

BASİT ANLATIMLA KİMYASAL REAKSİYON

Derleyen Selim Yenisey

“Suyu oluşturan hidrojen ve oksijen kolaylıkla alev alan maddeler olduğuna göre su neden yanmaz ?” veya

“Neden hidrojen ve oksijen birleşebiliyor ?”

“Neden 2 hidrojen'e karşılık sadece bir oksijen var ?”

türü basit gözükse ama haklı sorular bizi ilk olarak parçacık boyutuna ondan sonra kimyasal reaksiyonlar ve çeşitlerine, son olarak da karışımın kimyasal reaksiyondan farkı ile enerjinin rolüne bakmaya zorlamaktadır.

§1 Parçacık boyutu

Doğal olarak kimyanın kökeninde atomlar bulunur. En basitini ve evrenin %75'ini oluşturan hidrojen atomunu ele alalım. Çekirdeğinde (+) elektrik yüklü 1 proton ve etrafında dolaşan 1835 kere daha küçük (-) yüklü 1 elektrondan oluşan hidrojen atomu önceleri tıpkı Dünyamız ve çevresinde bir yörüngede dönen Ay gibi resmedilirdi. Gerçekte ise düzgün bir yörünge bulunmamakta, belli bir çerçeve içinde elektron düzensizce hareket etmektedir. Bu çerçeve ise çok geniştir. Bir benzetme ile daha kolay anlatılabilir : eğer proton futbol sahasının santrasında bulunan bir top ise, elektron bütün stadyumda gezinen bir kum tanesi olacaktır. Kısaca atomlar, dolayısıyla maddeler boşluktan oluşuyor demek yanlış değildir.

Önce hidrojen atomu örneğiyle bazı tanımları hatırlayalım :

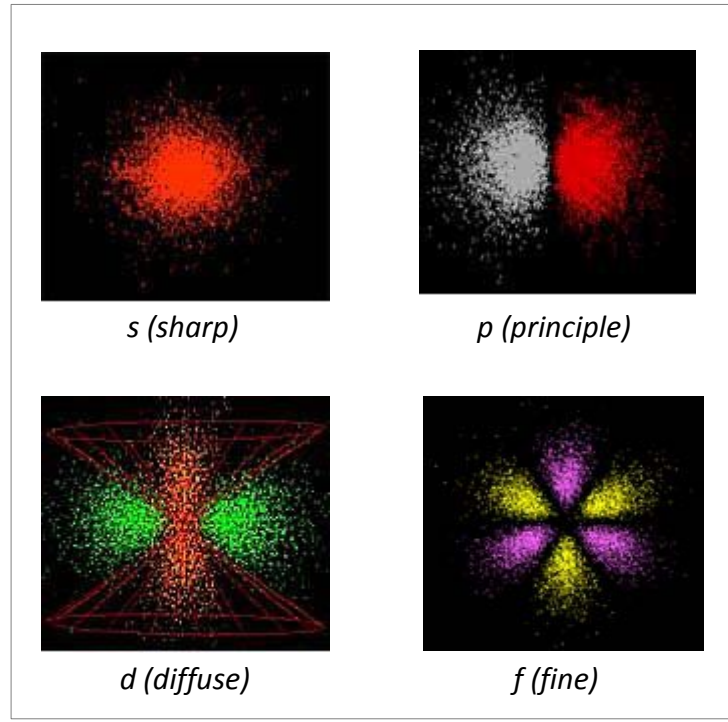
- Hidrojen atomu : H
- Hidrojen izotopu : ^2H
- Hidrojen iyonu : H^+
- Hidrojen molekülü : H_2

Atomlarda daima proton ve elektron sayısı aynıdır ve elektriksel olarak (+)lar (-)ler ile dengede olmaları atomun da elektrik yükünü nötr yapar. Örneğin hidrojen atomu H.

Çekirdekte bulunan nötron ise adı gibi nötr'dür ancak sayılarının değişmesi bir atomun ağırlığını değiştirir. Bu yeni oluşuma izotop adı verilmiştir. Mesela hidrojen atomunda nötron yoktur. Ancak izotoplarında 1 ila 6 adet nötron bulunur. Burada bir nötronlu hidrojen izotopu ^2H örnek olarak görülmektedir.

Elektronlar çoğaldıkça, “bulut” yörüngeler de çoğalmaktadır.

Aynı atomun elektronları, birbirlerinden bağımsız bir şekilde, ait oldukları yörünge içinde her an her yerde bulunabilirler. Ancak benzerlik sadece elektron sayısı ile sınırlı değildir. Yörüngelerin şekli de birkaç tip olmakla beraber her atom için aynıdır. Bakınız *Şekil 1*.



Şekil 1 İlk dört "Bulut" yörünge tipi örnekleri ve adları

Yörüngeler birbirlerinin içine 3 boyutlu geçmiş olarak ve çekirdeğe göre katlar oluşturarak çoğalırlar. Bu katlar 'kabuk' veya 'enerji seviyeleri' diye adlandırılırlar ve Şekil 2'de görüldüğü gibi her kabuğun yörüngelerinin içerdiği elektron sayısı ve doğal olarak yörünge adedi sınırlıdır.

Elektronlar, Yörüngeler ve Atomik yapı içinde Konumları			
Enerji Seviyesi	Yörünge Tipi	Yörünge Tipine göre Azami Elektron Sayısı	Kabuktaki Toplam Elektron Sayısı
1	s	2	2
2	s	2	8
	p	6	
3	s	2	18
	p	6	
	d	10	
4	s	2	32
	p	6	
	d	10	
	f	14	
5	s	2	50
	p	6	
	d	10	
	f	14	
	g	18	

Şekil 2 Elektron Yörünge tipleri ve azami elektron adetleri

Kimyasal reaksiyonlar sadece dış kabuğun yörüngelerinde bulunan elektronların başka atomların elektronları ile etkileşmelerinden meydana gelirler. Kabukta azami sayıya göre eksik elektron olduğu zaman, başka bir atoma elektron verilebilir veya ondan elektron alınabilir. Genel kural olarak, en dıştaki kabuk maksimum elektron sayındaysa (helium ve neonda olduğu gibi) veya 8

elektron içeriyorsa (argon, kripton, xenon, radon gibi) bu tür atomlar çok zor reaksiyona girerler. Bu durumdan uzaklaştıkça; yörüngelerin içinde olduğu kabukların maksimum elektron sayısına yakınlığı veya uzaklığı, elektronların içerdiği ve ait oldukları kabuğa göre değişen enerji seviyesi (çekirdeğe yakın olanların daha düşük enerjileri vardır), elektron kaybında veya kazanılmasında belirleyicidirler ve kimyasal reaksiyonların varoluş sebebidirler.

Valans elektronu diye adlandırılan bu dış yörünge elektronları, atomlar arası yer değiştirerek atomlara (+) veya (-) elektrik yükler ve onları 2 şekilde iyonize etmiş olurlar :

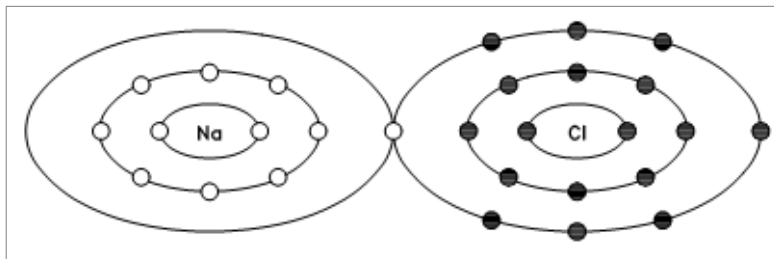
- 1) Atom dışarıdan bir veya bir kaç elektron alır. Örneğin Oksijen, elektron kazanan gruptandır. İki elektron kazanması ile elektrik yükü 2(-) olur. Oksijen iyonu O^{2-} şeklinde yazılır.
- 2) Atom elektron kaybeder ve (+) yüklü bir iyon dönüşür. İki elektron kaybeden çinkonun iyonu Zn^{2+} , tek elektronunu kaybeden hidrojeninki H^+ şeklinde yazılır.

Molekül ise iki veya daha çok atomun biraraya gelmesidir. Gazların çoğu, yeryüzü normal ısı ve basıncında, 2 atom içeren moleküller oluşturur (genellikle H ve O yerine H_2 ve O_2 yazılmasının sebebi budur). Değişik atomlar da molekül oluşturabilirler ancak elektrik yükleri nötrdür (aksi takdirde "radikal" olarak adlandırılırlar). Su molekülü H_2O moleküllere örnek olarak gösterilebilir.

§2 Kimyasal Reaksiyonlar

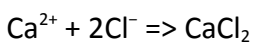
Atomların dış kabuklarında bulunan elektron kazanmaya veya kaybetmeye olan yatkınlıkları aynı zamanda kimyasal açıdan aktif veya kararlı olmalarını belirlemektedir. Helium atomu, kimyasal reaksiyonlarda en büyük payı olan valans elektronları bakımından çok kararlıdır. Çünkü hem yörünge, hem de kabuktaki toplam elektron adedinde azami sayıdadır ve bu sebepten elektron alıp-vermeye yatkın olmadığı için çok zor kimyasal reaksiyona girer.

Fakat sodyum atomu 18 limitli M kabuğunda tek elektron ile elektron kaybına çok uygundur ve 1(+) valanslı sodyum iyonuna dönüşür $[Na^+]$. Buna karşılık klor atomu M kabuğunda 7 elektron ile elektron kazanmaya daha elverişlidir. Elektron değiş tokuşu sonrasında oluşan Na^+ ve Cl^- iyonları, suda tıpkı iki mıknatısın (+) ve (-) kutupları gibi hareket ederek birbirlerine yapışırlar. Bu tür birleşmeye iyonik bağ adı verilmiştir. *Şekil 3*'te şematik olarak gösterilen bildiğimiz sofr tuzu oluşmasıdır.



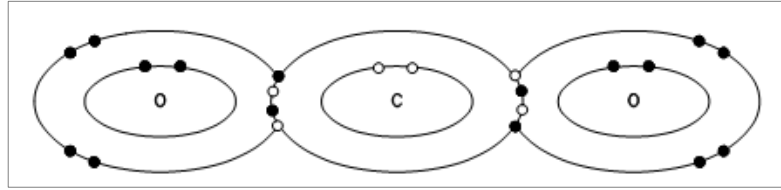
Şekil 3 İyonik bağ ve bildiğimiz tuzun ($NaCl$) oluşumu

İyonlar aynı valansta olmadan da birleşebilirler ; 2(+) valanslı bir kalsiyum iyonu, elektrik yükünü dengeleyebilecek 1(-) valanslı iki adet klorür iyonu ile birleşebilir :



Diğer birleşme şekli, valans elektronlarının ortak kullanılmasıdır. Örnek olarak karbon dioksitin oluşumunu verebiliriz ; her iki atomda da elektrik yükü olmamasına rağmen valans elektronlarında karbon atomunun 4, oksijen atomunun ise 2 elektronluk yerleri olması değişik bir bağ, kovalen bağ'ını oluşturur. Bu bağ atomların aynı eğilimde oldukları zaman gerçekleşir (elektron kaybetme veya çoğunlukla kazanma eğilimi).

Şekil 4'te görüldüğü gibi, 1 karbon atomuna 2 oksijen atomu, ikişer elektronu ortak kullanarak bağlanır ve böylelikle CO₂ oluşur. Dış kabuğunda dört elektronluk yeri olan karbon, ikişer elektronluk yeri olan iki oksijen atomu ile elektronlarını paylaşarak her ikisi de dış kabuklarını azami sayıya getirirken, elektronlar ile çekirdekler arasında var olan çekim sayesinde de birbirlerine bağlı kalabilmektedirler.



Şekil 4 Şematik kovalen bağ ve karbon dioksit (CO₂) oluşumu

Metaller arasında geçerli benzer metalik bağ'da atomlar, valans elektronlarının tamamını ortaklaşa kullanırlar. Burada valans elektronları belli bir atoma bağlı kalmadan kristalin içindeki tüm atomların etrafında hareket ederler. Metallerin dövme, döküm özellikleri olmasının sebebi bu bağdır.

Polar olmayan H₂, CH₄, Cl₂ gibi moleküllerinin birarada tutunmalarının açıklaması ise kovalen bağ ile birlikte farklı bir şekilde daha yapılmaktadır; birbirlerinden bağımsız olarak dolaşan elektronlar bir anda, hepsi birden, atom çekirdeğinin bir tarafında toplanmış olabilirler. İşte o anda elektronların bulunduğu tarafın (-) , diğer tarafın ise (+) polarizasyonu olmaktadır.

Bütün atomlar ve moleküller arasında var olan bu geçici ve diğerlerine nazaran çok daha zayıf bağa van der Wall kuvvetleri denmektedir. Şekil 5'te elektronlar şematik olarak taralı alanda gösterilmişlerdir.



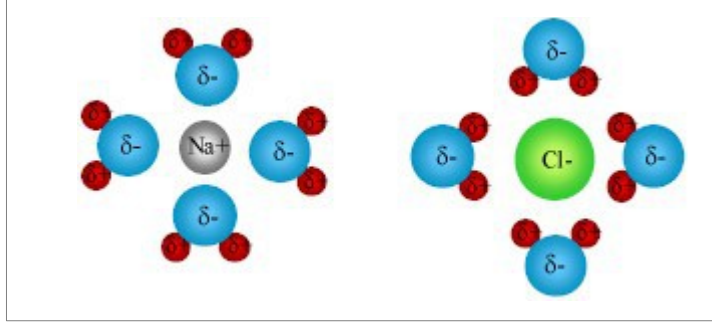
Şekil 5 Zayıf Çekim Gücü : van der Wall kuvvetleri

Atomların elektron sayısı ile gücü artan bu bağın her an milyarlarcası gerçekleşip bozulmaktadır.

§3 Karışım

Bir kabın içine iki değişik madde herhangi bir oranda konulursa neticesi bileşik değil karışımdır. Suyun içine atılan bir kaşık tuz yavaşça erir ve gözden kaybolur ; bu karışıma suyun içinde her yere

eşit dağıldığı için homojen denilir. Homojen karışımın adı çözeltilidir. Çözeltilerin bileşikden ziyade karışım olarak adlandırılmalarının sebebi başta bahis edildiği gibi yapısının sabit oranlarda olmayışıdır. Bu karışım da belli kurallar çerçevesinde gerçekleşir : su molekülünün negatif yüklü oksijen iyonları tarafı pozitif yüklü sodyum iyonlarını çevrelerken pozitif yüklü hidrojen iyonları tarafı da klorür iyonlarını sarar. Bakınız *Şekil 6*.



Şekil 6 Tuzun suda erimesi

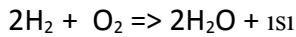
Çözeltiler her üç şekilde, gaz, sıvı, katı olabilirler. Dünyanın atmosferi azot, oksijen ve diğer gazlardan oluşan gaz bir çözelti iken, şekerli çay sıvı, sıvı çözeltilerin donmuş hali de katı çözeltilere örnek verilebilir.

Karışımlarda çözünebilirlik, belli bir ısıda, belli bir hacimde çözücünün belli bir maddeden eritebildiği miktardır. Bu noktaya doyum veya saturasyon denilir. Ancak her zaman, yarı yarıya alkol/su karışımında olduğu gibi, çözücü/çözülen ayırımın yapmak kolay değildir.

§4 Enerji

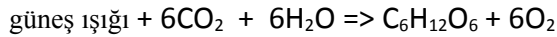
Kimyasal reaksiyonların diğer bir önemli tarafı enerjide oluşan değişimdir. Bazı reaksiyonlar oluşurken çevreye enerji (çoğunlukla ısı şeklinde) bırakırlar, bazıları ise oluşmak için çevreden enerji alırlar. Birincisine ekzotermik, ikincisine endotermik reaksiyon adı verilir.

Ekzotermik reaksiyon örneği, suyun oluşması :



Görüldüğü gibi su yanma neticesi oluşan bir ürün (veya kül) dür. Açığa çıkan enerji ise her 1 gram hidrojen için ~34 KCal'dir.

Endotermik reaksiyon örneğine ise bitkilerin fotosentezini verebiliriz :



Burada üretilen glukoz ile bitki besinini sağlamış olmaktadır. Açığa çıkan oksijen ise bitkinin işine yaramamakta ve havaya bırakılmaktadır.