

2 TEMEL KİMYA

ATOM TEORİSİ

Geçen yüzyılda, canlılıkla ilgili işlemlerin anlaşılmasında çok büyük bir ilerleme sağlanmıştır. Canlı sistemleri, cansız sistemlerde bulunan aynı atomlardan yapılmıştır. Bir canlı sistemdeki çeşitli maddeler, diğer maddelerin uyduğu aynı kimyasal kurallara göre tepkimeye girerler. Bu bölümde tekrarlanan kimya bilgisi, temel canlılık işlemlerinin kavranmasını sağlayacaktır.

2-1 Elementler ve Bileşikler

Etrafımıza baktığımızda, dünyanın pek çok değişik maddeden yapılmış olduğunu görürüz. Bugün yüz binlerce değişik madde bilinmektedir. Büyük olasılıkla daha yüz binlercesi daha mevcuttur. Bu madde çeşitlerinin hepsi çeşitli şekillerde birleşmiş atomlardan yapılmıştır.

Dünyada çok fazla sayıda değişik madde bulunmasına karşın, sadece 94'ü doğal, 24 kadarı yapay olmak üzere toplam 118 değişik atom çeşidi bilinmektedir. Bazı maddeler tamamen bir çeşit atomdan yapılmıştır. Bu maddelere **element** denir. Örneğin, demir bir elementtir. Oksijen, tamamen oksijen atomlarından oluşmuş bir elementtir.

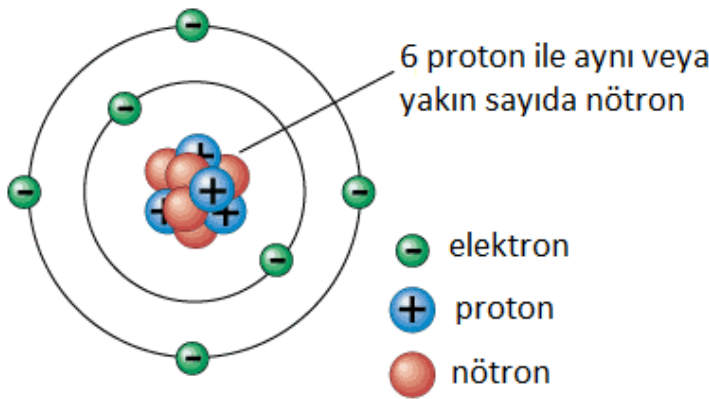
Group→ ↓Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
Lanthanides	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
Actinides	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

Periyodik cetvel kimyasal elementlerin sınıflandırılmasına yarayan tablodur. Bu tablo bilinen bütün elementlerin artan atom numaralarına (proton sayısına) göre bir sıralanıştır.

Maddelerin çoğu **bileşik** halindedir. Bir bileşikte, belirli oranlarda bir araya gelmiş iki veya daha fazla atom çeşidi vardır. Örneğin, su, ikiye bir oranında hidrojen ve oksijen atomlarından yapılmış bir bileşiktir. Bileşikler kendilerini meydana getiren elementlere ayrılabilirler. Örneğin, karbondioksit karbon ve oksijene ayrılabilir.

2-2 Atomların Yapısı

Her atomun **çekirdek** adı verilen çok küçük, merkezi bir kısmı vardır. Çekirdek **protonlar** ve **nötronlar** denilen tanecikler içerir. Çekirdek dışındaki diğer alanda **elektronlar** denilen diğer tanecikler vardır.



Karbon Atomu

Elektronlar. Elektronlar bir atomun kimyasal özelliklerini belirleyen parçalarıdır. Atomlar, bazı elektronlarının yer değiştirmesi ile, bileşik oluşturmak üzere birleşirler. Bir elektronun en önemli özelliği, elektriksel bir yük taşımasıdır. İki tür, pozitif ve negatif elektriksel yük vardır. Elektron negatif bir yüke sahiptir. Bütün elektronlar, genellikle bir birim yük denilen aynı miktarda elektriksel yüke sahiptirler.

Protonlar. Her atomun çekirdeği bir veya daha fazla proton içerir. Bir protonun bir birim pozitif yükü vardır. Yani, elektronla aynı miktarda, ancak zıt işaretli yüke sahiptir. Bununla birlikte, bir proton bir elektrondan yaklaşık 2000 (1836) kat daha fazla kütleyle veya ağırlığa sahiptir.

Nötronlar. Hidrojen dışında, her atom çekirdeği nötronlar da içerir. Bir nötron bir protonla hemen tam olarak aynı kütleyle sahiptir, ancak elektriksel yükü yoktur.

2-3 Atom Numarası ve Atomik Kütle

Bir atom çekirdeğindeki protonların sayısına, o atomun **atom numarası** denir. Her bir farklı atom numarası ayrı bir elementi temsil eder. Örneğin, bir hidrojen atomunun çekirdeğinde 1 proton vardır. Bu yüzden hidrojenin atom numarası 1 'dir. Bir oksijen atomunun çekirdeğinde 8 proton vardır. Oksijenin atom numarası 8 'dir. Her atomun aynı

sayıda elektron ve protonu vardır. Hidrojen atomunun 1, oksijen atomunun 8 elektronu vardır. Her bir atomda, protonların pozitif elektriksel yükü, elektronlarının eşit miktardaki negatif yükleri ile dengelenmektedir. Bu yüzden, bir atom, doğal olarak elektriksel olarak nötrdür.

Proton ve nötronlar çekirdekte toplandıklarından, bir atomun kütesinin yaklaşık tamamı çekirdeğindedir. Her bir proton ve nötronun bir birim kütleyle sahip olduğunu düşünürsek, bir atomun kütlesi, proton ve nötronların toplamına eşittir. Bu toplama, bir atomun *atom kütlesi* ya da **kütle numarası** denir. Dokuz protonlu ve 10 nötronlu bir atomun kütle numarası 19 'dur. Aynı elementin izotopları aynı atom numarasına, fakat farklı kütle numaralarına sahiptirler.

2-4 İzotoplar

Bir atomun nötron sayısının, atomun numarası ile kesin bir ilişkisi yoktur. Bir elementin atomlarının farklı sayılarda nötronları olabilir. Örneğin, hidrojen atomlarının çoğunun nötronları yoktur. Çekirdek sadece tek bir protondur. Bununla birlikte, çekirdeklerinde 1 ve hatta 2 nötron olan hidrojen atomları vardır. Bu atomlar tam olarak benzemeseler de, kimyasal olarak aynı davranırlar. Bu doğrudur, çünkü bu atomların hepsi, kimyasal özelliklerini belirleyen, sadece birer elektrona sahiptirler. Bu yüzden, bu üç çeşit atomun hepsi hidrojen elementinin atomları kabul edilirler. İşte, sadece atom çekirdeklerindeki nötron sayıları farklı olan bu hidrojen çeşitlerine, hidrojenin **izotopları** denir.

Tüm elementlerin izotopları vardır. Örneğin, oksijen atomunun en yaygın çeşidinin çekirdeğinde 8 nötron vardır. Ancak, doğal olarak bulunan, 9 ve 10 nötronlu başka çeşitler de vardır. Oksijenin 6, 7 ve 11 nötronlu diğer çeşitleri yapay olarak üretilmektedir.

Bir izotopun kütle numarası göstermek için, kimyasal sembolünün yanına küçük bir sayı yerleştirilir. Üs olarak yazılan veya O^{18} , 18 kütleli oksijen izotopunu temsil etmektedir. Son zamanlarda bu sayı, sembolün sağ veya solunda, biraz yukarıya yazılır. Örneğin, ^{18}O o zamanlarda üssü, sembolün soluna koymak tercih edilmektedir. Elementin adı tam ifade edildiği zaman izotop, tire işareti ve kütle numarası ile tanımlanır. Örneğin, ^{18}O 'in açık ifadesi oksijen-18 olmaktadır.

2-5 Radyoaktif İzotoplar

Pek çok izotopun çekirdekleri kararlı değildir. Çekirdekteki proton ve nötronların sayısı ansızın değişir ve çekirdek yüklü tanecikler ve radyasyon yayar. Bu işlemde atom, başka bir izotopa, çoğunlukla farklı bir elementin izotopuna dönüşür. Bu işleme **radyoaktivite** denir. 1896 yılında, uranyum elementi içeren minerallerle deneyler yapılırken keşfedilmiştir.

Bütün ağır elementlerin izotopları (atom numaraları 83 'den büyük olanlar) radyoaktiftirler. Bu elementlerin kararlı formları yoktur. Ancak, kararlı izotoplara sahip elementlerin de radyoaktif izotopları vardır. Bunların pek çoğu, nükleer reaktörlerde veya elementlerin yüksek hızlı atomik taneciklerle bombardımanında yapay olarak yapılmaktadır.

Alfa saçan radyoaktif maddelere örnek olarak; Radyum (Ra-226), Radon (Rn-222), Plütonyum (Pu-238) gösterilebilir. Beta saçanlara; Potasyum (K-40), Stronsiyum (Sr-90), Karbon (C-14) gösterilebilir. Gamma saçan elementlere örnek olarak; Kobalt-60 (⁶⁰Co), Kripton-88 (⁸⁸Kr) ve Sezyum-137 (¹³⁷Cz) gösterilebilir.

Radyoaktivite kimyasal bir işlem değildir. Biyolojik işlemlerin araştırılmasında, radyoaktivite önemli bir araçtır. Radyoaktif izotoplar ya da **radyoizotoplar** keşfedilebilmekte ve yaydıkları radyasyonlara hassas aletlerle miktarları ölçülebilmektedir. Böylece canlı bünyesinde maddelerin izlenmesinde ve organların büyüklük, şekil veya işlevsel bozukluklarının ortaya çıkarılmasında kullanılabilirler. Canlı organizmalarda biyokimyasal tepkimelerin araştırılmasında da kullanılabilirler. Radyoizotop atomları *iz sürücü* veya *fişleyici* atomlar olarak rol oynarlar. Bir bileşikten diğerine geçmeleri belirlenebilir ve izlenebilir. Böylece bir işlemin ayrıntılı kimyasal adımları belirlenebilir. İz sürücü olarak kullanılacak izotopların radyoaktif olmaları gerekmez. Değişik kütleleri sayesinde, kütle spektrometresi denilen bir alette belirlenebilirler. Kararlı bir izotop olan oksijen-18, fotosentez işleminin bu yolla araştırılmasında kullanılmaktadır.

2-6 Atomların Elektron Yapısı

Bir atomun elektronları çekirdek etrafındaki alanda bulunur. Çekirdekten, farklı uzaklıklardaki **enerji düzeylerinde** dizilmişlerdir. Atom teorisi bir atomun elektronlarının dağılımının kesin kurallarını açıklar. Bunun ayrıntılarına girmeye gerek yoktur. Ancak, birinci enerji düzeyinin sadece 2 elektron tutabileceğini bilmemiz gerekir. Bu düzey iki elektronu olduğunda, doludur denir. İki den fazla elektronu olan atomların birden çok enerji düzeyleri vardır. Bu atomların tümünde dış taraftaki düzey sadece 8 elektron tutabilir. Eğer dıştaki düzeyin 8 'den daha az elektronu varsa, dolu değildir.

Dolu bir dış enerji düzeyi çok kararlı bir düzendir. Dolu dış düzeye sahip elementler kimyasal olarak aktif değildirler. Birkaç özel durum dışında, diğer elementlerle kimyasal bileşikler yapmazlar. Olağan koşullar altında bunların hepsi gazdır. Örnekleri helyum, neon ve argon 'dur.

Dış enerji düzeyleri dolu olmayan atomlar diğer elementlerle bileşikler oluşturabilirler. Atomlar, bileşik oluşturmak için bir araya geldiklerinde, en dıştaki elektronları, her bir atoma dolu bir dış düzey vererek yeniden düzenlenir.

KİMYASAL BAĞLAR

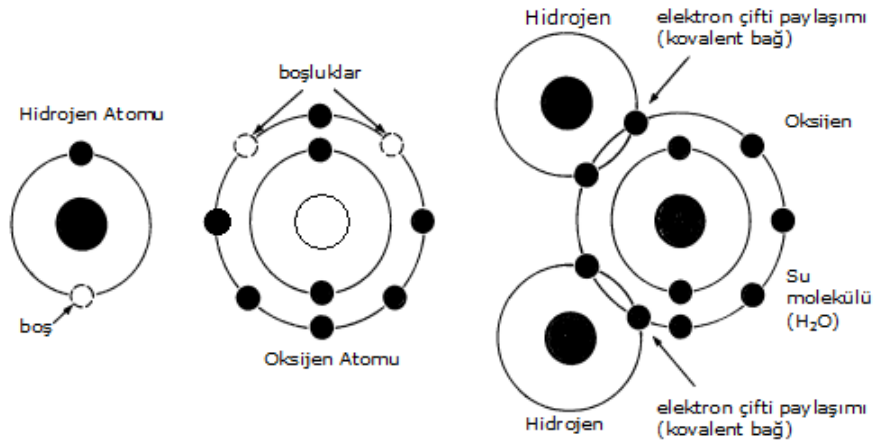
2-7 Kovalent Bağlar

Su, hidrojen ve oksijen elementlerinin bir bileşiğidir. İki atom hidrojenin ve bir atom oksijenle birleştiği kimyasal birimlerden oluşur. İki veya daha fazla atomun birleşerek tek bir tanecik halinde davrandığı bu yeni çeşidin bir birimine bir **molekül** denir.

Hidrojen ve oksijen atomunun yapısı Şekil 2-1 'de gösterilmiştir. Hidrojen atomunun 1 elektronu vardır. Bu elektron 1 numaralı enerji düzeyini işgal eder. Bu düzey 2 elektron taşıyabilir. Dolması için 1 elektron daha eklenebilir. Oksijen atomunun 8 elektronu vardır. Elektronlardan ikisi 1 numaralı enerji düzeyindedir ve bu nedenle doludur. Diğer 6 elektron 2 numaralı enerji düzeyindedir. Bu düzey, dıştaki enerji düzeyi olduğundan, 8 elektron taşıyabilir.

Şekil 2-1, iki hidrojen atomunun bir oksijen atomu ile birleşmesini gösteren, bir su molekülü şemasını içermektedir. Her bir hidrojen atomu, elektronunu bir oksijen atomu ile paylaşır. Aynı zamanda, oksijen atomu birer elektronunu hidrojen atomlarının her biri ile paylaşır. Bu düzenlemede, üç atomun hepsinin dıştaki düzeyleri doldurulur.

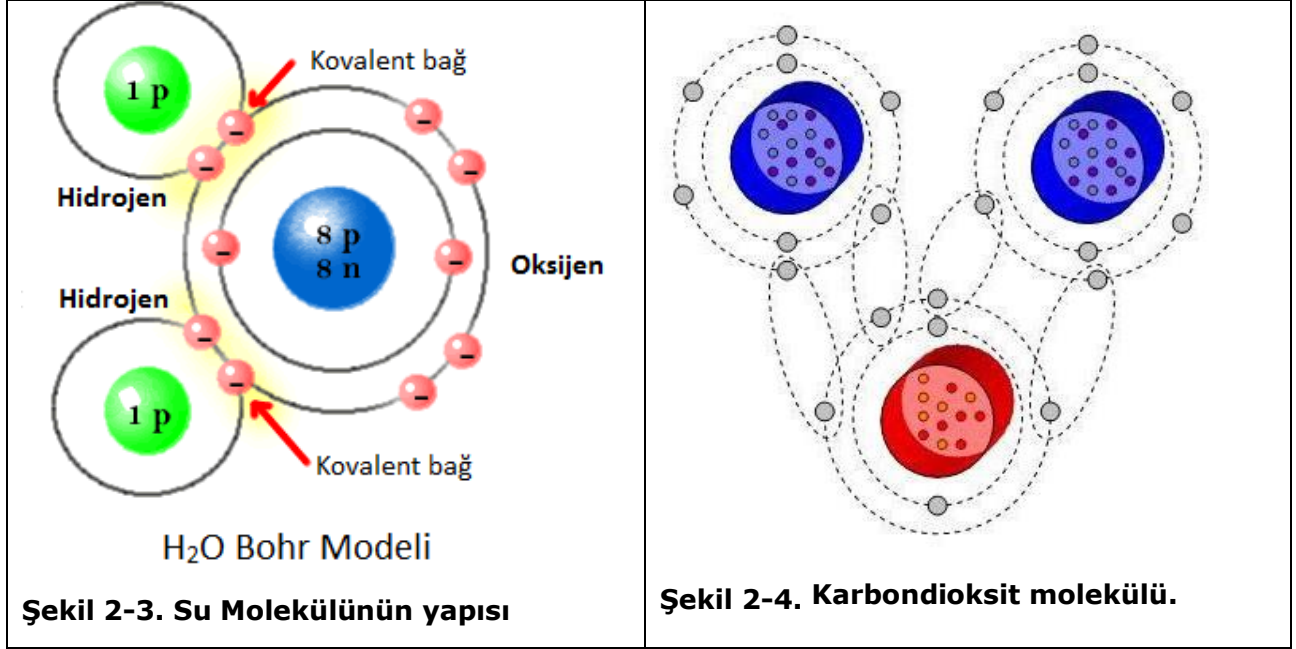
İki atom tarafından bir çift elektronun paylaşılması, atomları bir arada tutan bir çekim kuvveti meydana getirir. Bu çekim kuvvetine **kimyasal bağ** denir. Elektronların paylaşılması ile oluşturulan kimyasal bağa **kovalent bağ** denir. Bir su molekülünde, molekülü bir arada tutan iki kovalent bağ vardır.



Şekil 2-2. İki hidrojen atomunun bir oksijen atomu ile kovalent bağla birleşmesi.

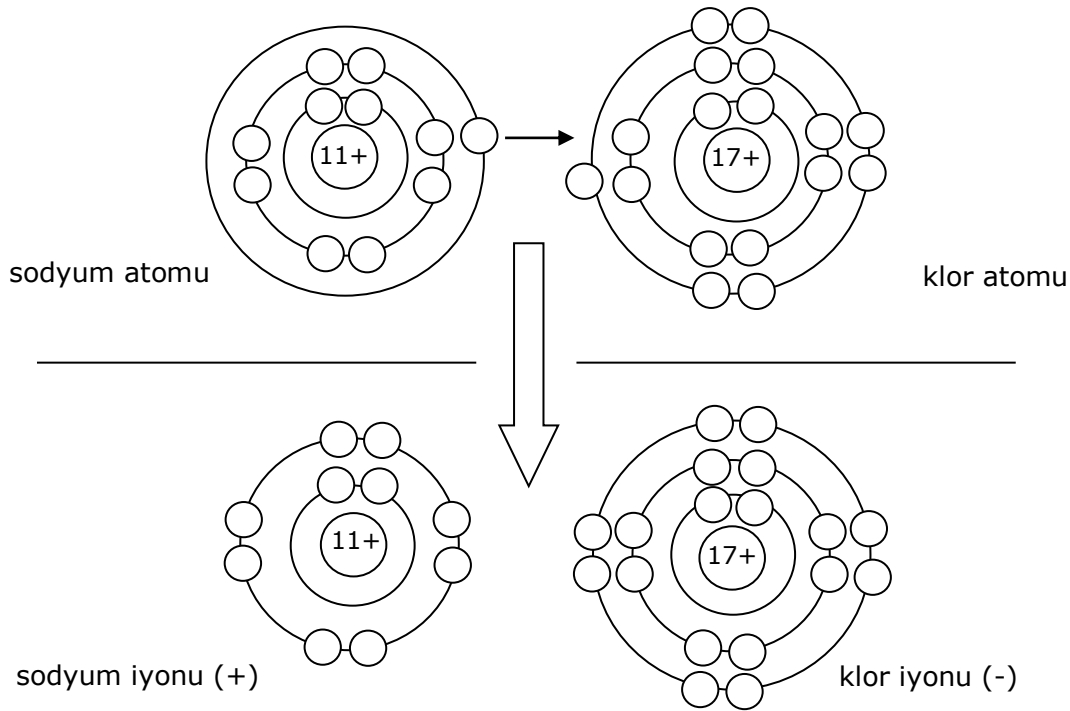
Klor atomunun dıştaki enerji düzeyinde 7 elektron vardır. Klor atomunun dış düzeyini doldurmak için bir elektrona daha gerek vardır. Bir çift elektronu hidrojen atomu ile paylaşarak bu düzeyi doldurur. Bu olduğunda, bir molekül hidroklorik asit meydana getirilir. Bu molekül, klor ve hidrojen atomu arasındaki bir kovalent bağla bir arada tutulur.

Bazen aynı elementin atomları, iki atomdan ibaret moleküller oluşturarak, birbirleriyle kovalent bağlar yaparlar. Bunlara **diatomik moleküller** denir. Diatomik moleküller oluşturan elementlerin çoğu, doğal koşullarda gazlardır. Bunlar, hidrojen, oksijen, azot ve klor gazlarını içerir.



2-8 İyonik Bağlar

Bir sodyum ve bir klor atomunun elektron yapıları Şekil 2-5 'te gösterilmiştir.



Şekil 2-5. İyonik Bağ Oluşumu

Sodyum atomunun dıştaki enerji düzeyinde 1 elektron vardır. Bu düzeyi doldurmak için, 7 elektrona daha ihtiyaç duyulmaktadır. Bununla birlikte, sodyum atomu dıştaki elektronunu, tamamen bir klor atomuna aktarabilir. Bu, klor atomunun dış enerji düzeyini dolduracaktır. Aynı zamanda, dıştaki bir elektronun kaybedilmesi, sodyum atomuna 8 elektronlu yeni bir dış enerji düzeyi bırakmaktadır. Böylece, sodyum atomunun dıştaki düzeyi, dolu bir enerji düzeyi olacaktır Şekil 2-2.

Klor atomu sodyum atomundan fazladan bir elektron aldığından, fazladan 1 birim negatif yük edinir. Bu yolla fazladan bir yük edinen atoma **iyon** denir. Klor atomu 1 birim negatif yükü **klor iyonu** olmaktadır. Klor iyonu Cl^- simgesi ile gösterilir. Sodyum atomu bir elektron verdiği için fazladan 1 birim pozitif yükü kalır ve Na^+ ile gösterilen **sodyum iyonu** olur.

Bir sodyum atomunun bir klor atomuna bir elektron vermesiyle oluşan bu iki iyon birbirlerini çekerler. İki iyon arasındaki çekim gücüne **iyonik bağ** denir. İyonik bağlarla bir arada tutulan, sodyum ve klor iyonlarından meydana gelen, sodyum ve klorun bu bileşiği sodyumklorür 'dür. Bununla birlikte, sodyum ve klor iyonlarının moleküller oluşturmadığına dikkat etmek gerekir. Moleküller, sadece atomlar elektronlarını paylaştıklarında ve kovalent bağlar meydana geldiğinde oluşturulur. Sodyum klorürde iyonlar ayrı kalırlar. Her sodyum iyonu etrafındaki birkaç klor iyonuna çekilir. Her klor iyonu da etrafındaki birkaç sodyum iyonuna çekilir. Bu yapı türündeki maddelere **kristaller** denir. Kristallerde bağımsız moleküller yoktur.

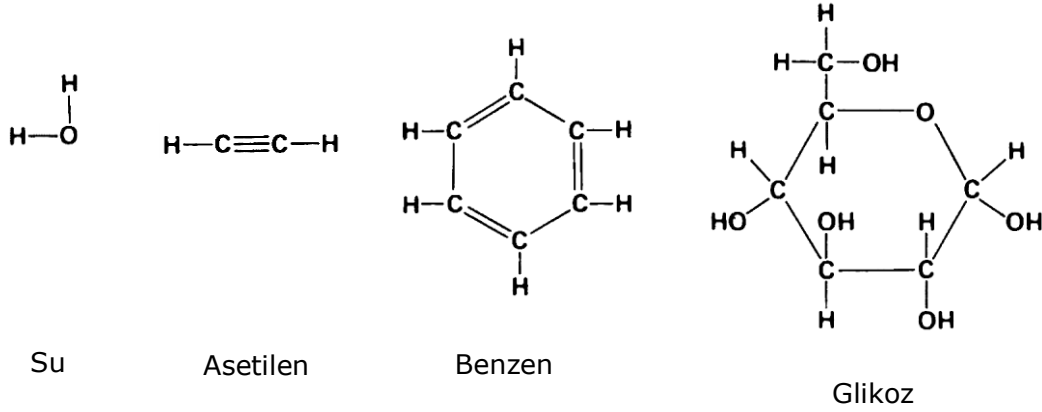
2-9 Kimyasal ve Yapısal Formüller

Her bileşik belirli oranlarda birleşmiş atomlardan meydana gelmiştir. Bileşikteki atomların en yalın oranlarını gösteren formüle **ampirik formül** denir. Bir bileşikteki bir molekülün bileşimini gösteren formüle bileşiğin **moleküler formülü** denir. Pek çok durumda moleküler formül, ampirik formülle aynıdır. Örneğin, H_2O suyun hem ampirik hem de moleküler formülüdür.

Bunun yanında, ampirik formülleri aynı olup, kimyasal olarak farklı olan pek çok bileşik vardır. Bu özellikle karbon bileşikleri için geçerlidir. Karbon atomu başka karbon atomlarını içeren, diğer atomlarla dört kovalent bağ oluşturabilir. Sonuç olarak, karbon pek çok karmaşık molekülün temel yapıtaşıdır. Bu moleküllerin pek çoğu aynı oranlarda atomlara sahiptir, fakat bu atomlar tamamen farklı şekil ve sayılarda düzenlenmiştir. Basit bir örnek olarak, asetilen ve benzen moleküllerini değerlendirelim. Bu bileşiklerin her biri 1:1 oranında karbon ve hidrojen atomlarından ibarettir. Her iki bileşiğin ampirik formülü CH 'dir. Bununla birlikte, asetilenin moleküler formülü C_2H_2 iken, benzeninki C_6H_6 'dir.

Bir **yapısal formül**, bir moleküldeki atomların sadece sayı ve türünü değil, aynı zamanda birbirlerine nasıl bağlandıklarını da gösteren bir moleküler formül çeşididir. Bir

yapısal formülde, paylaşılan her bir elektron çifti -her bir kovalent bağ için- bu bağla bağlanan atomları birleştiren kısa bir çizgi ile gösterilir. Su, asetilen ve benzenin yapısal formülleri ile glikozun yapısal formülü Şekil 2-6 'da gösterilmiştir.



Şekil 2-6. Yapısal Formüller

Glikoz formülünün içerdiği OH simgelerinde, O ve H arasındaki kovalent bağ atlanmıştır. Bu, bilinen ortak atom gruplarını içeren yapısal formülleri sadeleştirmek için yapılır.

ÇÖZELTİ VE SÜSPANSİYONLAR

2-10 Karışımlar

Bir karışımda maddeler herhangi bir oranda bulunabilirler ve bu oranlar maddelerden birinden karışıma katılması veya alınması ile her zaman değiştirilebilir. Karışımların diğer bir özelliği, karışımdaki maddelerin kendi olağan özelliklerini korumalarıdır.

Bir karışımdaki maddeler yeknesak olarak dağılıbilirler. Bu şekildeki bir karışım *homojen* kabul edilir. Örneğin, hava azot, oksijen, karbondioksit, su buharı ve diğerlerini içeren birkaç farklı gazın homojen bir karışımıdır.

2-11 Çözeltiler

Çok geniş anlamıyla, herhangi bir homojen karışım **çözelti** olarak adlandırılabilir. Bununla birlikte, bu terim çoğunlukla sıvı karışımlar için kullanılır. Çözeltinin çoğunu meydana getiren sıvı maddeye **çözücü** denir. Çözücüde, çözünen diğer maddelere

çözünenler denir. Çözünenler çözücüde erimeden önce katı, sıvı ya da gaz olabilirler. En yaygın çözücü sudur ve çözeltilerin çoğu su ile yapılır.

Moleküler maddeler bir sıvıda çözüldüklerinde, madde bağımsız moleküller şeklinde çözücüde dağılır. İyonik maddeler çözüldüğünde, bileşik iyonlarına ayrılır. Bu yüzden, sodyumklorür suda çözüldüğünde, sodyum ve klor iyonlarına ayrılır. Bu işleme *çözüşme* denir. Bu, aşağıdaki eşitlikle gösterilebilir:



Canlı hücre ve dokularında pek çok önemli işlem, iyonların varlığına bağlıdır.

2-12 Süspansiyonlar

Bilindiği gibi, fark edilebilir herhangi bir oranda, suda çözünmeyen pek çok madde vardır. Örneğin, dere kumu suda çözünmez. Eğer bir kova suya bir miktar kum koyup, kuvvetlice karıştırırsak, kum, su ile, bulanık bir karışım meydana getirecektir. Bu karışımı bekletirsek, kum, toz ve kil tanecikleri zaman içinde kovanın dibine çökecektir. Asılı olarak ayrılan karışıma **süspansiyon** denir.

2-13 Kolloyidal Dağılımlar

Gerçek bir çözeltide, çözeltilerin tanecikleri molekül veya iyonlardır. Çözücüde süresiz dağılı kalırlar. Bir süspansiyonda, tanecikler suya bulanık bir görüntü verecek kadar büyüktür ve yer çekimi kuvveti zamanla çökmelerine neden olur. Bu ikisinin arasında olan, bir karışım çeşidi daha vardır ve buna **kolloyidal dağılım** denir. Bir kolloyidal dağılımda, tanecikler molekül veya iyonlardan daha büyük, ancak çökmeyecek kadar da küçüktür.

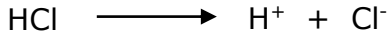
Bir kolloyidal dağılımı yapan ortamın mutlaka sıvı olması gerekmez. Bu bir gaz veya katı da olabilir. Dağılan madde de keza katı, sıvı veya gaz olabilir. Örneğin, duman, havadaki karbon taneciklerinin bir kolloyidal dağılımıdır. Süt ve mayonez çeşitli sıvıların kolloyidal dağılımlarıdır. Çırpılmış kaymak bir gazın (havanın) bir sıvıdaki kolloyidal dağılımıdır.

Çözeltiler, süspansiyonlar ve kolloyidal dağılımların hepsi canlı hücre ve dokularında mevcuttur. Canlılık işlemlerinde, bu farklı türdeki karışımların kendilerine özgü özelliklerine gereksinim duyulur.

2-14 Asitler

Susuz durumda moleküler, fakat suda çözüldüklerinde iyonlar oluşturan pek çok bileşik vardır. Bu bileşiklerin önemli bir grubu **asitler**dir. Bütün asitler diğer bir atom veya atom grubuna kovalentsel bağlanmış hidrojen içerirler. Bu bileşikler suda çözüldüklerinde, bu hidrojen bir hidrojen iyonu, H^+ halinde serbest olarak ayrılır. Molekülün geri kalanı, bir negatif iyon oluşturur.

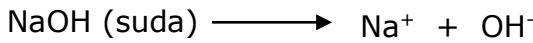
Asitlere basit bir örnek, canlılık işlemlerinde önemli olan hidroklorik asit, HCl 'dir. Bu bileşik kuru halde HCl moleküllerinin oluşturduğu bir gazdır. Bununla birlikte, suda çözüldüğünde, H^+ ve Cl^- iyonlarına ayrılır:



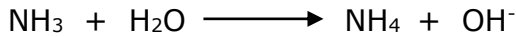
Çözeltiye hidrojen iyonları veren bir maddeye asit denir. Hidrojen iyonlarının varlığı onlara özel asit özelliğini vermektedir.

2-15 Bazlar

Suda çözüldüğünde hidroksil iyonları (OH^-) veren bileşiğe **baz** denir. Pek çok baz kuru halde iyonik bileşiklerdir. Sodyumhidroksit (NaOH) buna bir örnektir. Bu, sodyum ve hidroksil iyonlarından ibaret katı bir bileşiktir. Suda çözüldüğünde iyonlarına ayrılır:



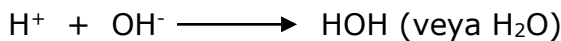
Birkaç baz kuru halde iyonik bileşik değildir, fakat suda çözüldüklerinde yine hidroksil iyonları verirler. Örneğin, amonyak, NH_3 bir moleküler gazdır. Suda çözüldüğünde, su ile tepkimeye girerek OH^- iyonları verir:



Pozitif iyon, NH_4^+ , amonyum iyonudur. Sudaki amonyum çözeltisine amonyumlu su ya da amonyumhidroksit denir.

2-16 Nötralizasyon

Bir asit ve bir baz çözeltisi karıştırıldığında, bir tepkime meydana gelir. Asitten gelen hidrojen iyonları ile bazdan gelen hidroksil iyonları bir molekül su meydana getirecek şekilde birleşir:



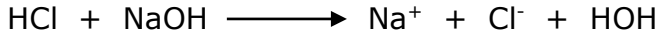
Eğer asit ve baz miktarları tam uygunsa, tüm H^+ ve OH^- iyonları birleşecek ve çözeltide hiçbirinden fazlalık kalmayacaktır. Çözelti ne bir asit ne de bir baz olacak, nötrdür denecektir. Nötr bir çözelti vermek için bir asit ile bir bazın tepkimeye girmesi işlemine **nötralizasyon** denir.

Asitler ve bazlar her ikisi de yakıcıdır, yoğun çözeltileri canlı dokular kadar cansız maddelere de zarar verebilir. Bir asit veya bir baz istenmeden dökülürse, zararı azaltmanın veya önlemenin en iyi yolu, bu maddeyi zıttı ile nötralize etmektir. Bir asit bir bazla, bir baz da bir asitle nötralize edilebilir.

2-17 Tuzlar

Bir asitle bir baz tepkimeye girdiğinde, hidrojen ve hidroksil iyonları, su molekülleri oluşturarak birleşir. Böylece, bu iki iyon, artık bağımsız birer iyon olarak bulunmadıkları çözeltiden çekilir. Ancak, asidin negatif iyonları ile bazın pozitif iyonları bu halde kalırlar.

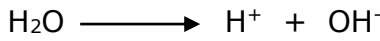
Örneğin, hidroklorik asit, sodyumhidroksitle tepkimeye girdiğinde, sodyum ve klor atomları çözültide kalır. Diğer bir deyimle, bu nötralizasyon tepkimesi bir sodyumklor çözültisi oluşturur.



Sodyumklorür, su buharlaştırılarak çözültiden alınabilir. Bir asit ve bir baz arasındaki nötralizasyon tepkimesi ile meydana gelen bileşiğe **tuz** denir. Sodyumklorür ya da sofratuzu, meydana gelebilecek pek çok değişik tuzdan gerçekten sadece bir tanesidir. Besinlerdeki mineral dediğimiz maddelerin çoğu tuzlardır. Tuzlar vücuttaki işlemler için gerekli, pek çok iyonu sağlarlar.

2-18 pH Ölçeği

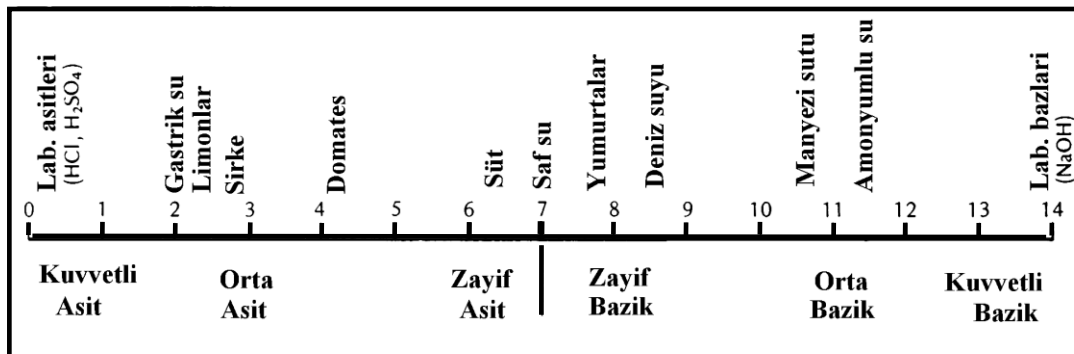
Suyun moleküler bir bileşik olduğunu biliyoruz. Bununla birlikte, herhangi bir anda, su moleküllerinin çok küçük bir kısmı hidrojen ve hidroksil iyonlarına çözüşür:



Her bir su molekülü bir hidrojen iyonu ve bir hidroksil iyonu sağladığından, saf suda bu iyonların her bir çeşidinin sayıları eşittir. Bu yüzden su nötrdür; H^+ veya OH^- iyonları fazlalığı yoktur. Bununla birlikte, su, H^+ iyonlarının belirli bir konsantrasyonuna ve aynı konsantrasyonda OH^- iyonlarına sahiptir.

Bir asit suda çözüldüğünde, H^+ iyonlarının konsantrasyonu artar. Aynı zamanda, OH^- iyonlarının konsantrasyonu azalır. Çünkü, fazla H^+ iyonları ile OH^- iyonları birleşip, çözüşmemiş su molekülleri meydana getirir. Bir baz suda çözüldüğünde ise, OH^- iyonlarının konsantrasyonu artar. Bu da hidrojen iyonlarında bir azalmaya neden olur. Sonuçta, asit çözültelerde H^+ konsantrasyonu saf sudakinden fazla, bazik çözültelerde, H^+ konsantrasyonu daha azdır.

Hidrojen iyonu (H^+) konsantrasyonu **pH** denilen bir birimle gösterilir. pH ölçeği, H^+ 'nın yüksek konsantrasyonları (asit çözülteler), düşük pH değerlerine karşılık gelecek şekilde düzenlenmiştir. Düşük konsantrasyonlar (bazik çözülteler) yüksek pH değerlerine karşılık gelmektedir. pH ölçeği 0 'dan (yüksek derecede asit) 14 'e (yüksek derecede baz) kadar uzanmaktadır. Nötr bir çözültinin pH 'sı 7 'dir. Bu, saf suyun pH 'sıdır (Şekil 2-4). Bu ölçekte bir birimlik her bir değişme, asitlik derecesinin on kat değişmesi demektir.

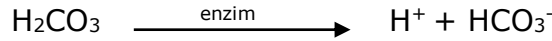


Şekil 2-4. pH Ölçeği

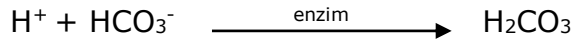
İndikatör, pH'nın belli bir değere yükseldiği veya düştüğü zaman rengi değişen bir maddedir. İndikatörler bir çözeltinin asit veya baz olup olmadığını gösterir, fakat gerçek pH değerini vermezler. pH 'yı daha yakın olarak bulmak için kullanılan özel indikatör kağıtları vardır. Bu kağıtlarla pH 'a bir birimin bir kaç ondalığı içinde belirlenir. Daha doğru ölçümler, çözeltinin elektriksel özelliklerinin ölçülmesi ile çalışan pH metrelerle yapılabilir.

Vücut dokularının pH düzeyleri de vücut faaliyetleri için önemlidir. Örneğin, mide içerikleri, uygun bir sindirimin yürütülmesi için az asit olmalıdır. Vücudun farklı kısımlarında uygun pH düzeylerinin sağlanması homeostasisin rolüdür.

Canlı bünyesinde hücre içi ve dışı sıvıların pH'sının belirli sınırlar içinde kalması çok önemlidir. Biyolojik moleküller (örneğin, enzim molekülleri) pH değişmelerinden çok çabuk etkilenirler. Bu nedenle canlı bünyesinde pH'nın değişmez kalmasını dengeleyen tampon çözeltiler gibi mekanizmalar gelişmiştir. Asit karşısında baz, baz karşısında asit gibi davranarak çözeltilerin pH değerinin değişmesini önleyen çözeltilere **tampon çözelti** denir. İnsan kanının pH'sı 7,4 civarındadır. Kan pH'sı 7'ye düşen veya 7,8'e yükselen bir insan birkaç dakikadan fazla hayatta kalamaz. Kandaki karbonik asit (H_2CO_3) gibi tamponlar pH'daki dalgalanmaları önler. Kan pH'sı yükseldiğinde (asitlik azaldığında) karbonik asit, hidrojen (H^+) ve bikarbonat (HCO_3^-) iyonlarına ayrışır. Artan H^+ iyonları kandaki asitliği arttırarak kan pH'sının normal değerler arasında kalmasını sağlar.



Kan pH'sı düştüğünde (asitlik arttığında) bikarbonat iyonları fazla olan hidrojen iyonlarını kendine bağlar ve asitlik azalarak normale döner.



2-19 Mineraller

Organizmanın bünyesinde az bulunmasına rağmen, canlılığın sürdürülmesi için gerekli olan maddelerdir. Mineraller hücrenin yapısına katılabildiği gibi düzenleyici olarak da görev yapabilirler. Canlı vücudunda sentezlenemedikleri için tüm canlılar mineral ihtiyacını doğadan karşılar. Mineral eksikliği bitki ve hayvanlarda ve diğer tüm canlılarda belirli hastalıkların oluşmasına neden olur.