini almıştır.

Bohr atom yetersizliklerini aşağıda sıralayacağız;

- Spektrumlardaki bazı çizgilerin, dış manyetik alan etkisinde daha alt çizgilere ayrışması, atomda Bohr'un belirttiklerinden başka fiziksel etkilerin de olduğu fikrini doğurmuştur.
- Spektrum analizlerinde bazı çizgilerin parlaklığının diğerlerinden daha fazla olması, Bohr tarafından açıklanamamıştır.
- Birden fazla elektronu bulunan elementlerde elektronların çekirdek ve birbirleri ile, elektriksel ve manyetik etkileşimleri hesaba katılmamış ve açıklanamamıştır.
- Atomlar arasındaki bağlar ve atomların birleşerek molekülleri nasıl oluşturduğu açıklanamamıştır.
- Elektronun dalga hareketi dikkate alınmamıştır.

Yörünge ve Orbital Kavramları

Yörünge (Bohr atom modeline göre)

- Elektronların izlediği varsayılan dairesel yoldur.
- Elektronun düzlemsel hareketini temsil eder.
- Her yörünge bir enerji düzeyi ile temsil edilir.
- Her yörünge, belirli bir kapasiteye sahiptir ve her yörüngede yalnız belirli sayıda elektron bulunur.

Orbital (Modern atom teorisine göre)

- Elektronların bulunma olasılığının en fazla olduğu bölgelerdir.
- Elektronun 3 boyutlu hareketini temsil eder.
- Farklı şekillere sahiptir.
- Her enerji düzeyi farklı orbitaller bulundurabilir.
- Her orbitalde en fazla 2e- bulunur.

Periyodik Sistem Ve Elektron Dizilimleri

Periyodik tablonun şekli atomların elektron dizilimiyle son derece ilişkilidir. Örneğin, 2. grup elementlerinin hepsi [E] ns² elektron dizilimine sahiptir. (E burada bir asal gazın elektron dizilimidir) Ayrıca bunlar aynı grupta oldukları için kimyasal özellikleri bakımından önemli ölçüde birbirine benzemektedirler. Daha genel olarak, periyodik tablodaki blok kavramının nedeni s,p,d,f alt kabuklarını doldurmak için gerekli elektron sayısıdır. (2,6,10,14...)

En dış elektron kabuğuna genellikle “değerlik kabuğu” denilmektedir. Bu kabuk atomun kimyasal özelliğini belirlemektedir.

Elektron Dizilimleri

Elektron dizilimi, atom fiziği ve kuantum kimyasında, bir atom ya da molekülün (ya da diğer fiziksel yapıların) elektronlarının atomik ya da moleküler orbitallerdeki dağılımıdır. Örneğin Neon atomunun elektron dizilimi 1s² 2s² 2p⁶ olarak gösterilir.

Elektron diziliminde elektronlar her biri bağımsız bir şekilde yörüngelerde hareket eden atom altı parçacıklar olarak tanımlanmışlardır. Matematiksel olarak bu dizilim Slater determinantı ya da durum fonksiyon dizilimi olarak belirtilir.

5. enerji düzeyine kadar her enerji düzeyindeki maksimum elektron sayısı 2n formülü ile bulunur.

Birinci enerji düzeyi: en fazla 2,

İkinci enerji düzeyi: en fazla 8,

Üçüncü enerji düzeyi: en fazla 18,

Dördüncü enerji düzeyi: en fazla 32 elektron alabilir.

Pauli İlkesi'ne göre; bir atomda hiçbir zaman dört kuantum sayısı da aynı olan iki elektron bulunamaz. İki elektronun üç kuantum sayısı n , l ve m_l sayıları aynı olsa da m_s yani elektronların orbitaldeki yönleri farklı olmalıdır. Bu ilke, bir orbitalin iki elektron aldığını ve elektronların zıt spinli olduğunu belirtmektedir. Dolayısıyla tek tür olan s orbitaline en fazla iki elektron, üç tür olan p orbitaline en fazla altı elektron, beş tür olan d orbitaline ise en fazla 10 elektron yerleşebilir.

Elektronlar eş enerjili orbitallere öncelikle birer birer yerleşirler. **Hund Kuralı** olarak bilinen bu kurala göre elektronlar önce boş orbitallere aynı spinli olacak şekilde yerleşirler daha sonra ters spinli olacak şekilde orbitallerdeki elektronlar ikiye tamamlanır.

Hund Kuralı'na göre p orbitallerine ve d orbitallerine elektronların yerleşmesi birer birer olmaktadır. Atomların elektron dizilimleri **(Aufba) Kuralı'**na göre yapılır. Aufbau Almanca'da inşa etme anlamına gelir ve bu kural atomların atom numaraları arttıkça elektron diziliminin nasıl inşa edileceğini gösterir. Pauli İlkesi ve Hund Kuralı'nı da içeren bu kurala göre elektronlar orbitallere en düşük enerjili orbitalden başlayarak yerleşir. Her orbital en fazla 2 elektron alabilir.

Anyonların Elektron Dizilimi

Negatif yüklü iyonların elektron dizilişlerinde; toplam elektronları, en düşük enerjili orbitallerden başlanarak kurallara göre yerleştirilir. $1s^2 2s^2 2p^4$ elektron dizilimine sahip ${}^{8}_{16}\text{O}^{2-}$: $1s^2 2s^2 2p^6$ dizilimine sahip olur.

Kasyonların Elektron Dizilimi

Pozitif yüklü iyonların elektron dizilişlerinde; önce nötr atomun elektron dizilişi yazılır, sonra atomun verdiği elektronlar en dış temel enerji düzeyinden başlanarak uzaklaştırılır.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ elektron dizilimine sahip Ca atomu $2e^-$ verdiği son katman olan 4s'den elektron vererek ${}^{20}_{40}\text{Ca}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ dizilimine sahip olur

Küresel Simetri

Atomun elektron dizilimi yapıldığında son orbitali yarı dolu ve tam dolu orbitallerden herhangi biriyle sonlanıyorsa (s^1 , s^2 , p^3 , p^6 , d^5 , d^{10}) atomda küresel simetri özelliği vardır.

Bu durumda; çekirdek, elektron bulutlarını her yönde eşit düzeyde yani daha dengeli bir biçimde çeker. Bu tür atomlar, diğerlerine göre daha düşük enerjili olup daha kararlı yapıdadır.

Değerlik Elektron Sayısı ve Değerlik Orbitali

Atomların katman-elektron dizilimlerini yapmayı öğrenmiştiniz. Atomun bu katman-elektron diziliminde son katmandaki elektronlar atomun kimyasal davranışını ortaya koyar. Nötr bir atomun elektron diziliminde son katmanda bulunan elektronlara değerlik elektronları, bu orbitallerin bulunduğu orbitallere de değerlik orbitalleri denir.

Bir atomun kimyasal özelliklerini belirleyen, kimyasal tepkimelerdeki, kimyasal bağ oluşumunda rol oynayan elektronlardır.

Bir atomun elektron diziliminde;

- Elektron dizilimi ns ile sonlanan atomların değerlik elektron sayısı ns orbitalindeki elektron sayısına eşittir. (n = en büyük başkuantum sayısı)
- Elektron dizilimi $ns np$ ile sonlanan atomların değerlik elektron sayısı $ns np$ orbitallerindeki toplam elektron sayısına eşittir.
- Elektron dizilimi $ns(n-1)d$ ile sonlanan atomların değerlik elektron sayısı $ns (n-1)d$ orbitallerindeki toplam elektron sayısına eşittir.

Periyodik Özellikler

Periyodik cetvelin bilim insanlarına sağladığı en büyük fayda, bir elementin sadece periyodik cetvedeki yerini bilerek onun hakkında bazı bilgilere anında ulaşabilmektir. Periyodik cetvelin yapısı gereği bir takım özellikler periyodik olarak artar veya azalır. Bu özelliklere **periyodik özellikler** denir.

Atom Yarı Çapı

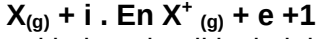
Atomun merkezi ile son katmanı arasındaki uzaklık atom yarıçapıdır . Atomların yaptığı bağ türüne göre yarıçaplar üçe ayrılır. Bunlar;

Tek bir kovalent bağla bağlanmış eşdeğer iki atomun çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısına **kovalent yarıçap** denir.

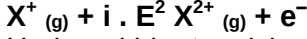
İyonik bağı oluşturan metal atomları elektron vererek katyon oluştururken ametal atomları da elektron alarak anyon oluşturur. İyonik bağı oluşturan katyon ve anyonların çekirdekleri arasındaki uzaklık ölçülür. Bu iyonlar eşdeğer büyüklükte olmadığından, aralarındaki uzaklığın katyon ve anyon arasında bölüşürülmesiyle elde edilen yarıçapa **iyonik yarıçap** denir. Soy gaz atomları yüksek basınçlarda ve düşük sıcaklıklarda katı hale geçerken aralarındaki etkileşimlerden yararlanarak **Van der Waals yarıçap** hesaplanır.

İyonlaşma Enerjisi

Gaz halde bulunan nötr bir atomdan elektron koparmak için gereken enerjiye **iyonlaşma enerjisi** denir. Gaz halindeki nötr bir atomdan bir elektron koparmak için gereken enerji birinci iyonlaşma enerjisidir.



yüklü iyondan ikinci elektronu koparmak için gereken enerji ikinci iyonlaşma enerjisidir (IE_2).



Herhangi bir atom için daima $E_1 < IE_2 < IE_3 \dots$ geçerlidir. Yani bir sonraki elektronu koparmak daha fazla enerji gerektirir.

Elektron İlgisi

Gaz halinde nötr bir atomun bir elektron yakalaması sırasında açığa çıkan enerjiye elektron ilgisi denir. Elektron ilgisi, atom yarıçapı ya da iyonlaşma enerjisine göre daha az periyodik olmasına rağmen atom yarıçapındaki değişim ile paralellik gösterir. Atom yarıçapı küçüldükçe elektron ilgisi artar.



Florun elektron ilgisinin değeri +328 kJ/mol olarak gösterilir. Bir elementin elektron ilgisi değeri çok pozitif ise o elementin elektron kabul etme eğilimi büyüktür.

- Aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe elementin elektron ilgisi artar.
- Metallerin ve soygazların elektron ilgisi yoktur, sadece ametallerde elektron ilgisi gözlemlenir.
- Aynı grupta yukarıdan aşağıya inildikçe elementlerin elektron ilgisi azalır.

Elektronegatiflik

Elektronegatiflik, kovalent bir bileşiği oluşturan atomların bağdaki elektronları kendine çekme gücünün bir ölçüsüdür. Atomun çapı küçüldükçe ve proton sayısı arttıkça bağ elektronlarının çekirdek tarafından çekilmesi artar. Periyodik sistemde elektronegatiflik soldan sağa artarken yukarıdan aşağıya azalır. Periyodik sistemde elektronegatifliği en yüksek atom Flor atomudur.

Metal – Ametal Özellik

Metallerin değerlik elektron sayısı genellikle az ve dolayısıyla iyonlaşma enerjileri düşüktür. Bu sebeple hidrojen hariç 1A grubu elementleri, 2A grubu elementleri, tüm B grubu elementleri, bor hariç tüm 3A grubu metaldir. Periyodik tabloda sağdan sola doğru gidildikçe, metalik özellik özellik azalır. Ancak metalik özellikler birden bitip ametallik özellik başlamaz. Metallerden ametallere geçiş süreci “yarı metaller” ile başlar.

Periyodik tabloda aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe metalik özellik azalırken aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe metalik özellik artar.

Asitlik/Bazlık Özellikleri

Oksijen hemen hemen tüm elementlerle tepkimeye girerek oksit bileşiklerini oluşturur. Oksit bileşiklerinin bazıları asidik özellik gösterirken bazıları da bazik özellik gösterir. Metal oksitlerin sulu çözeltileri genellikle bazik özellik gösterir. Örneğin; Sodyumun Oksijenle oluşturduğu sodyum oksit bileşiği suyla etkileştiğinde sodyum hidroksit bazını oluşturur.

Bir periyotta soldan sağa doğru ve bir grupta aşağıdan yukarıya doğru gidildikçe element oksitlerinin asidik karakteri artar. Bir periyotta sağdan sola doğru ve bir grupta yukarıdan aşağıya doğru element oksitlerinin bazik karakteri artar.

Elementleri Tanıyalım

Periyodik sistemin periyot ve gruplardan oluştuğunu ve sistemde soldan sağa doğru yatay sıralara **periyot**, yukarıdan aşağıya doğru inen düşey sütunlara **grup** denir.

Aynı periyotta ve aynı grupta bulunan elementler iyon yükleri, aktiflikleri, yaptıkları kimyasal bağlar, metal/ametal karakteri gibi özellikler yönünden benzer eğilimler gösterir. Elektronların bulunduğu alt kabuklar, periyodik sistem üzerinde farklı bloklarla gösterilir.

s Bloğu Elementleri

Periyodik sistemde 1A ve 2A grubu elementleri, elektron dizilimleri s1 ve s2 ile bittiğinden s bloğu elementleridir. Bu elementlerin ortak özellikleri elektron vermeye çok yatkındırlar ve bileşiklerinde pozitif değerlik alırlar. Hidrojen elementi 1A grubundadır fakat ametaldir.

Hidrojen dışında hepsi metaldir. Elektron dizilimi ns1 ile biter ve bir atom kaçınıcı periyotta ise s orbitalinin baş kuantum sayısı da o sayı olur. Helyum atomunda 1S2 elektron dizilimine sahip olduğundan bu blokta gösterilebilmektedir.

Özelliklerine değinecek olursak;

- En aktif metallerdir. Bu nedenle doğada saf halde bulunmazlar. Bileşikler halinde bulunurlar.
- Periyodik cetvelin 1A ve 2A gruplarında bulunurlar (He 8A grubundadır).
- Bileşiklerinde +1 ve +2 değerlik alırlar (He hariç).
- Periyodik cetvelde aynı periyotta yer alan elementlerden, atom yarıçapı en büyük olan elementler s bloku elementleridir.
- Ametallerle elektron alışverişi yaparak iyonik bağlı bileşikler oluştururlar.
- Su ile tepkimeye girerek bazları, hava ile temas ettiklerinde metal oksitlerini oluştururlar.
- Erime ve kaynama noktaları diğer metallerle kıyaslandığında düşüktür.
- İyonlaşma enerjileri ve elektronegatiflikleri düşüktür

p-blok Elementleri

3A, 4A, 5A, 6A, 7A ve 8A grupları bu blok türüne aittir. s-blokta helyum haricinde diğer elementler metaldir. Ancak p-blokta metal, ametal ve soygaz elementleri bulunur.

Periyodik sistemde metalik özellik periyotlarda soldan sağa doğru azalırken ametalik özellik artar. Gruplarda bu değişim yukarıdan aşağıya doğru metalik özellik artarken ametalik özelliğin azalması şeklindedir.

3A grubu: Bu grup elementlerinin değerlik elektron sayıları 3'tür. Son yörüngelerindeki P orbitallerinde 1 elektron bulunur.

Bu elementler toprak metalleri olarak adlandırılır. Grubun ilk elementi Bor (B) elementidir. Bu element yarı metal bir elementtir, H₂O ve O₂ ile tepkimeye girmez. Bileşiklerinde sadece (+3) değerlik alır.

Grubun 2. Elemanı Alüminyum (Al) elementidir. Al amfoter bir metaldir, hem asitlerle hem de bazlarla tepkimeye girerek H₂ gazı açığa çıkarır. Elektriksel iletkenliği çok yüksektir. Havaii hatlarda kullanılır.

3A grubu elementleri bileşiklerinde 3 elektron vererek (+3) yüklü katyon halinde bulunurlar.

4A grubu: 4A grubunda SC, "Si, 32Ge, SDSn, 52Pb ve ,MFI bulunur.

- * Değerlik elektronları sayısı 4 tür. Elektron dizilimindeki son katmanında 4 elektron bulunur.
- * C ametal, Si ve Ge yarı metal özelliği gösterirken diğerleri metal özelliği gösterir.

5A grubu: 5A grubunda ,N, 15P, 33As, 51Sb, 83Bi ve 115Mc bulunur.

- * Değerlik elektronları sayısı 5 tir. Elektron dizilimindeki son katmanında 5 elektron bulunur.
- * 7N ve 15P ametal, 33As ve 51Sb yarı metal özelliği gösterirken diğerleri metal özelliği gösterir.

6A grubu: 6A grubunda 8O, 16S, 34Se, 52Te, 84Po ve 116LV bulunur.

- * Değerlik elektronları sayısı 6 dır. Elektron dizilimindeki son katmanında 6 elektron bulunur.
- * Po ve Te yarı metal özelliği gösterirken diğerleri ametal özelliği gösterir.

7A grubu: 7A grubunda 9F, 17Cl, 35Br, 53I, 85At, 117Ts bulunur.

- * Değerlik elektron sayıları 7 dir. 7A grubundaki elementler bileşiklerinde 1- ve bazı bileşiklerinde 1+, 3+, 5+, 7+ değerlik alabilirler.
- * En aktif ametallerdir. Bileşik yapmaya çok isteklidirler. Bu istekleri aynı grupta aşağı doğru inildikçe azalır.
- * Doğada F₂, Cl₂, Br₂, I₂, şeklinde moleküler halde bulunurlar. Oda koşullarında F₂ ve Cl₂ gaz, Br₂ sıvı I₂ ve diğerleri katı haldedir.
- * Herbirinin kendine özgü bir rengi vardır ve zehirlidirler.

8A grubu: Bu elementler soygazlar olarak adlandırılırlar. Değerlik elektron sayıları 8'dir. Son yörüngelerindeki P orbitallerinde 6 elektron bulunur. Dolayısıyla kararlıdırlar. Bu elementler bileşik yapmaya yatkın değildirler, doğada tek atomlu gaz halinde bulunurlar.

Bu elementlerden sadece Kr ve Xe elementlerinin özel koşullarda sınırlı sayıda bileşikleri oluşturulabilmiştir.

d Bloğu Elementleri

d bloğu elementlerinin tamamı metaldir. Bu blok elementlerine geçiş metalleri denir. Elektron dizilimleri $ns^2 (n-1)d$ ile biter. Bu elementler bileşik oluştururken değerlik orbitalleri olan en sondaki s ve d orbitallerindeki elektronlardan bazılarını verir. Bileşiklerinde değişik iyon yükleri alabilirler.

f Bloğu Elementleri

Elektron dizilimleri f orbitali ile sonlanır. Bu blok elementleri İç geçiş elementleri olarak adlandırılırlar. 14 adet lantanit, 14 adet aktinit elementi vardır. Lantanitler grubunda bulunan Prometyum radyoaktif bir elementtir. Aktinitlerin tamamı radyoaktiftir. Kimyasal özellikleri büyük benzerlikler gösterir. Atom yarıçapları birbirine çok yakın elementlerdir. Aktinitlerin çoğu doğada bulunamaz. Sentezleme yolu ile elde edilirler. Lantanitlerin ise çoğu doğada bir arada bulunur. Aktif metallerdir. Periyodik cetvelin yapısını bozmamak amacıyla iki sıra halinde periyodik cetvelin altında gösterilmişlerdir. Lantanit ve aktinitlerin tamamı 4B grubundadır.

Yükseltgenme Basamakları

Ametaller kendi aralarında kovalent bağları oluşturur. Kovalent bağlar elektronların ortaklaşa kullanılması sonucu oluşur. Kovalent bağlı bileşikler suda çözüldüklerinde iyonları oluşturamaz. Bu nedenle bu atomlar için iyon yükü yerine yükseltgenme basamağı terimi uygundur.

Yükseltgenme basamakları hesaplanırken bazı kuralların bilinmesi ve uygulanması gerekmektedir. Bu kurallar şöyledir:

- 1A grubu elementleri +1, 2A grubu elementleri +2, 3A grubu elementleri +3 yükseltgenme basamağına sahiptir.
- Element halindeki atom ya da moleküllerin yükseltgenme basamakları sıfırdır. Na Fe Bileşiklerde oksijenin yükseltgenme basamağı -2'dir. Peroksitlerde (HO) yükseltgenme basamağı -1 ve OF bileşğinde +2'dir.
- Hidrojen bileşiklerinde genellikle +1 yükseltgenme basamağına sahiptir. Metal hidrürlerde ise -1'dir (metal hidrürlere örnek NaH, MgH).
- Florun yükseltgenme basamağı -1'dir.
- Bütün bileşiklerde atomların yükseltgenme basamakları toplamı sıfıra, köklerde ise atomların yükseltgenme basamakları toplamı kökün yüküne eşittir.

D Bloğu Elementlerinin Yükseltgenme Basamağı

D grubu elementlerinin orbital dağılımlarını incelediğimizde son 2 orbitalinin $\{ns (n-1)d\}$ (n =periyot) orbitallerinden oluştuğunu gözlemlemekteyiz. D bloğundaki çoğu element elektron verdiği durumda elektronlarını öncelikle S orbitalinden daha sonra d orbitalinden vermektedir.

Örneğin, Co atomu Co^{+3} şeklinde elektron vereceği zaman, öncelikle 2 tane elektronunu 4s orbitalinden, daha sonra 1 tane elektronunu 3d orbitalinden vermektedir.

2. ÜNİTE : GAZLAR

Gazlar birbirinden bağımsız hareket eden taneciklerdir. Bulundukları ortamda gelişigüzel ve doğrusal hareket ederler. Bulundukları kabın hacmini ve şeklini alırlar. Bu nedenlerle içinde bulundukları kabın her yerine aynı etkiyi yaparlar. Örneğin, özdeş iki kaptan birine gaz diğerine sıvı doldurulduğunda, içinde gaz bulunan kabın her yerinde basınç aynı iken, içi sıvı dolu kabın tabanındaki basınç diğer noktalardakinden fazladır.

Genel Özellikleri

- Gazlar her yöne gelişigüzel, doğrusal ve sürekli hareket ederler (Brown hareketi).
- Gazlar bulundukları kabın tamamına yayılırlar.
- Gaz tanecikleri bulunduğu kabın çeperine çarparak basınç uygular.
- Gaz tanecikleri arasında büyük boşluklar olduğundan sıkıştırılabilirler.
- Gaz taneciklerinin ortalama kinetik enerjileri mutlak sıcaklıkla doğru orantılıdır. Sıcaklığı aynı olan tüm gazların ortalama kinetik enerjileri eşittir.

- Katı ve sıvı hale göre en düzensiz ve yüksek enerjilidir.
- Tüm gazlar birbiri içinde homojen dağılırlar.

Gazlarda Basınç, Hacim, Mol Sayısı ve Sıcaklık İlişkisi

Gaz ve gaz karışımlarından oluşan sistemlerin daha iyi anlaşılabilmesi için gazların kimyasal özelliklerinden çok fiziksel özelliklerinin bilinmesi gerekir. Bunlar;

Basınç (P): Birim yüzeye uygulanan kuvvettir. Gaz basıncı birim zamanda birim yüzeye çarpan taneciklerin uyguladıkları kuvvetlerin toplamıdır. Gazın birim zamanda birim yüzeye yaptığı çarpma sayısı $n \cdot \sqrt{T} / \sqrt{M} \cdot A \cdot V$ bağıntısı ile ifade edilir.

Mol sayısı (n): Gazlarda madde miktarı genellikle mol sayısı ile belirtilir. Aynı sıcaklıkta mol sayısı büyük ise, gaz ya çok hacim kaplar ya da yüksek basınç yapar.

Hacim (V): Gazlar içinde bulundukları kabı doldurduklarından dolayı, gazların hacimleri içinde bulundukları kabın hacmine eşittir. Gaz hacmi m³, dm³ ve cm³ birimleri ile verilir.

Sıcaklık (T): Bir maddenin taneciklerinin sahip olduğu ortalama kinetik enerjilerinin bir ölçüsüdür. Termometre ile ölçülür. Birimi Fahrenheit (°F), Reaumur (R), Celcius (°C) ve Kelvin (K) şeklindedir. Gazlarda mutlak sıcaklık ifadesi kullanılırsa Kelvin sıcaklığı demektir. Kelvin sıcaklığı -273°C yani K = 273 + °C demektir.

Gazlarla ilgili yapılan tüm hesaplamalarda oC sıcaklığı K sıcaklığına çevrilmelidir. Gaz sözcüğü Yunanca'da karışıklık anlamına gelen kaos sözcüğünden türemiştir

İdeal Gaz Yasası

Gazların basınç, sıcaklık, hacim ve miktar değişkenleri arasında bir takım ilişkiler bulunmaktadır. Bu özel ilişkilere **gaz yasaı** denmektedir ve bu ilişkinin gözlemlendiği gazlara **ideal gaz** denir.

Avogadro Yasası:

1811 yılında A.Avogadro, "Aynı basınç ve sıcaklıkta, bütün ideal gazların eşit hacimlerinde eşit sayıda molekül bulunur" hipotezini ortaya atmış ve bu ifade daha sonra Avogadro yasaı olarak anılmıştır. Avogadro yasaına göre, standart koşullardaki (0 C ve 101,325 kPa) bütün ideal gazların 6,022.1026 tane molekülün kapladığı hacim 22,4 litredir. 6,022.1026 sayısına Avogadro sayısı, 22,4 litreye de **mol hacmi** denir.

Boyle Yasası (Basınç-Hacim İlişkisi) :

Sabit sıcaklıkta belirli miktardaki gaza ;

Yüksek basınç uygulandığında hacminin küçüldüğünü, Basınç azaltıldığında ise hacminin arttığını ispatlamışlar. Yani kısaca sabit sıcaklıkta belirli bir miktar gazın basıncı ile hacmi ters orantılıdır diyebiliriz.

$$P_1.V_1 = P_2.V_2$$

n: sabit

T: sabit

P = Basınç

V = Hacim

n = mol miktarı

T = sıcaklık

Sıcaklık – Hacim İlişkisi (Charles Yasası):

Gazın sıcaklık ve hacmi arasındaki matematiksel ilişki 1787 yılında İngiliz bilim adamı Charles tarafından bulunmuştur. Charles yapmış olduğu deneylerde sabit miktarlarda herhangi bir gazın sıcaklık değişimine aynı oranda tepki verdiğini gözlemlemiştir.

Charles Yasası: Sabit basınçtaki belirli miktardaki gazın hacmi, mutlak sıcaklık değişimiyle orantılı olarak değişir ve şu şekilde formulüze edilir:

$$V/T = V/T = k$$

Denklemden;

T1: Kelvin biriminden gazın ilk durumdaki sıcaklığını

T2: Kelvin biriminden gazın son durumdaki sıcaklığını

V1: Gazın ilk durumdaki hacmini

V2: Gazın son durumdaki hacmini

k2: Gazın basıncına ve miktarına göre oluşturulan bir değişkeni temsil eder.

Gay-Lussac Yasası (Basınç-Sıcaklık İlişkisi):

Sabit hacimde belirli miktar gazın;

- Sıcaklık arttıkça basınç artar
- Sıcaklık azalırsa basınç da azalır
- Yani kısaca sabit hacimde belirli miktar gazın sıcaklığı ile basıncı doğru orantılıdır.

Dalton Yasası:

“Bir gaz karışımının basıncı, karışımı oluşturan gazların karışım sıcaklığında olmaları ve ayrı ayrı toplam hacmi kaplamaları durumunda sahip olacakları basınçların toplamına Dalton Yasası”denir.

$$P_{\text{kariarı}} = \sum P_i \text{ (t,V=sabit)}$$

Gazlarda Kinetik Teori

Gaz moleküllerinin davranışı katı ve sıvı moleküllerinin davranışından farklıdır. Bu davranış farklılığı bilim insanları tarafından **kinetik teori** ile ifade edilmeye çalışılmıştır. Kinetik teori Daniel Bernoulli tarafından öne sürülmüştür.

Kinetik teoriye göre;

- Gaz molekülleri gelişigüzel ve sürekli hareket eder, birbirleriyle ve kap yüzeyiyle çarpışır. Bu çarpışmalar hızlı ve esnektir (Brown hareketi).
- Gaz molekülleri arasındaki uzaklık gazın öz hacmine göre çok büyük olduğu için gazların öz hacmi ihmal edilir.
- Gaz molekülleri arasındaki uzaklık oldukça fazladır. Bu nedenle gaz moleküllerinin birbirleriyle çarpışma anı dışında aralarında hiçbir zayıf etkileşim olmadığı varsayılır.
- Gaz moleküllerinin kinetik enerjileri mutlak sıcaklıkla doğru orantılıdır. Bu nedenle aynı sıcaklıktaki gaz moleküllerinin ortalama kinetik enerjileri birbirine eşittir.
- Kinetik enerjileri eşit olan gaz moleküllerinden molekül kütlesi küçük olanın hızı daha fazladır.
- Bir gaz, kinetik teori varsayımlarına ne kadar yakın davranıyorsa ideal gaz olmaya da o kadar yakındır. Gaz moleküllerinin aynı ya da farklı gaz molekülleri arasında yayılmasına **difüzyon** denir. Kapalı bir kapta bulunan gaz moleküllerinin küçük bir delikten boşluğa yayılmasına da **efüzyon** denir.

Gaz Karışımları

Aynı kap içerisinde birden fazla farklı gaz bulunabilir. Bu gazların yapacakları basınçlar gazların cinsine bağlı değildir. Kaba uygulanan basınç kaptaki toplam gazın mol sayısına bağlıdır. İdeal gazlar bir birini etkilemediği için her birinin kendi mol sayısına göre kaba uyguladığı basınca o gazın **kısmi basıncı** denir. Kısmi basınç doğrudan ölçülememektedir. Doğrudan ölçülebilen değer toplam basınçtır.

Kısmi basıncı hesaplamak için;

Ölçülmek istenen kısmi basıncı oluşturan gazın mol sayısı toplam mol sayısına oranlanır. (Mol kesri, genellikle X ile gösterilir)

Elde edilen oran toplam basınç ile çarpılır ve kısmi basınç hesaplanmış olur.

Gaz karışımında bir gazın mol sayısının toplam mol sayısına oranına da **mol kesri** denir.

$$n_{\text{X}}/n_{\text{T}} = X \text{ (Mol Kesri)} \quad n_{\text{X}}/n_{\text{T}} = X \text{ (Mol Kesri)}$$

Bir gaz karışımında mol kesirlerinin toplamı 1 dir.

Gerçek Gazlar

İdeal bir gaz kinetik teoreme tam anlamıyla uyan gazlara denir, ancak gerçek hayatta kinetik teoriye uyan gaz davranışları yoktur. Bu nedenle kinetik teoriye uymayan gazlara **gerçek gaz** denir.

Gerçek gazlar yüksek sıcaklık ve düşük basınçta ideale yaklaşırlar, ideal gazlar ise düşük sıcaklık ve yüksek basınçta idealden uzaklaşırlar.

Kap hacmine göre gaz hacmi ihmal edilebilir ya da edilemez. Yüksek sıcaklıkta tanecikler arası çekim kuvveti zayıflar ve bu çekim kuvvetlerini yok saymak kolaylaşır. Aynı şekilde düşük basınçta gazın öz hacmi kapladığı hacmin yanında ihmal edilebilir büyüklükte olur.

İdeal gaz denkleminde 1 mol gaz için

$$PV/RT = 1 \text{ dir.}$$

Gerçek gazlar her koşulda bu eşitliği sağlamaz.

3. ÜNİTE : SIVI ÇÖZELTİLER VE ÇÖZÜNÜRLÜK

Çözücü Çözünen Etkileşimleri

Çözelti bileşenleri çözücü ve çözünen olmak üzere iki sınıfa ayrılır. Örneğin; su içinde bir miktar tuz çözüldüğünde su çözücü madde, tuz ise çözünen maddedir. Çözeltide miktarı fazla olan madde genellikle çözücüdür. Bir çözeltinin sıvı olması için çözelti bileşenlerinden en az birinin sıvı olması gerekir. Bu tür çözeltilere **sıvı çözeltiler** denir.

Çözünme: Birbirine benzer bileşenlerin moleküler ya da iyonik düzeyde, fiziksel ya da kimyasal bir olay şeklinde bir araya gelmesiyle gerçekleşir. Moleküler yapıları benzer bileşenler birbiri içinde çözünerek homojen karışım oluştururlar. Polar moleküller polar çözücülerde apolar moleküller ise apolar çözücülerde daha iyi çözünür.

Çözücü: Çözünen maddenin homojen şekilde dağılmasını sağlayan ortamdır. Genelde miktarca daha fazla olandır. çözeltinin fiziksel halini belirler. Çözüneni katı olması durumunda hacmi de belirler.

Çözünen: Çözücü ortamında homojen olarak dağılan maddedir. Bir çözeltide çözünen ve çözücü kütleleri toplamı çözeltinin kütlelerini verir.

$$m_{\text{çözücü}} + m_{\text{çözünen}} = m_{\text{çözelti}}$$

Kimyasal Türler Arası Etkileşimler konu anlatımımızda zayıf etkileşimlerden bahsetmiştik. Zayıf etkileşimler çözünme olaylarına örnektir.

Bir madde başka bir maddeyle karıştığında tanecikler arasında etkileşimler olur. Bu etkileşimlerin türü ve gücü çözünme olayının olup olmayacağını belirler. Çözünmenin gerçekleşmesi için; çözücü ve çözünenin kendi tanecikleri arasındaki etkileşimlerin, çözücü ile çözünenin tanecikleri arasındaki etkileşimlerden daha zayıf olması gerekir. Benzer-benzeri çözer ilkesine göre genellikle polar maddeler polar maddeleri, apolar maddeler apolar molekülleri çözer.

Benzer Benzeri Çözer İlkesi

Genellikle tanecikler arası kuvvetleri birbirine benzer olan maddeler birbiri içinde iyi çözünürler. Polar maddeler polar çözücülerde, apolar maddeler ise apolar çözücülerde iyi çözünürler.

H₂O – HCl Karışımı (Dipol – Dipol Etkileşimi)

KCl bileşiği iyonik bağ, H₂O molekülleri hidrojen bağları ve dipol- dipol etkileşimleri ile bir arada tutulur. KCl su ile karıştırıldığında K⁺ ve Cl⁻ iyonlarına ayrışır. Bu iyonlar polar su molekülleri tarafından çevrelenir. Gerçekleşen iyon-dipol etkileşimi ile KCl su içinde çözünür.

İyon-İndüklenmiş Dipol Etkileşimi

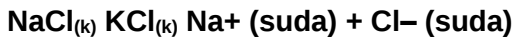
İyonlar ile apolar moleküller arasında oluşan etkileşim türüdür. İyonik katıların benzen(C₆H₆), kloroform(CCl₄) gibi apolar moleküllerde azda olsa çözünmeleri iyonindüklenmiş dipol etkileşimleridir.

İndüklenmiş Dipol – İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri (London Kuvvetleri)

Tüm maddelerde London kuvveti vardır ancak etkileşim türleri arasında en zayıf etkileşim olduğundan diğerlerinin yanında göz ardı edilir. Soygaz atomlarını ve apolar molekülleri bir arada tutan tek etkin çekim kuvveti London kuvvetleridir. London kuvvetleri apolar moleküller arasında gerçekleşir. Örneğin; F₂, Cl₂ molekülleri gibi.

İyon- Dipol Etkileşimleri

Bir dipol molekül ile iyonun arasındaki etkileşim türüdür. Örneğin; su ve yemek tuzu polar yapılı maddelerdir. Dolayısıyla tuz, su içinde çözünür. Bu çözünmenin denklemi;



NaCl(k)Na⁺(suda) + Cl⁻ (suda) şeklindedir. Tuz, suda çözüldüğünde Na⁺ ve Cl⁻ iyonlarına ayrışır. O hâlde bu tuzu oluşturan taneciklerin etkileşimi su ile tuz molekülleri arasındaki etkileşimden daha zayıftır.

Dipol-İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri

Apolar O₂ molekülleri London (indüklenmiş dipol-indüklenmiş dipol) etkileşimleri ile bir arada bulunur. Polar H₂O molekülleri hidrojen bağları ve dipol-dipol etkileşimleri ile bir arada tutulur. Su molekülleri arasındaki çekim kuvveti su ve O₂ molekülleri arasındaki çekim kuvvetinden daha büyüktür. Bu nedenle apolar O₂ ile polar H₂O karıştırıldığında aralarında dipol-indüklenmiş dipol etkileşimi gerçekleşir. Dipol-indüklenmiş dipol etkileşimi zayıf olduğundan apolar moleküller polar çözücülerde az çözünür.

Derişim Birimleri

Çözeltilerde çözünmüş olan bir maddenin miktarının ölçüsü derişim olarak adlandırılır.

Derişim yerine konsantrasyon da kullanılabilir. Farklı alanlarda farklı ihtiyaçlar olduğu için birçok derişim birimleri kullanılmaktadır. Yaygın olarak kullanılan derişim birimleri olarak **molarite** ve **molalite**dir.

Molarite (molar derişim) : 1 litre çözeltide çözünen maddenin mol sayısına **molarite** denir. Molar derişim olarak da ifade edilir. "M" ile gösterilir. Birimi "mol/litre (molar) "dir.

molarite (M) = özünen miktarı (mol) / çözeltinin hacmi (L)

M = n / V

Bir kilogram çözücü içerisinde çözünmüş olan maddenin mol sayısına molal derişim veya **molalite** denir. Molalite 1 kg çözücüde bulunan maddenin mol sayısıdır. Molal derişim m ile gösterilir.

molalite(m)= çözünen miktarı (mol) / çözücünün kütlesi (kg)

Molarite Hesaplamalarına Örnekler

1. 500 ml çözeltide 0,2 mol NaOH özündüğüne göre çözeltinin derişimi kaç moldur?

özüm:

M = n / V

n = 0,2 mol V = 500 ml = 0,5 L M = ?

M = 0,2 / 0,5 = 0,4 M (mol / L)

2. 2 M 250 mL NaOH'in sulu çözeltisini hazırlamak için kaç gram NaOH gerekir?

(NaOH:40 g/mol)

özüm:

V = 250 mL = 0,25 L n = m / M_{NaOH}

M = n_{NaOH} / V 0,5 = m / 40

2 = n_{NaOH} / 0,25 m = 0,5 . 40 = 20 g

n_{NaOH} = 0,25 . 2 = 0,5 mol

Molalite Hesaplamalarına Örnekler

1. 2 m'lık NaCl özeltisi hazırlamak için kaç g NaCl alınmalıdır? (Na: 23, Cl: 35,5)

özüm:

molalite = 2 m m_{NaCl}=?

Molalite, 1000g çözücüde çözünen madde miktarı olduğuna göre 2 molal denildiğinde 1 kg çözücüde 2 mol NaCl olmalıdır. NaCl'in 1 molü 23+35,5= 58,5 g

olduğuna göre 2 molNaCl = 2 . 58,5= 117 g/mol'dür.

2. 2000 g suda 87g K₂SO₄ çözülerek hazırlanan çözeltinin molalitesi kaçtır?

(K:39, S: 32, O:16)

özüm:

m çözücü = 2000g= 2 kg

Mol kütlesi (K₂SO₄) = 39.2 + 32+ 16.4= 174 g

n (K₂SO₄) = 87 / 174 = 0,5 mol

m = 0,5 / 2 = 0,25 mol/kg (molal)

Koligatif Özellikler

Koligatif özellikler derişime bağlı değişen özellik anlamına gelir. Bunlar;

- Buhar Basıncı Düşmesi
- Kaynama Noktası Yükselmesi
- Donma Noktası Alçalması
- Ozmoz şeklinde sıralanır.

Buhar Basıncı Düşmesi

özünen derişimi ile çözeltinin buhar basıncı arasındaki ilişki Fransız kimyacı F.M.Raoult tarafından bulunmuştur. Raoult Kanunu olarak ifade edilen bu ilişkiye göre, bir ideal çözeltinin buhar basıncı, uçucu bileşenlerin buhar basınçlarına ve bu bileşenlerin çözeltideki mol kesrine bağlıdır.

Raoult (Rault) Yasası özelti ve çözünen arasındaki ilişki;

P_{özücü} = X_{özücü} . P⁰_{özücü}

P_{özücü} : Çözücünün kısmi buhar basıncı

X_{özücü} : Çözücünün mol kesri

P⁰_{özücü} : Saf çözücünün buhar basıncı

Kaynama Noktası Yükselmesi

Kaynama, saf suyun veya çözeltinin buhar basıncının atmosfer basıncına eşit olduğunda gerçekleşir. Saf sıvıların belirli basınçta sabit kaynama noktaları vardır. Çözeltilerin kaynama noktaları saf çözücününkinden daha yüksektir ve kaynama sırasında sürekli artar. Çözelti doymunluğa ulaşana kadar bu artış devam eder. Doymunluğa ulaşıldığında sıcaklık sabit kalır.

Kaynama noktası yükselmesi çözeltideki iyon sayısı ile orantılı olduğundan sayısal hesaplamalar yapılırken iyon sayısı da bağıntıda yer alır. İyonik bileşiklerde bağıntı aşağıdaki şekilde yazılır.

$$\Delta T_k = K_k \cdot m \cdot T_s$$

ΔT_k : Kaynama noktası yükselmesi

K_k : Molal kaynama noktası yükselmesi sabiti

m : çözeltinin molaliletesi

T_s : Tanecik sayısı (Formüldeki iyon sayısı)

Donma Noktası Alçalması

Saf sıvıların, sabit basınçta belli bir donma sıcaklıkları olmasına rağmen çözeltilerin belli bir donma sıcaklıkları yoktur. Çözeltiler saf çözücülerden daha düşük sıcaklıkta donar.

Donma, düzensiz bir durumdan düzenli bir duruma geçişi içermektedir. Bu geçişte donmanın olduğu sistemden enerji dışarıya verilir.

Çözelti, çözücünden daha düzensiz olduğundan düzenli hâle gelmesi için saf çözücüye oranlar daha fazla enerjinin uzaklaşması gerekir.

Çözelti, çözücünden daha düşük bir donma noktasına sahiptir.

Bir çözeltinin donması sırasında sıcaklık, doymuş çözelti oluşuncaya kadar düşer.

Donma noktası alçalması ölçülerek mol kütlesinin belirlenmesi yöntemine **kriyoskopi** denir. Donma noktasındaki alçalma miktarı

$$\Delta T_d = K_d \cdot m \cdot T_s$$

ΔT_k : Donma noktası yükselmesi

K_k : Molal donma noktası yükselmesi sabiti

m : çözeltinin molaliletesi

T_s : Tanecik sayısı (Formüldeki iyon sayısı)

Ozmos

Seyreltik bir çözeltiden daha konsantre bir çözeltiye yarı geçirgen bir zar yardımıyla çözücü moleküllerinin geçişine **ozmos olayı** denir. Şekilde görüldüğü gibi derişimi fazla olan kısmı, daha seyreltik olan kısma bir emme kuvveti uygular. Bu emme kuvvetine **ozmotik basınç** denir.

Çözücü moleküllerinin sağ tarafın derişimini azaltmak için zardan diğer tarafa geçmesine **ozmos** denir.

Eğer iki çözeltinin derişimleri birbirine eşitse aynı ozmotik basınca sahip olurlar ve bunlara **izotonik** denir.

Eğer iki çözeltinin ozmotik basınçları farklıysa derişimi yüksek olana hipertonic, düşük olana ise **hipotonik** adı verilir.

Çözünürlük

Çözelti, çözücü ve çözünenden oluşan homojen bir karışımdır. Çözeltiyi oluşturan bileşenlerden genellikle çok olana çözücü, az olana çözünenden denmesine rağmen gaz çözeltiler için bu tanımlama her zaman doğru olmayabilir.

Çözeltiler, bir çözücü içinde çözünen madde miktarının az veya çok olmasına göre beş grupta incelenir

Seyreltik çözelti: Çözünen madde miktarı görece düşük olan çözeltiler.

Derişik çözelti: Çözünen madde miktarı görece yüksek olan çözeltiler.

Doymamış çözelti: Çözücünün çözebileceği en yüksek madde miktarından daha az çözünen içeren çözeltilere denir.

Doymun çözelti: Çözücünün çözebileceği en yüksek miktarda çözünen içeren çözeltilere denir.

Aşırı doymun çözelti: Çözücünün çözebileceği en yüksek miktardan daha fazla çözünen içeren çözeltilere denir. Aşırı doymun çözelti kararsızdır. Dış etki ile aşırı miktar çöker ve çözelti tekrar doymun hale geçer.

Çözünürlüğe Etki Eden Faktörler

Çözünen bir maddenin çözücü içindeki çözünürlüğü birçok faktöre bağlıdır. Bunlar: Çözücü ya da çözünen **maddenin türü**, **ortak iyon etkisi**, **sıcaklık** ve **basınçtır**.

Çözünürlüğe Madde Türünün Etkisi

Polar yapılı maddeler polar çözücülerde, apolar yapılı maddeler apolar çözücülerde daha iyi çözünür. Polar yapılı olan NH₃ ve HCl molekülleri polar olan suda iyi çözünür.

Çözünürlüğe Ortak İyon Etkisi

Çözünmek istenen maddenin içindeki iyonlardan çözelti içerisinde varsa çözünme saf sudakinden az olacaktır. Ortak iyon derişimi ne kadar fazla ise çözünme o kadar azdır. Detaylı bilgi için [Kimyasal Tepkimelerde Denge](#) konusunu inceleyebilirsiniz.

Çözünürlüğe Sıcaklığın Etkisi

Katı ve sıvıların çözünürlüğü genellikle sıcaklık arttıkça artar. Soğuk ortamda saklanan yiyeceklerin kristallenmelerinin nedeni şekerin çözünürlüğünün sıcaklıkla azalmasından kaynaklanır.

Gazların çözünürlüğü ise sıcaklık arttıkça daima azalır. Gazlı içeceklerin soğuk içilmesi ve balıkların sıcak sulara oranla soğuk sularda daha yoğun bulunmaları gazların çözünürlüğüne sıcaklığın etkisini açıklayan olaylardır.

Çözünürlüğe Basıncın Etkisi

Katı ve sıvılarda basıncın çözünürlüğe etkisi yoktur. Gazların sudaki çözünürlüğünde, çözünmek istenen gazın kısmı basıncı önemlidir. Çözünmek istenen gazın kısmı basıncı arttıkça gazların çözünürlüğü de artar. Gazların çözünürlüğüne basıncın etkisini günlük hayatta birçok olayda gözlemleyebiliriz.

Maden suyu, gazoz gibi gazlı içeceklerin kapakları açıldığında gaz çıkışı meydana gelir. Bunun nedeni kapak açıldığında gaz basıncı azalır ve suyun içinde çözünmüş olan gazın bir kısmı dışarıya çıkar. Dalgıçlar, denizin diplerine indikçe basınç artması nedeniyle kandaki gaz çözünürlüğü artar, hızlı bir şekilde su yüzeyine çıkıldığında dış basınçta ani düşüş; kanda çözünmüş olan gazın dışarı çıkmasına neden olur. Bu gaz damarlara basınç yaparak damarların patlamasına neden olur.

4. ÜNİTE : KİMYASAL TEPKİMELERDE ENERJİ

Tepkimelerde Isı Değişim

Kimyasal tepkimeler tanecikler arasındaki bağların kopup, yeni bağların oluşması esasına dayanır. Bağların kopması ve yeni bağların oluşmasında enerji akışı söz konusudur.

Tuz, su gibi bileşiklerin elementlerinden elde edilmesi vb. bütün kimyasal tepkimeler enerji olmadan gerçekleşmez. Benzer şekilde fiziksel olaylarda da enerji değişimi gerçekleşmektedir. Erime, donma, buharlaşma gibi hâl değişimleri; tuzun, şekerin, alkolün suda veya başka çözücülerde çözünmesi gibi fiziksel olaylar gerçekleşirken enerji akışı olur.

Isı, sıcaklıkları farklı maddeler arasında alınıp verilen enerjidir. Tepkime ister fiziksel ister kimyasal olsun, tepkime sırasında ısı alınır veya verilir. Isı alınmasına veya verilmesine göre de tepkimeler;

- Endotermik tepkime
- Ekzotermik tepkime olarak ikiye ayrılır.

Endotermik Tepkime

Isı formunda enerji yutan reaksiyon veya işlem olarak tanımlanır. Tepkime için gerekli enerji çevreden ısı olarak alınır. Alınan ısı, tepkimede girenler kısmında gösterilir. Erime ve buharlaşma gibi hâl değişim olayları, şeker ve yemek tuzunun suda çözünmesi gibi fiziksel olaylar endotermik tepkimelere örnektir.

Ekzotermik Tepkime

tepkimede, ihtiyaç duyulan enerjiden daha fazlası açığa çıkıyorsa bu durumda bu fazla enerji, ısı olarak çevreye verilir. Bu tür tepkimelere de **ekzotermik tepkime** denir. Ekzotermik tepkimelerde tepkime sonunda net bir ısı kaybı olur. Verilen ısı, tepkimede ürünler kısmında gösterilir. Kuvvetli asitlerin su ile tepkimesi, çekirdekte meydana gelen fizyon tepkimesi, şimşek oluşumu, su oluşumu ve demirin oksitlenmesi (demirin paslanması) örnek olarak verilebilir.

Oluşum Entalpisi

Entalpi, maddelerin sahip olduğu toplam enerjiyi temsil eder. Ancak bir maddenin sahip olduğu toplam enerji miktarını yani entalpi değerini ölçmek oldukça zordur. Bu nedenle kimyasal tepkimelerde entalpi değişiminden bahsedilir. Tepkimelerde enerji,

ısı olarak alınıp verildiğinden, entalpi değişimi de, tepkime sonunda çevreden ne kadar ısı alındığını veya çevreye ne kadar ısı verildiğini temsil eder.

Kimyasal tepkimelerin tamamında entalpi değişimi gözlenir. **Kimyasal bir tepkimede entalpi değişimi;**

- tepkimeye giren maddelerin miktarına,
- sıcaklığa,
- basınca bağlıdır.

Standart Oluşum Entalpisi

Sabit basınçlı bir ortamda fiziksel ya da kimyasal bir olaya eşlik eden ısı enerjisi miktarına **Entalpi** denir. Entalpi değeri doğrudan ölçülemeyen bir hal fonksiyonudur. Diğer bir ifade ile entalpi gerçekleşen bir değişimde ilk ve son durumdaki ısı miktarının farkını belirtir. Bu yüzden ΔH sembolü ile ifade edilir.

Entalpi değeri standart koşullarda (25°C, tatm) hesaplanır ise bu değer **standart oluşum entalpisi** olarak adlandırılır ve ΔH^0 sembolü ile belirtilir.

Standart oluşum entalpisi;

- sıcaklığın 25 0C' ta tutulduğunu,
- basıncın 1 atmosfer olduğunu,
- entalpi değişiminin, bileşiğin 1 molü için ölçüldüğünü belirtmektedir.

Elementlerin standart şartlarda ve o şartlardaki kararlı hâllerinde, oluşum entalpileri göreceli olarak sıfır kabul edilmektedir.

Örneğin H₂, O₂, N₂ standart şartlarda gaz hâlde bulunduğundan bu elementlerin oluşum entalpileri sıfır kabul edilir.

Standart koşullarda bir mol bileşiğin elementlerinden oluşumu sırasında meydana gelen ısı değişimine **molar oluşum ısı** veya **molar oluşma entalpisi** denir.

Bağ Enerjileri

Atomlar arasındaki kovalent bağın kırılması için gerekli olan enerjiye **bağ enerjisi** denir. Bağ enerjisi ΔH_{ob} ile gösterilir ve birimi kJ/mol dır.

Bağ enerjisi değerleri, 1 mol gaz hâlindeki iki atomlu moleküllerin standart şartlarda atomlarına ayrışması için bağa verilen enerji miktarlarına göre belirlenmiştir. Kimyasal bir bağın kırılması sırasında bağa verilen enerji ile bu bağın oluşması sırasında açığa çıkan enerji aynı miktardadır. Ancak bağın oluşması sırasında enerji açığa çıktığından entalpi değeri negatif, bağın kırılması için enerji gerektiğinden entalpi değeri pozitifdir. Tepkime esnasında bağa verilen enerji aynı zamanda tepkime entalpisidir.

Bir tepkimede kırılan bağların toplam enerjisi ile oluşan bağların toplam enerjisi arasındaki fark tepkimenin entalpisini verir.

Örneğin:

$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ tepkimesinde bileşenlerin bağ yapıları dikkate alındığında kırılan ve oluşan bağlar aşağıdaki gibi yazılır.

Kırılan bağlar: 1 tane C-C, 4 tane C-H ve 3 tane O=O

Oluşan bağlar: 4 tane C=O ve 4 tane O-H

Tepkime Isılarının Toplanabilirliği

Hess Yasası

Hess yasası, tepkime entalpisini hesaplamak için kullanılan bir yasadır. Bu yasaya göre bir tepkime birden fazla basamakta gerçekleşiyorsa tepkimenin entalpi değişimi, her basamaktaki entalpi değişiminin toplamına eşittir. Tepkime entalpisinin doğrudan ölçülemeyen durumlarda, önceden deneysel olarak ölçülmüş ara basamak tepkimelerinin entalpi değerinden faydalanılır.

Örnek

$3\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 4\text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{NO}_2(\text{g})$ tepkimesinin 25° C deki enerji değişimini hesaplayınız.

Bu problemi $\Delta H^0 = \Delta E^0 + (\Delta n)RT$ formülü ile çözmeliyiz . Bu nedenle öncelikle reaksiyonun ΔH^0 değerini bulmalıyız.

$$\Delta H^0 = [2 \times \Delta H^0_{\text{NH}_3} + 3 \times \Delta H^0_{\text{NO}_2}] - [3 \times \Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} - 4 \times \Delta H^0_{\text{N}_2}]$$

$$\Delta H^0 = [2 \times (-46,19) + 3 \times (81,56)] - [3 \times (-285,9) + 4 \times 0]$$

$$\Delta H^0 = + 1010 \text{ kJ}$$

$$\Delta H^0 = \Delta E^0 + (\Delta n)RT$$

$$\Delta E^0 = \Delta H^0 - (\Delta n)RT$$

$D_n = (2+3) - (4+3) = -2$ Burada dikkat edilmesi gereken şey D_n hesaplanırken gaz olan element ve bileşikler hesaba katılırken sıvı ve katı formda olan bileşikler ve elementler hesaplama katılmaz

$$DE^\circ = 1010 \text{ kJ} - [(-2) \times 8,314 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} \times 298 \text{ K}]$$

$$DE^\circ = 5965,14 \text{ kJmol}^{-1}$$

5. ÜNİTE : KİMYASAL DENGİ

Fiziksel Denge nedir?

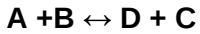
Belirli koşullarda maddenin farklı fiziksel hâlleri arasında kurulan dengeye **fiziksel denge** denir.

Kimyasal Denge Nedir?

Kapalı bir sistemde gerçekleşen tepkimeye; girenlerin ve ürünlerin derişimlerinin zamanla net değışim göstermediğı duruma **kimyasal denge** denilir.

Kimyasal Denge

Kimyasal denge, iki yönlü bir tepkimede ürünlerin meydana geliş hızının, ürünlerden tekrar tepkimeye girenlerin meydana geliş hızına eşit olduğu durumdur. Böyle denklemlerde tepkimenin her iki tarafa olabileceğini göstermek için çift yönlü ok " $\leftrightarrow$ " kullanılır. Genel olarak şöyle göstermek mümkündür:



Burada A ve B tepkimeye giren başlangıç maddeleri, C ve D ise meydana gelen ürünlerdir. Bir denge tepkimesinde çoğu zaman ileri ve geri tepkime hızları birbirine eşittir ve sıfır değildir.

- Öncelikle ileri yönlü tepkime gerçekleşir.
- İleri yönlü tepkimenin hızı zamanla azalır ve bu süreç içerisinde geri yönlü tepkimenin hızı yavaş yavaş artar.
- İleri yönlü ve geri yönlü tepkimenin hızı birbirine eşitlendiğinde kimyasal denge sağlanmış olur.
- Kapalı bir sistemde oluşmuş olan kimyasal dengede renk değışimi, ph değışimi veya sıcaklık değışimi gözlemlenmemektedir.

Tersinir Tepkime Nedir?

Hem ileri hem geri yönde gerçekleşen tepkimelere **tersinir tepkimeler** denir. Reaktiflerin tamamen tükenmediğı tersinir tepkimeler denge tepkimeleridir.

Tepkimelerin hangi yönde ilerleyeceği taneciklerin düzensizliğine ve sahip oldukları enerjiye bağlıdır. Tepkimeye giren maddelerin ve ürünlerin enerjisi karşılaştırıldığında hangi tarafın enerjisi az ise tepkime o tarafa doğru eğilim gösterir. Diğer taraftan taneciklerin düzensizliği hangi tarafta fazlaysa tepkime o tarafa eğilim gösterir.

Buna göre maksimum düzensizlik ve minimum enerji durumu;

- Girenler tarafında mevcutsa tepkime gerçekleşmez.
- Ürünler tarafında mevcutsa tepkime ileri yönde tamamlanır.
- Tepkimenin farklı taraflarındaysa tepkime çift yönlü gerçekleşir ve denge oluşur.

Maksimum düzensizlik nedir?

Kimyasal türler aralarındaki etkileşimin en az olmasına maksimum düzensizlik denir.

Minimum düzensizlik nedir?

Kimyasal türlerin aralarındaki etkileşimde düşük enerjili durumu tercih etmelerine **minimum enerji eğilimi** denir.

Denge Sabiti Nedir?

Denge tepkimelerini kolay bir şekilde ifade etmek için denge sabiti adında bir kavram tanımlanmıştır. Denge sabiti, tepkime hızlarındaki **k** hız sabiti gibi tepkimeden tepkimeye değışen bir değeri alır ve **K_c** ile gösterilir.

Denge sabiti ispatlanırken;



$$\text{İleri yöndeki tepkime hızı} = k_i \times [A]^a [B]^b$$

$$\text{Geri yöndeki tepkime hızı} = k_g \times [C]^c [D]^d$$

Dengede, ileri ve geri yöndeki tepkime hızları eşit olduğundan hızlar aşağıdaki gibi eşitlenir:

$$k_i \times [A]^a [B]^b = k_g \times [C]^c [D]^d$$

Sonuc olarak;

$$k_i / k_g = K_d$$

Dengeyi Etkileyen Faktörler

Kimyasal bir tepkimenin dengede olması derişimin yanı sıra sıcaklık, hacim, basınç gibi koşulların da sabit olduğu anlamını taşır. Bu koşullardan biri veya birkaçı değiştiğinde denge bozulur.

Buna göre dengeyi etkileyen faktörler şunlardır:

- Derişim
- Sıcaklık
- Basınç
- Hacim

Derişim

Le Châtelier ilkesi'ne göre denge durumunda, herhangi bir maddenin derişimi artırılırsa denge, bu derişimi azaltacak yönde ilerler. Benzer şekilde derişim azaltılırsa denge, derişimi artıracak yönde ilerler.

Sıcaklık

Sıcaklığın değişmesi hem dengeyi hem de denge sabitini değiştirir. Sıcaklık değişimi endotermik ve ekzotermik tepkimelerde farklı sonuçlara yol açar.

Ekzotermik Denge Tepkimelerinde Sıcaklık Değişimi: Ekzotermik (tepkime sonucunda ısı açığa çıkan) bir tepkimede;

- Sıcaklık artırıldığında; denge, bu artış etkisini azaltmak için tepkime girenler yönüne kayar.
- Sıcaklık azaltıldığında; denge, bu soğuma etkisini azaltmak için tepkime ürünler yönüne kayar.
- Denge sabiti, ileri yönlü tepkime hızı sabitinin geri yönlü tepkime hızı sabitine bölünmesiyle bulunur. Sıcaklık artışı geri yönlü tepkime hızını arttırdığı için denge sabitini azaltırken; sıcaklıktaki azalma (soğuma) ileri yönlü tepkime hızını arttırdığı için denge sabitini artırır.

Endotermik Denge Tepkimelerinde Sıcaklık Değişimi: Endotermik (tepkimenin gerçekleşmesi için ortamdan ısı alması gereken) bir tepkimede;

- Sıcaklık artırıldığında; denge, bu artış etkisini azaltmak için tepkime ürünler yönüne kayar.
- Sıcaklık azaltıldığında; denge, bu soğuma etkisini azaltmak için tepkime girenler yönüne kayar.
- Denge sabiti, ileri yönlü tepkime hızı sabitinin geri yönlü tepkime hızı sabitine bölünmesiyle bulunur. Sıcaklık artışı ileri yönlü tepkime hızını arttırdığı için denge sabitini artırırken; sıcaklıktaki azalma (soğuma) geri yönlü tepkime hızını azalttığı için denge sabitini azaltır.

Basınç

Katı ve sıvı maddeler sıkıştırılamadığından basıncın değişmesi bu tür maddeleri etkilemez. Ancak gaz hâlde tepkimeye giren veya ürün varsa sistem basınç değişikliğinden etkilenebilir.

Gaz maddelerin mol sayısı tepkimenin her iki tarafında eşit sayıdaysa basınç değişikliği dengeyi bozmaz.

Hacim

Gaz halinde ürün veya girenlerin olduğu tepkimeler hacim değişikliğinden derişimleri değiştiği için etkilendirler. Sadece katı ve sıvı giren veya ürün içeren denge tepkimeleri hacim değişiminden etkilanmemektedir.

İçerisinde gaz formunda bir tepken madde bulunan tepkimeler; girenler ve ürünlerin mol sayılarının eşit olmadığı durumlarda hacim değişiminden etkilanır. Hacim değişiminden dolayı değeri değişmez.

Sulu Çözelti Dengeleri

Suyun Oto-İyonizasyonu

Suyun kendi kendine iyonlaşmasına suyun oto-iyonizasyonu (otoprotolizi) denir. Su molekülleri çok az da olsa iyonları halinde bulunur.

Suyun oto-iyonizasyonu dengesine örnek olarak;

$$K_{su} = [H_3O^+].[OH^-] \text{ ya da } K_{su} = [H^+].[OH^-]$$

pH VE pOH Kavramları

pH, İngilizcede hidrojenin gücü anlamına gelen “power of hydrogen” kelimelerinin baş harflerinden oluşmaktadır.

Sulu çözeltilerde **H⁺** ve **OH⁻** iyonları derişimi çok küçük sayılar olduğundan bu kavramları daha büyük sayılarla ifade etmek için **pH** ve **pOH** kavramları kullanılır. Böylece çözeltilerin asitliği ve bazlığı daha kolay anlaşılır hâle gelir.

pH, hidrojen iyonları ($\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}^+$); pOH ise OH⁻ iyonları derişiminin negatif logaritması alınarak elde edilir:

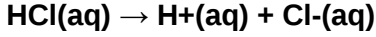
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Asit ve Baz Tanımları

Arrhenius Asit-Baz Tanımı:

Hidrojen içeren ve Suda çözüldüğünde H⁺ iyonu oluşturan maddelere **asit** denir.

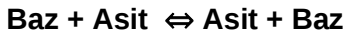


OH iyonu içeren ve suda çözüldüğünde OH⁻ iyonu oluşturan maddelere **baz** denir.

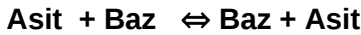


Brønsted-Lowry Asit-Baz Tanımı:

H⁺ iyonu verme eğiliminde olan maddelere asit denir.



H⁺ iyonu alma eğiliminde olan maddelere baz denir.



Lewis asit-baz Tanımı :

Baz elektron çifti veren tür, Asit ise elektron çifti alan maddedir.



Katyonların Asitliği Anyonların Bazlığı

Asit Gibi Davranan Katyonlar:

Zayıf bazların eşlenik asitleri (NH₄⁺) ile çapları küçük, yükleri büyük olan Fe³⁺ , Cr³⁺ , Cu²⁺, Al³⁺ gibi katyonlar asidik özellik gösterir.



Baz Gibi Davranan Anyonlar:

Zayıf asitlerin eşlenik bazları olan bütün anyonlar su ile tepkimelerinde proton alıcısı olarak davrandıkları için bazik özellik gösterir.

Baz gibi davranan anyonlar:

