

TYT - Kimya Konu Özetleri

2.Ünite : Atom ve Periyodik Sistem

1.Konu : Atom Modelleri

2.1.1. DALTON ATOM MODELİ

Demokritos, maddelerin bölünemeyecek kadar küçük taneciklerden oluştuğunu düşünüyordu. Demokritos'un atomla ilgili bu düşüncesinin deneysel bir kanıtı yoktu. Zamanın ünlü filozofları, Demokritos'un düşüncesine katılmadılar. Onların 'Madde atom denilen taneciklerden oluşuyorsa bu tanecikleri bir arada tutan nedir? Kum yığını da taneciklerden oluşur ancak rüzgârla yıkılır. Maddeler neden dağılmıyor?' şeklindeki sorularına Demokritos yanıt veremedi. Üstelik simyacılar da dört element kavramına inanıyordu. Bu nedenle o dönemde, çok az kişi Demokritos'un atom kavramını benimsedi. Atom fikrinin kabul görmesi; doğa olaylarının yalnızca akılla değil gözlem ve deneyle desteklenerek açıklandığı 19. yüzyılda, modern bilimin ve kimyanın gelişmesiyle mümkün olmuştur.

Atomla ilgili düşüncelerine ilk kez deneysel kanıtlar sunan, İngiliz bilim insanı John Dalton'dır (Can Daltın). John Dalton yaptığı deneylerin sonuçlarını açıklayabilmek için kendi adıyla anılan bir atom modeli geliştirmiştir.

Dalton'ın atomla ilgili görüşleri şunlardır:

1. Madde, atom adı verilen çok küçük, görülemeyen ve bölünemeyen içi dolu küre şeklindeki (Şekil 2.1.1) taneciklerden oluşmuştur.
2. Bir elementin bütün atomlarının kütle, şekil, biçim ve hacim gibi özellikleri aynıdır. Bir elementin atomları, diğer bütün elementlerin atomlarından farklıdır.
3. Kimyasal tepkimeler, atomların düzenlenme türünün ve birleşme şeklinin değişmesiyle oluşur. Atomlar, kimyasal tepkimelerde oluşmaz ve bölünmez.

Dalton'ın Atom Modeli, o zamanki bilim insanları tarafından benimsenmişti. Ancak 'Bir elementin atomu neden diğer elementlerin atomlarından farklı davranıyordu? Atomun yapısı nasıldı? Atom gerçekte bölünemez miydi?' soruları hâlâ yanıtlanamamıştı. 1839'da Micheal Faraday (Maykıl Feredey), elektriğin maddeler üzerinde oluşturduğu değişimle ilgili yaptığı deneyler sonucunda, atomun yapısının elektrikle ilişkili olduğunu savundu. Sonrasında yapılan deneyler de Faraday'i doğruluyordu. Atom, elektrik yüklü tanecikler içeriyordu. Öyleyse atom, Dalton'un savunduğu gibi bölünemez değildi.

2.1.2. THOMSON ATOM MODELİ – ÜZÜMLÜ KEK MODELİ

1870'li yıllarda William Crookes (Viliyim Kıraks), havası hemen hemen tamamen boşaltılmış cam tüp içinden elektrik akımı geçirdiğinde, elektrik akımının yolunu (parıldama) gözlemledi. Sonrasında, bu deney tüplerin içine hava dışında düşük basınçta farklı gazlar kullanılarak da yapıldı. Parıldamayı daha iyi görmek için cam yüzeye bazı maddeler sürüldü. Bu şekilde yapılan deneylerde de parıldamanın katottan (negatif yüklü elektrot) anoda (pozitif yüklü elektrot) doğru bir ışın olarak gerçekleştiği gözlemlendi.

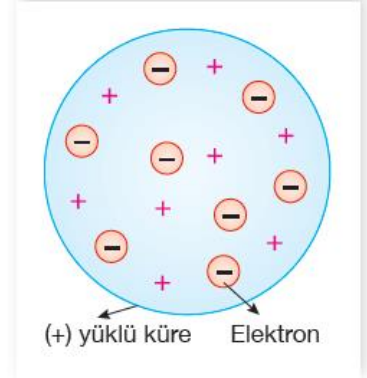
Işınlar, katottan yayıldığı için katot ışınları olarak adlandırıldı. Sonraki yıllarda, katot ışınlarının aslında ışın değil tanecik demeti olduğu anlaşıldı. Hatta bu tanecik demetinin negatif yükler taşıdığı ve her maddede bulunduğu deneylerle gösterildi. Bir şeyin tanecik olduğu nasıl kanıtlanabilirdi? Bunun bir yolu, kütlesini ölçmektir.

1897 yılında Joseph John Thomson (Jozif Can Tamsın) katot ışınları ile birçok deney yaptı. Thomson, katot ışınlarının negatif taneciklerden oluştuğu ve tüpte bulunan gazdan kaynaklandığı sonucuna vardı. Hatta bu taneciklerin elektrik ve manyetik alandaki sapmasından yararlanarak elektriksel yük/kütle oranını hesapladı. Negatif yük taşıyan bu taneciklere bilim insanı, G. Stoney'in önerdiği gibi elektron adını verdi.



Resim 2.1.3: Thomson, atom modelini üzümlü keke benzetmiştir.

Thomson, atom nötral olduğuna göre atomda, elektrona (negatif yüke) eşit pozitif yükün bulunması gerektiğini de belirtmiştir. Bu bilgiler ışığında Thomson, Dalton'dan farklı bir atom hayal etmiş, yeni bir atom modeli geliştirmiştir. 'Üzümlü Kek Modeli' olarak da adlandırılan bu modelde üzümler elektronları, kekin hamuru da atomdaki (+) yüklü küreyi temsil eder (Görsel 2.1.3). Başka bir deyişle atom, pozitif yüklü kürenin içinde elektronların dağıldığı yapıdadır (Şekil 2.1.2).



Şekil 2.1.2: Thomson Atom Modeli

Thomson'un atomla ilgili varsayımları şunlardır:

1. Atom, yarıçapı 10–8 cm olan bir küre şeklindedir.
2. Nötr bir atomda pozitif yük sayısı, elektron sayısına eşit olup (+) ve (–) yükler toplamı sıfırdır.
3. Elektronlar, pozitif yük içinde üzümlü kekin üzümleri gibi dağılmıştır. Elektronların kütlesi, ihmal edilecek kadar küçüktür. Bu nedenle atom kütlesini hemen hemen (+) yükler oluşturur.

Zamanla Thomson Atom Modeli, yapılan deney sonuçlarını desteklemediği için geçerliliğini yitirdi. Thomson Atom Modeli'nin yerine hangi atom modeli ortaya çıktı?

1886 yılında, Eugen Goldstein (Ogin Goldştayn) tarafından, atomda pozitif yüklerin varlığı 'kanal ışınları (pozitif yüklü tanecik demeti)' ile kanıtlanmıştır. Goldstein, elektronunu kaybetmiş hidrojenin (H^+ iyonu) en küçük pozitif yüklü tanecik olduğunu saptamış ve bu taneciğe proton adını vermiştir.

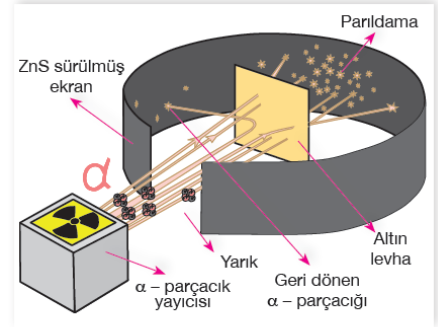
Protonun varlığı kanıtlandıktan sonra 'Atomda protonlar (pozitif yükler) Thomson'un söylediği gibi mi dağılmıştır? Bu yükler nasıl düzenlenmiştir?' 'Atomun kütlesini pozitif yükler mi oluşturur?' gibi soruların yanıtını Thomson'un atom modeli açıklayamamıştır. Bu soruların yanıtı Ernest Rutherford'tan (Örnist Radırfirt) gelmiştir.

2.1.3. RUTHERFORD ATOM MODELİ – ÇEKİRDEKLİ ATOM MODELİ

1907 yılında, Henri Becquerel (Henri Bekerel); bazı maddelerin kendiliğinden, gözle görülmeyen yüksek enerjili ışıma [radyasyon; alfa (α), beta (β) parçacıkları ve gama (γ) ışınları] yayarak parçalandıklarını buldu. Bu parçacıklar, çok ince metal levhalardan kolaylıkla geçebilmekte ve çinko sülfürlü veya fosforlu yüzeylere çarptıklarında ışıltı yapmaktadır.

Ernest Rutherford ve arkadaşları, yaptıkları bir deneyde radyoaktif bir kaynaktan çıkan α -parçacıklarını, iğne ucu kalınlığındaki bir yarıktan geçirip çok ince altın levha üzerine gönderdiler. Bu levhanın çevresinde çinko sülfür (ZnS) sürülmüş bir ekran vardı (Şekil 2.1.3). Aynı deneyi altın yerine başka metal levhalar kullanarak da yaptılar. ' α -Parçacıkları Saçılma Deneyi' olarak bilinen bu deneylerden Thomson Atom Modeli'ni düşündüğünüzde nasıl bir sonuç beklersiniz? Sizin de tahmin edeceğiniz gibi Rutherford, α -parçacıklarının atomun içinden hemen hemen hiç sapmadan geçmesini bekliyordu. Çünkü Thomson Atom Modeli'ne göre,

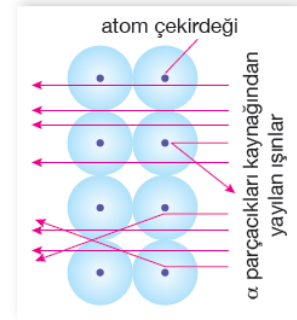
atomdaki (+) ve (-) yük, tüm atoma dağılmıştı. α -parçacıkları (+) yüklü olduğundan bu yüklerin arasından sapmadan ya da çok az saparak geçmeliydi. Rutherford, yapılan deneylerin sonucunda, α -parçacıklarının çoğunun metal levhaların içinden sapmadan ya da çok az sapma yaparak geçtiğini gördü (Şekil 2.1.3). Ancak bazı α -parçacıklarının, büyük bir açı ile saptığını fark etti. Çok azının ise geldiği yöne doğru geri teptiğini gözlemledi.



Şekil 2.1.3: α - Parçacıkların Saçılma Deneyi'nin şeması

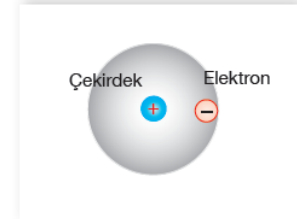
Rutherford, α-Parçacıkları Saçılma Deneyi'nin sonuçlarını açıklayabilmek için yeni bir atom modeli önerdi. Buna göre;

1. Atomdaki (+) yüklerin tümü, atomun içinde yoğun olarak ve merkezî bir bölgede toplanmıştır. Bu bölge 'çekirdek'tir (Şekil 2.1.4 ve Şekil 2.1.5). Çekirdekteki (+) yüklü taneciklere proton adı verilir.
2. Çekirdeğin kütlesi atomun kütlesinin çoğunu (%99,9 dan fazla) oluşturur. Ancak çekirdeğin kapladığı hacim, atomun hacminin çok küçük ($1/10^{13}$ ü) bir kısmıdır. Yani atomun çapı 10-10 m, çekirdeğin çapı ise 10-15 m'dir. Bu nedenle, atomun büyük bölümü boşluktur.
3. Atomda elektronlar, çekirdekten belli bir uzaklıktadır ve çekirdeğin etrafına yayılmıştır.
4. Atom, nötrlüğünü sağlamak üzere proton sayısına eşit elektron bulundurmaktadır.
5. Çekirdekteki proton sayısı; bir elementin tüm atomlarında aynı, farklı elementin atomlarında ise farklıdır.
6. Protonların toplam kütlesi, yaklaşık atom kütlesinin yarısı kadardır. Öyleyse atomda yüksüz tanecikler de bulunmalıdır.



Şekil 2.1.4: Rutherford'ın yaptığı α - Parçacıkların Saçılma Deneyi'ndeki gözlemlerini kendi önerdiği atom modeli ile açıklaması (α - parçacıklarının altın atomlarından geçişi)

Rutherford Atom Modeli'nin eksikliklerinden biri, elektronların hareketlerini ve atomdaki yerleşim düzenini açıklayamamasıdır. Ayrıca bu model, (-) yüklü elektronların neden (+) yüklü çekirdek üzerine düşmediği sorusunu da cevaplayamamaktadır.



Şekil 2.1.5: Rutherford Atom Modeli

Rutherford ve diğer araştırmacılar, atom çekirdeğinde yüksüz tanecik bulunabileceğini öngördüler. 1932'de, İngiliz fizikçi James Chadwick (Ceymis Çedvik), ince bir berilyum levhasını α -parçacıklarıyla bombardıman ettiğinde, berilyum metali çok yüksek enerjili tanecik demeti yaydı. Daha sonraki deneyler; bu tanecik demetinin protonun kütlesinden biraz daha büyük bir kütleye sahip, elektrik yükü taşımayan nötr taneciklerden oluştuğunu gösterdi. Chadwick bu taneciklere nötron adını verdi. Artık atomun; proton, elektron ve nötron tanecikleri içeren bir yapıda olduğu biliniyordu.

2.1.4. BOHR ATOM MODELİ – KATMANLI ATOM MODELİ

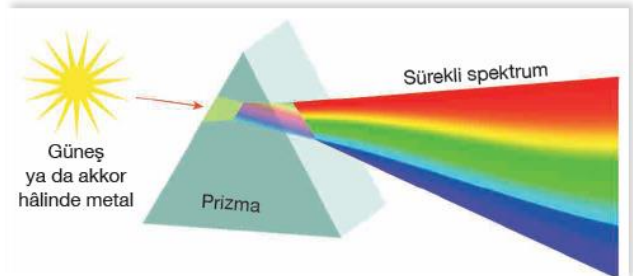
Rutherford Atom Modeli, atomdaki elektronların yerini ve hareketlerini açıklayamamıştır. Fizik yasalarına göre, artı yüklü protonların eksi yüklü elektronları çekmesi sonucu, elektronların çekirdeğe yapışması gerekir. Fakat atomda böyle bir durum söz konusu değildir.

Elementler, ısıtıldıklarında ya da bunlara elektrik enerjisi verildiğinde kendilerine özgü ışın yayar. Yayılan ışının oluşturduğu renk ve diğer özellikleri elementin, dolayısıyla atomun cinsine göre değişir. Öyleyse atomun yapısı ile ışık ışını arasında bir ilişki vardır. Rutherford

Atom Modeli'nin açıklayamadığı bu durum, Danimarkalı fizikçi Niels Bohr (Nils Bohr) tarafından açıklandı.

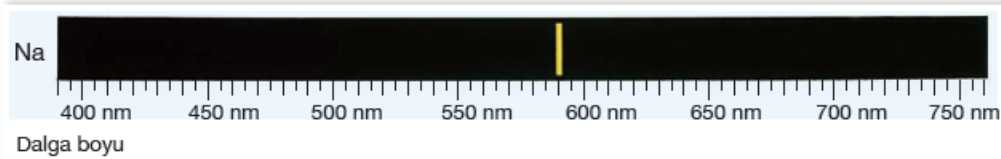
Işık, elektromanyetik bir dalgadır. Dolayısıyla dalga boyundan, frekans ve enerjisinden bahsedilir. Dalga, enerjinin taşınma biçimidir. Enerjinin, elektromanyetik dalgalar hâlinde yayılıp iletilmesine, elektromanyetik ısıma denir.

Güneş ışınları bir prizmadan geçerse mor renkten kırmızıya kadar geniş bir renk bandı oluşur. Bu banda ışık tayfı ya da ışık spektrumu denir (Şekil 2.1.6). Güneş ışığının spektrumunda renkler arası geçişler kesikli değil, devamlıdır. Böyle spektrumlara sürekli spektrum denir. Sürekli spektrumun en güzel örneği, yağmurdan sonra oluşan gökkuşağıdır. Yağmur damlaları prizma görevi yaparak Güneş'ten gelen beyaz ışığı kırar. Böylece değişik renkte ışık ortaya çıkmasını sağlar. Işık kaynağı olarak Güneş ışığı yerine akkor hâline kadar kızdırılmış metal (örneğin tungsten) kullanılırsa yine sürekli spektrum oluşur (Şekil 2.1.6).



Şekil 2.1.6: Güneş ışınları (beyaz ışık) ya da akkor hâline gelmiş metalin yaydığı ışınlar, prizmadan geçirilirse sürekli spektrum oluşur.

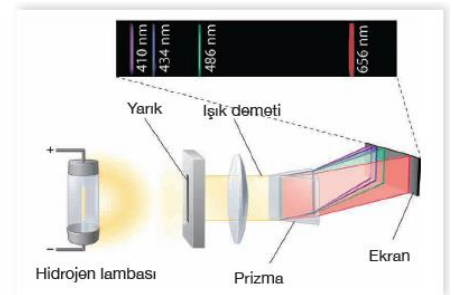
Bir elementin atomları dışarıdan belirli miktarda enerji alırsa yani enerji soğursa (absorblarsa) ışınlar yayar (emisyon). Bir elementin atomunun yaydığı ışınların tamamı, o elementin spektrumunu oluşturur. Örneğin ısıya dayanıklı (krom-nikel) bir tel, tuzlu suya batırıldıktan sonra aleve tutulursa alevde sarı ışık görülür. Sarı ışığa neden olan tuzdaki sodyumdur. Sodyumun yaydığı bu sarı ışık ışınları bir prizmadan geçirilirse sarı renkli çizgi meydana gelir (Görsel 2.1.8). Renkli çizgi sürekli değildir. Böyle, sürekli olmayan kesikli spektrumlara atom spektrumu veya çizgi spektrumu denir. Çıplak gözle, ancak spektrumdaki belirli renkler algılanabilir. Ultraviyole (morötesi) veya infrared (kızılötesi) gibi görünmeyen bölgelerdeki çizgiler ise spektrometre denilen aletle incelenir. Çizgi spektrumları, emisyon (yayma/ yayınım) ve absorpsiyon (soğurma) olmak üzere iki türde oluşabilir.



Resim 2.1.8: Sodyum atomunun çizgi (emisyon) spektrumu (nm, nanometre olarak ışığın dalga boyunu göstermektedir. 1 nm, 10^{-9} m'dir.)

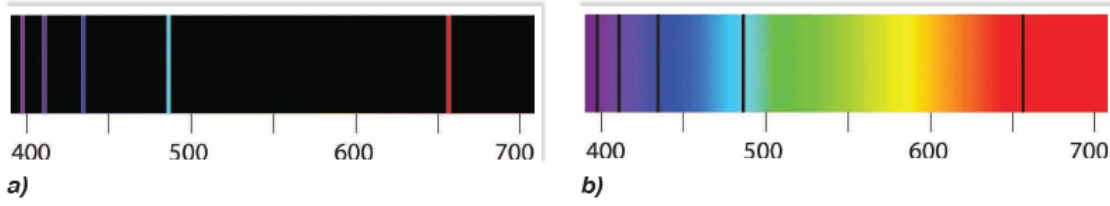
Emisyon (yayınım) spektrumu, enerji verilerek uyarılmış bir örnekten yayılan ışınların bir prizmadan geçirilip bunun fotoğraf filmi (ekran) üzerine düşürülmesi ile oluşturulur (Şekil 2.1.7 ve Görsel 2.1.9 a).

Absorpsiyon (soğurma) spektrumu ise uyarılmamış (enerji verilmemiş) örnek içinden geçen beyaz ışık ışınlarının (Güneş ışınları) bir kısmının soğurulması ve prizmadan da geçtikten sonra film üzerine düşürülmesiyle oluşturulur (Görsel 2.1.9 b).

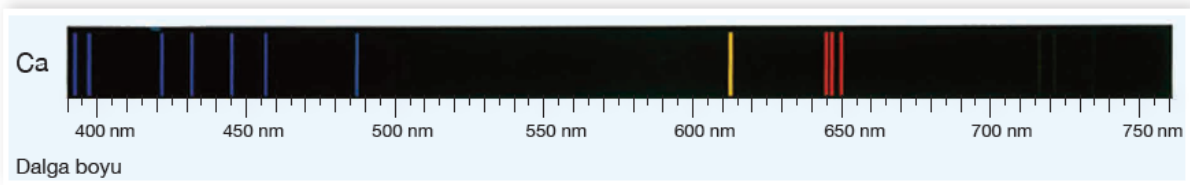


Şekil 2.1.7: Hidrojen lambasının verdiği ışığın cam prizmadan geçişi ve bunun sonucu oluşan yayınım spektrumu

Hidrojenin soğurma ve yayınım spektrumunda (Görsel 2.1.9) çizgilerin aynı yerde oluşması, hidrojen atomunun belirli ışınları yaymakta ve soğurabilmekte olduğunu gösterir.



Resim 2.1.9: a) Hidrojen elementinin yayınım çizgi spektrumu (Sayılar nanometre olarak ışınların dalga boyu göstermektedir.) b) Hidrojen elementinin soğurma çizgi spektrumu (İki spektrumda da çizgilerin aynı yerde olduğu ancak soğuma spektrumunda çizgilerin siyah olduğuna dikkat ediniz.)



Resim 2.1.10: Ca'un çizgi yayınım (emisyon) spektrumu görüntüsü

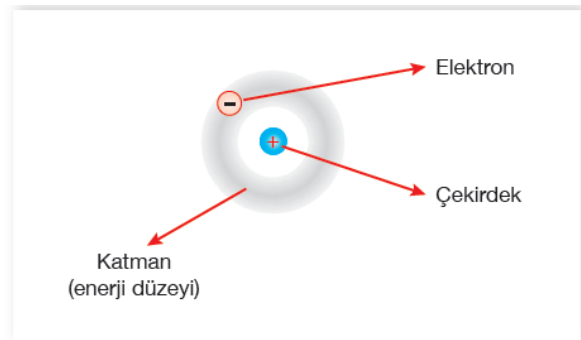
Görsel 2.1.8 ve 2.1.10'da görüldüğü gibi hidrojenden başka atomlar da ısıtıldıklarında belirli ışınlar yaymaktadır. Öyleyse çizgi spektrumları, bir atom için ayırt edici özelliştir. Başka bir deyişle çizgi spektrumuna bakarak o spektrumun hangi atoma, dolayısıyla elemente ait olduğunu belirleyebiliriz. Katı veya gaz hâldeki her atom, ısıtıldığında kendine özgü bir ışın yaymaktadır. Bu durumun atomun yapısı ile ilgisi nedir? Neden atomlar kendine özgü, parmak izi ya da barkod gibi birbirinden farklı spektrum oluşturur?

Bu soruların yanıtı Danimarkalı fizikçi Niels Bohr'dan gelmiştir. Bohr, hidrojen gazı içeren boşalma (deşarj) tüpleriyle deneyler yaptı. Hidrojen atomlarının oluşturduğu çizgi spektrumlarını inceledi. Bu spektrumların, atomdaki elektronların hareketlerinden kaynaklandığını savundu. Çalışmalarının sonucunda yeni bir atom modeli ortaya attı. Bohr, modelinde hem hidrojen atomu ile ışık arasındaki ilişkiyi açıklamış hem de elektronların neden atom çekirdeğine düşmediği sorusunu yanıtlamıştır.

Bohr Atom Modeli'nin varsayımları şunlardır:

1. Atomda elektronlar, belirli enerjiye sahip dairesel yörüngelerde bulunabilir. Bu yörüngelere enerji düzeyleri (seviyeleri) katmanları ya da kabukları denir. Katmanların ortak merkezi, çekirdektir. Her katman; K, L, M, N, O ... gibi bir harf veya 1, 2, 3, 4, 5 ... gibi bir n sayısı ile gösterilir (Şekil 2.1.8).

2. Elektron, içinde hareket ettiği katmana göre belli bir enerjiye sahiptir. Çekirdeğe en yakın olan katmandaki elektronu, çekirdek, en fazla kuvvetle çeker ve elektronun enerjisi en az seviyededir. Çekirdekten uzaklaştıkça elektronun enerjisi artar. Elektronun enerjisi, hiçbir zaman katmanlar arasındaki bir değerde olamaz (Şekil 2.1.8). Spektrumların kesikli olması bunu gösterir.

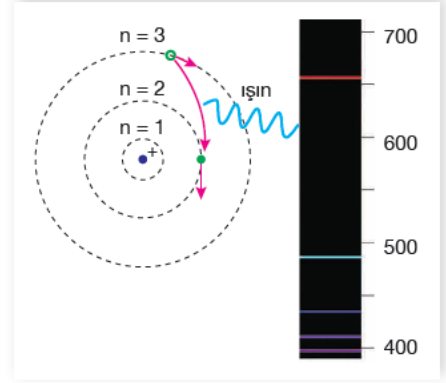


Şekil 2.1.8: Bohr Atom Modeli'ne göre hidrojen atomunun yapısı

3. Atomdaki elektronlar, en düşük enerjili katmanda ve çekirdeğe mümkün olan en kısa mesafede bulunur. Bu enerji düzeyine

temel hâl düzeyi denir. Temel hâldeki atom, kendiliğinden enerji yani ışık ve ısı yaymaz. Elementler bir elektrik arkı veya bunsen beki ile ısıtıldığında (enerji aldığı anda), atomlarındaki elektronlar, enerji soğurarak daha yüksek enerjili katmanlara geçer. Bu durumdaki atoma atomun uyarılmış hâli denir.

Uyarılmış atom, yüksek enerjili olduğu için kararsızdır. Bu atomdaki elektron, yüksek enerjili katmandan daha düşük enerjili katmana geçerken atom belirli miktarda enerji (ışın) yayar ve temel hâle döner (Şekil 2.1.9). Bu ışının kendine özgü bir çizgi spektrumu vardır (Görsel 2.1.8 ve 2.1.9). Atom, enerji soğurmakta (absorbsiyon) ve enerji yaymaktadır (emisyon). Öyleyse spektrumdaki her çizgi, enerjisi farklı bir elektrona karşılık gelir.



Şekil 2.1.9: Uyarılmış bir hidrojen atomundaki elektronun yüksek enerjili katmandan ($n = 3$) düşük enerjili katmana ($n = 2$) geçerken ışın yayması

Bohr Atom Modeli'nin Yetersizlikleri

Bohr Atom Modeli, hidrojen atomunun ve tek elektronlu iyonların (He^+ , Li^{2+}) davranışlarını başarıyla açıklamıştır. Buna karşın, Bohr Atom Modeli'nin tahmin ettiği çok elektronlu atom ve iyonların yayınım spektrumları, deneysel bulgularla uyuşmuyordu. Ayrıca elektronların belirli çembersel yörüngeler izlediği ile ilgili kanıt yoktu. Çünkü elektronlar çok hızlı hareket ediyordu ve bu nedenle izlediği yolu belirlemek mümkün değildi. Ayrıca elektronun tanecik özelliği gösterdiği durumlar yanında, dalga özelliği gösterdiği davranışlar da vardı. Tüm bu deneysel bulguların Bohr Atom Modeli'yle açıklanamayacağı gösterilmiştir.

Bohr Atom Modeli, sayılan yetersizlikleri sebebiyle, on iki yıl geçerliliğini koruduktan sonra yerini Modern Atom Teorisi'ne bırakmıştır.

Modern Atom Teorisi'nde, elektronun bulunduğu belirli bir yerden söz edilemez. Bunun yerine elektronların bulunabileceği olası hacimsel bölgeden söz edilir. Bu bölge bir pervanenin dönerken oluşturduğu görüntü gibi (bulut) ifade edilebilir. Elektronların hareket ederken oluşturduğu bölgeler buluta benzetildiği için Modern Atom Teorisi 'Bulut Modeli' olarak da adlandırılır.

Elektronun çekirdekten sonsuz uzaklaştırılması sırasında ($n = \infty$) elektronla çekirdeğin arasındaki çekim kuvveti yok olur. Bu durumda, elektronun potansiyel enerjisi sıfırdır. Böylece elektron, atomlardan tamamen koparılmış olur. Bu olaya iyonlaşma denir.

9.Sınıf Kimya Konu Özetleri

2.Ünite : Atom ve Periyodik Sistem

2.Konu : Atomun Yapısı

Dalton, atomu tek parça hayal ederken sonraki bilim insanları atomun kendinden daha küçük taneciklerden oluştuğunu kanıtlamışlardır.

Adını Avrupa Nükleer Araştırma Merkezi anlamına gelen Fransızca "Conseil Européen pour la Recherche Nucléaire" sözcüklerinden alan CERN'de yapılan deneyler, atom altı taneciklerle ve atomun yapısıyla ilgili önemli bilgiler ortaya koymuştur.

ATOM ALTI TANECİKLER

Atom; proton, nötron ve elektron olmak üzere üç temel tanecikten oluşmuştur. Ancak hidrojen atomunda nötron bulunmaz. Atom çekirdeğinde proton ve nötronlar ile çekirdek çevresinde elektronlar bulunur. Bunların kütle ve yükleri, Tablo 2.2.1'de verilmiştir.

Tablo 2.2.1: Atomu oluşturan temel taneciklerin özellikleri

Tanecik	Simgesi	Yük (C)	Bağıl Yük	Kütle (kg)	Bağıl Kütle (akb)	Bulunduğu Yer
Proton	p ya da p^+	$+1,60.10^{-19}$	+1	$1,673.10^{-27}$	$1,0078 \approx 1$	Çekirdek
Nötron	n ya da n^0	0	0	$1,675.10^{-27}$	$1,009 \approx 1$	Çekirdek
Elektron	e ya da e^-	$-1,60.10^{-19}$	-1	$9,109.10^{-31}$	$0,0005487 \approx 0$ (1/1840)	Çekirdek etrafı (Elektron bulutu)

Tablo incelendiğinde, atom altı taneciklerin kütle ve yükleri makro düzeyde kullandığımız birimlerle ifade edildiğinde, çok küçük sayısal değerler karşımıza çıkmaktadır. Bu nedenle küçük ölçekteki kütleler ifade edilirken atomik kütle birimi (akb) kullanılır. 1 akb, yaklaşık 1 hidrojen atomu kütlesine eşittir. Atom altı taneciklerin yükleri ifade edilirken ise bağıl yük kullanılır. Bağıl yükte 1 protonun yükü, 1 birim kabul edilir. Buna göre, protonun yükü +1, elektronunki ise -1 dir. Bağıl yük ve bağıl kütle, kullanım kolaylığı nedeniyle daha fazla kullanılır.

Atomda, 1940'larda ve sonraki yıllarda, proton, nötron ve elektron temel taneciklerinden başka çok sayıda parçacığın da bulunduğu fark edilmiştir. Buna karşın atomların gözlemlenen davranışlarının çoğunu proton, nötron ve elektron sayıları belirler. Atom çekirdeğindeki proton sayısına atom numarası denir. Atom numarası, Z ile gösterilir. Her elementin proton sayısı, dolayısıyla atom numarası farklıdır. Kimyasal ya da fiziksel değişimlerde atomların proton sayısı aynı kalır.

Atom numarası (Z) = Proton sayısı (p) = Çekirdek yükü
Nötr bir atomda proton sayısı, elektron sayısına (e) eşittir.

$$Z = p = e$$

Elektronun kütlesi, proton ve nötron kütlesinin yaklaşık 1840'da biri kadardır (Tablo 2.2.1). Başka bir deyişle, proton ve nötronun kütlesine göre çok küçüktür. Bu nedenle atom kütlesi, yaklaşık olarak çekirdek kütlesine eşit kabul edilir. Atom çekirdeğindeki proton ve nötrona "nükleon" denir. Bir atomdaki proton ve nötronun toplam sayısına atomun kütle numarası denir ve A ile gösterilir. Bu durumda kütle numarası = nükleon sayısıdır.

$$A = p + n$$

Kütle numarası
Proton sayısı
Nötron sayısı

Bir element X sembolüyle gösterilirse atom ve kütle numarasının sembol üzerindeki yeri, A_ZX şeklinde yazılır. Örneğin karbon atomunun atom numarası 6, kütle numarası ise 12'dir. Bu durumda atom numarası ve kütle numarasını sembol üzerinde ${}^{12}_6C$ şeklinde gösterebiliriz.

Nötr (yüksüz) bir atomda atom numarası = çekirdek yükü = proton sayısı = elektron sayısı, yüklü bir atomda (iyonda) ise iyon yükü = proton sayısı – elektron sayısı eşitliği vardır.



Dikkat

A ve Z'nin alfabemizin ilk ve son harfleri olduğuna dikkat ederseniz bunları, element sembolü üzerinde nereye yazacağını karıştırmazsınız. Ayrıca atom kütlesi ile kütle numarası, farklı kavramlardır. Kütle numarası, proton ve nötron sayılarının toplamıdır. Bu nedenle sayısal değeri ondalıklı değildir. Birimi yoktur. Atom kütlesi ise atomun tüm tanecikleriyle beraber kütlesidir. Bu nedenle ondalıklı olabilir. Birimi, kütle birimidir.

Şimdi, aşağıdaki örneklerde kütle numarası, nötron sayısı, proton sayısı, elektron sayısı ile ilgili hesaplamalar yapalım:

Örnek

Aşağıdaki atomlardan her birinin atom ve kütle numaralarını; proton, nötron ve elektron sayılarını bulunuz.

a. ${}^{40}_{20}Ca$

b. ${}^{80}_{35}Br$

c. ${}^{27}_{13}Al$

Çözüm

a. ${}^{40}_{20}Ca$ Atom numarası: 20
Kütle numarası: 40
 $p = 20$
 $A = p + n$
 $40 = 20 + n$
 $40 - 20 = n$
 $20 = n$
Atom yüksüz olduğundan
 $p = e$
 $p = 20 \Rightarrow e = 20$

b. ${}^{80}_{35}Br$ Atom numarası: 35
Kütle numarası: 80
 $p = 35$
 $A = p + n$
 $80 = 35 + n$
 $80 - 35 = n$
 $45 = n$
Atom yüksüz olduğundan
 $p = e$
 $p = 35 \Rightarrow e = 35$

c. ${}^{27}_{13}Al$ Atom numarası: 13
Kütle numarası: 27
 $p = 13$
 $A = p + n$
 $27 = 13 + n$
 $27 - 13 = n$
 $14 = n$
Atom yüksüz olduğundan
 $p = e$
 $p = 13 \Rightarrow e = 13$

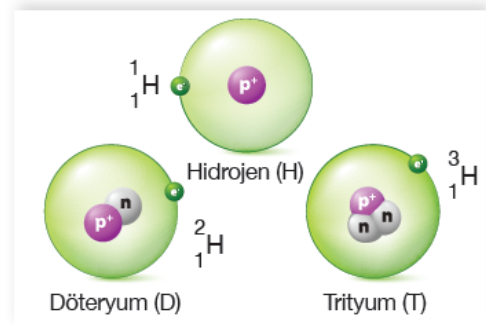
İzotop Atomlar

Frederick Soddy (Frederik Sodî), 1910 yılında radyoaktiflikle ilgili çalışmaları sırasında uranyum elementinin farklı kütlerde uranyum atomları içerdiğini bulmuştur. Farklı kütledeki bu atomları **izotop** olarak adlandırmıştır.

İzotop atomları, aynı elementin atomları oldukları için bunların proton sayıları aynı, nötron sayıları farklıdır. Bunun sonucunda kütle numaraları farklı, atom numaraları aynı olur. Kısaca izotop atomlar, aynı elementin nötron sayıları farklı atomlarıdır (Şekil 2.2.1).

İzotop atomlar, element adından sonra araya çizgi çekilip kütle numarası yazılarak ya da sembolde kütle numarası belirtilerek gösterilir. Örneğin Bor –11 ya da ${}^{11}B$ gibi.

Ancak hidrojenin izotoplarının ayrıca özel adları ve sembolleri vardır (Şekil 2.2.1).



Şekil 2.2.1: Hidrojenin izotopları

Örnek

Atom numarası 17 olan klor elementinin klor – 35 ve klor – 37 olmak üzere iki izotopu vardır. Bunların proton, nötron ve elektron sayılarını bulup element sembolü üzerinde gösteriniz.

Çözüm

Klor – 35 için

Atom numarası = proton sayısı = elektron sayısı

$$z = p = e = 17$$

Kütle numarası (A) = 35

$$A = p + n$$

$$35 = 17 + n$$

$$n = 18$$

Atom ve kütle numarası sembol üzerinde

$^{35}_{17}\text{Cl}$ şeklinde gösterilir.

Klor – 37 için

Atom numarası = proton sayısı = elektron sayısı

$$z = p = e = 17$$

Kütle numarası (A) = 37

$$A = p + n$$

$$37 = 17 + n$$

$$n = 20$$

Atom ve kütle numarası sembol üzerinde

$^{37}_{17}\text{Cl}$ şeklinde gösterilir.

İzotoplar doğada bulunabildiği gibi yapay olarak da üretilir. Doğada izotopların bulunma yüzdeleri farklıdır. Örneğin klor için doğadan rastgele alınan bir örnekteki 100 klor atomundan 75'inin kütle numarası 35; 25'inin kütle numarası ise 37'dir. İzotopların kimyasal özelliği aynı, fiziksel özelliği farklıdır.

İzoton Atomlar

Aşağıdaki tabloda iki element atomunun elektron, proton ve nötron sayıları ile atom ve kütle numaraları verilmiştir.

Atomlar	Atom Numarası	Kütle Numarası	Elektron Sayısı	Proton Sayısı	Nötron Sayısı
$^{37}_{17}\text{Cl}$	17	37	17	17	20
$^{39}_{19}\text{K}$	19	39	19	19	20

Tablo incelendiğinde, bu iki atomun nötron sayılarının aynı olduğu görülür. Çekirdeklerindeki nötron sayısı aynı olan iki ya da daha fazla atoma izoton atomlar denir.

Dikkat ederseniz izoton atomlar farklı elementin atomlarıdır. Bu nedenle izoton atomların fiziksel ve kimyasal özellikleri tamamen farklıdır.

İzobar Atomlar

Aşağıdaki tabloda iki element atomunun elektron, proton, nötron sayıları ile atom ve kütle numaraları verilmiştir.

Atomlar	Atom Numarası	Kütle Numarası	Elektron Sayısı	Proton Sayısı	Nötron Sayısı
$^{14}_6\text{C}$	6	14	6	6	8
$^{14}_7\text{N}$	7	14	7	7	7

Tablo incelendiğinde, bu iki atomun kütle numaralarının aynı olduğu görülür. Kütle numaraları aynı ancak atom numaraları farklı atomlara izobar atomlar denir. İzobar atomlar farklı elementin atomları oldukları, dolayısıyla farklı proton ve elektron sayılarına sahip oldukları için bunların kimyasal ve fiziksel özellikleri farklıdır.

İzoelektronik Tanecikler (Atom, İyon, Molekül vb.)

Aşağıdaki tabloda oksijen ve magnezyum iyonları ile neon atomunun elektron, proton ve nötron sayıları, atom ve kütle numaraları verilmiştir.

Tanecikler	Atom Numarası	Kütle Numarası	Elektron Sayısı	Proton Sayısı	Nötron Sayısı
$^{16}_8\text{O}^{2-}$	8	16	10	8	8
$^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	12	24	10	12	12
$^{20}_{10}\text{Ne}$	10	20	10	10	10

Tablo incelendiğinde, bu taneciklerin elektron sayılarının aynı olduğu görülür. Elektron sayıları aynı olan taneciklere izoelektronik tanecikler denir. Tablodaki izoelektronik taneciklerin katman elektron dağılımı konusunda ne söyleyebilirsiniz? Moleküller de izoelektronik olabilir. Bu tür moleküller, ileri düzey kimyanın konusudur.

9.Sınıf Kimya Konu Özetleri

2.Ünite : Atom ve Periyodik Sistem

3.Konu : Periyodik Sistem

2.3.1. PERİYODİK SİSTEMLE İLGİLİ ÇALIŞMALAR

1669 yılında Hennig Brand (Henning Brand), deneyler sonucunda fosforu bulmuştur. Böylece elementler, deneme yanılma yolu dışında deneysel olarak da bulunmaya başlanmıştır. 1869 yılına gelindiğinde altmış üç kadar element biliniyordu. Zamanla bu elementlerin fiziksel ve kimyasal özellikleri arasındaki benzerlikler üzerinde çalışılıp elementler gruplandırıldı. Elementlerin benzer özelliklerine göre gruplanmasıyla ilgili günümüzdekine benzer ilk gruplandırma ise 1869 - 1870 yıllarında Lothar Meyer (Lothar Meyer) ve Dimitri Mendeleev tarafından yapılmıştır.

Mendeleev'in Periyodik Sistem Üzerine Yaptığı Çalışmalar

Dimitri Mendeleev ve Lothar Meyer birbirlerinden habersiz olarak elementleri artan kütlelerine göre sıraladıklarında, her ikisi de elementlerin bazı özelliklerinin periyodik (belirli aralıklarla tekrarlanan) olduğunu gördü. Mendeleev bu çalışmaları daha da geliştirdi. Mendeleev, altmış üç elementten oluşan tablosunda, on iki yatay sıra ve sekiz dikey sütun (grup) kullandı (Tablo 2.3.1). Her grubun hidrojen, oksijen ve klor elementleriyle yapabileceği bileşiklerin genel formüllerine de yer verdi. Aynı grupta bulunan elementlerin fiziksel ve kimyasal özelliklerinin birbirine benzediğini gördü. Bu buluşu ile Mendeleev, kimyaya "elementlerin aileleri (grup)" kavramını kazandırdı.

Mendeleev, periyodik tablosunda, keşfedilecek başka elementler olabileceğini öngörerek bazı yerleri boş bıraktı ve bu keşfedilecek elementlerin özelliklerini tahmin etti (Tablo 2.3.1). Örneğin o tarihlerde bilinmeyen galyum (Ga) elementinin yerini boş bıraktı. Alüminyum (Al) elementinin özelliklerinden yola çıkarak galyumun erime ve kaynama sıcaklığı ile atom kütlelerini tahmin etti ve elemente "eka alüminyum" adını verdi. 1875 yılında Fransız bilim insanı Lecoq de Boisbaudran (Lökok dö Baubodran) galyum (Ga) elementini keşfetti; böylece galyum elementinin belirlenen özellikleri Mendeleev'in tahminlerini doğruladı (Tablo 2.3.2).

Tablo 2.3.1: Mendeleev'in 1871 yılında son şeklini verdiği periyodik tablosu

S I R A	Grup I	Grup II	Grup III	Grup IV	Grup V	Grup VI	Grup VII	Grup VIII
	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
	RCI	RCI_2	RCI_3	RCI_4 RH_4	RH_3	RH_2	RH	
1	H = 1		B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	Fe = 56, Co = 58,5
2	Li = 7	Be = 9,4	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	Ni = 59,1, Cu = 63,3
3	Na = 23	Mg = 24	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	
4	K = 39	Ca = 40	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	Ru = 104, Rh = 104
5	(Cu = 63)	Zn = 65	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Pd = 106, Ag = 108
6	Rb = 85	Sr = 87	In = 113				J = 127	
7	(Ag = 108)	Cd = 112	?Di = 138	Sn = 118	Sb = 122	?Te = 128	...	
8	Cs = 133	Ba = 137	...	?Ce = 140	...	...	...	Os = 195, ?Ir = 198
9	...	...	?Er = 178	...	...	...	...	Pt = 198, Au = 199
10	...	...	Tl = 204	?La = 180	Ta = 182	W = 128	...	
11	(Au = 199)	...	...	Pb = 207	Bi = 208	...	...	
12	...	Hg = 200	...	Th = 231	...	Ta = 182	...	
		...				Bi = 208	...	

Mendeleyev, benzer şekilde eka silisyum (germanyum), eka bor (skandiyum), eka sezyum (fransiyum), eka iyot (astatin) gibi elementlerin yerini boş bırakarak bu elementlerin varlığını belirtmiş ve ayrıca bunların bazı fiziksel ve kimyasal özelliklerini önceden söylemiştir (Tablo 2.3.2).

Tablo 2.3.2: Mendeleyev'in, keşfedilebileceğini söylediği ve (eka alüminyum) galyum elementinin bazı özellikleri ile ilgili tahminleri ve keşiften sonraki bu özellikler için bulunan değerler.

Element	Özellik	Mendeleyev'in 1871'deki Tahminleri	Galyumun Keşfi'nden Sonra Tespit Edilen Değerler
Eka alüminyum, Ea (galyum, Ga)	Atom kütlesi Özkütlesi Erime noktası Oksit formülü	68 g/mol 6 g/mL Düşük Ea ₂ O ₃	69,7 g/mol 5,96 g/mL 30 °C Ga ₂ O ₃

Elementlerin artan kütlelerine göre dizilip benzer özellikteki elementlerin aynı düzey sütunlarda toplanmasıyla oluşturulan periyodik tablonun bazı yerlerinde, düzensizlikler olduğu görüldü. Örneğin kobaltın atom kütlesi, nikelin atom kütlelerinden fazla olmasına rağmen kobalt, tabloda (Tablo 2.3.1) daha ön sıraya yazılmıştı.

Aynı durum iyot-tellür elementleri için de geçerliydi. Mendeleyev, bu elementleri bilinen kütlelerine göre değil, fiziksel ve kimyasal özelliklerine göre yerleştirmişti. Bu çelişkinin, elementlerin atom kütlelerinin hatalı hesaplanmasıyla ortaya çıktığını söyledi. Atom kütleleri gerçekten hatalı mı hesaplanmıştı?

Özet olarak Mendeleyev, periyodik tablosunu hazırlarken "Elementlerin özellikleri, atomlarının kütlelerinin periyodik fonksiyonudur." düşüncesinden yola çıkmıştır.

Mendeleyev'in hazırlamış olduğu tablo; elementleri özelliklerine göre düzenlemesi, yeni elementlerin bulunmasına olanak sağlaması, uranyumdan sonraki elementlerin varlığını göstermesi bakımından oldukça önemlidir. Ancak günümüzde periyodik sistem olarak da adlandırılan periyodik tablo, elementlerin atom numaralarına göre hazırlanmıştır (Periyodik tablo için periyodik cetvel, periyodik sistem gibi adlar kullanılmaktadır).

Moseley'in Periyodik Sisteme Katkıları

1912'de İngiliz fizikçi Henry Moseley (Henri Mozli, atomların yaydığı X ışınları ile ilgili çalışmalar yaptı. Yaptığı deneylerle her elementin atomunun çekirdeğinde belirli sayıda proton olduğunu ve bu sayının atomlar için ayırt edici özellik olduğunu gösterdi. Elementlerin özelliklerinin proton sayılarına, dolayısıyla atom numaralarına bağlı olduğunu fark etti. Bu çalışmaların sonucunda elementlerin atom numaralarına göre periyodik sistemin yeniden düzenlenmesini önerdi. Böylece Mendeleyev'in atom kütlelerine göre düzenlediği tabloda nikel ve iyotun komşu atomların (kobalt ve tellür) kütlelerine uymamasından doğan sınıflandırma sorunu çözüldü. Başka bir deyişle sorun, Mendeleyev'in belirttiği gibi, bu element atomlarının kütlelerinin yanlış hesaplanması değildi. Elementleri, atomlarının kütlelerine göre sınıflandırmak yanlıştı.

Günümüzdeki Periyodik Sistem

Hemen hemen tüm kimya laboratuvarlarında bir periyodik sistem bulunur. Periyodik sistemde element sembolleri ve atom numarası ile kütle, erime - kaynama sıcaklığı değerleri gibi bazı bilgiler bulunur. Kimya öğrenen öğrencilerin periyodik sistemin nasıl düzenlendiğini, hangi tür bilgileri ve verileri içerdiğini bilmesi gerekir. Günümüzde kullanılan periyodik sistem, Moseley'in önerdiği gibi elementlerin atom numaralarının artışına göre sıralanması ve benzer özellikteki elementlerin alt alta getirilmesiyle oluşturulmuştur (Tablo 2.3.3).

Tablo 2.3.3: Günümüzdeki periyodik sistem

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

Periyodik sistemdeki yatay sıralara periyot, düşey sıralara ise grup denir. Yedi yatay sıra yani periyot vardır. Birinci periyodun bir ametal olan hidrojen elementiyle başlamasına rağmen diğer periyotlar aktif alkali metaliyle başlayıp asal gazla biter. Periyodik sistemde A grubu, sekiz sütun içerir yani sekiz tane A grubu vardır. B grubu ise on sütun içerir ama sekiz tane B grubu vardır. Gruplardan biri, (8 B grubu) üç sütundur. Her grup, grubun numarasını gösteren bir rakam ve grubun türünü gösteren A veya B harfleri ile ifade edilir. Buna göre A grupları 1A, 2A... 8A; B grupları 1B, 2B... 8B şeklinde gösterilir. A grubundaki elementlere baş grup elementleri, B grubundaki elementlere ise geçiş ya da yan grup elementleri denir.

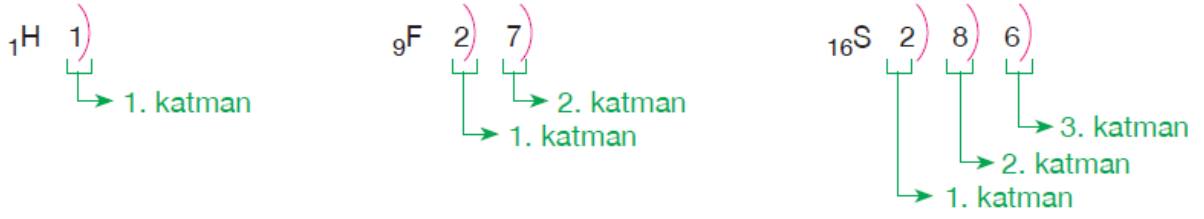
Uluslararası Temel ve Uygulamalı Kimya Birliği (IUPAC), 1984 yılında toplanarak grupların soldan sağa doğru 1'den 18'e kadar numaralandırılmasını önermiştir. Bu sistemde 1A → 1, 2A → 2... ve 8A grubu 18 olarak numaralandırılmıştır. B grupları ise 3 ve 12. gruplar (3 ve 12 dâhil) arasındadır. Ülkemizde her iki sistem de kullanılmaktadır. Ancak 1'den 18'e kadar olan numaralandırma sistemi (IUPAC), gittikçe yaygınlaşmaktadır. Periyodik sistemde her element, bir periyodun ve bir grubun üyesidir. Gruplardaki elementler, katman elektron dağılımları ve kimyasal özellikleri bakımından birbirine benzer. Her grubun bir numarası vardır. Örneğin 1A, 2A, 3A, 1B, 2B, 3B gibi.

Belirli grupların özel isimleri vardır. Örneğin 1A grubuna alkali metaller, (H hariç) 2A grubuna toprak alkali metaller, 3A grubuna toprak metalleri, 4A grubuna karbon, 5A grubuna azot, 6A grubuna oksijen ya da kalkojenler, 7A grubuna halojenler, 8A grubuna da asal gazlar (soy gazlar) denir (Tablo 2.3.2). Periyodik sistemin alt kısmında yatay iki sıra vardır. Bu iki sıranın aslında 6 ve 7. periyotta lantan ve aktinyumdan sonra yer alması gerekir. Ancak bu şekilde gösterilecek periyodik sistem çok geniş olacağı için ayrı olarak verilir. Bu iki sıra, lantan ve aktinitle başladığı için de lantanitler ve aktinitler olarak adlandırılır. Lantanit ve aktinit serisine iç geçiş metalleri de denir.

Periyodik Sistemde Elementlerin Yeri İle Atomlarının Katman Elektron Dağılımları Arasındaki İlişki

Bir atomun elektronlarının hangi enerji katmanlarında bulunduğu katman elektron dağılımı (dizilimi) ile gösterilir. Katman elektron dağılımının belirli kuralları vardır. Ancak bu ileri

sınıf kimyanın konusudur. Aşağıda bazı element atomlarının katman elektron dağılımı verilmiştir.



Periyodik sistemdeki elementlerin yeri ile atomlarının katman elektron dağılımları arasında ilişki vardır. Çünkü elementlerin kimyasal özellikleri atomlarının katman elektron dağılımlarına bağlıdır. Özellikle aynı grupta bulunan element atomlarının çekirdekten en uzak (son) katmanındaki elektron sayıları (değerlik elektronları) aynıdır. Bu nedenle aynı gruptaki elementler benzer özellik gösterir.

1A grubundaki bazı element atomlarının katman elektron dağılımı, Tablo 2.3.4'te verilmiştir. Tablodan görüleceği gibi bir gruptaki element atomlarının katman elektron dağılımında, son katmanlarında aynı sayıda elektron bulunmaktadır. Ayrıca katman sayısı ile periyot numarası da ilişkilidir. Elementin atomundaki katman sayısı, periyot numarasına eşittir. Örneğin 1 katmanlı olan atomlar 1. periyot, 2 katmanlı olan atomlar 2. periyotta bulunur.

Tablo 2.3.4: 1A grubundaki bazı element atomlarının katman elektron dağılımı

	Element	1. Katman	2. Katman	3. Katman	4. Katman	5. Katman
1. Periyot	${}_1\text{H}$	1)				
2. Periyot	${}_3\text{Li}$	2)	1)			
3. Periyot	${}_{11}\text{Na}$	2)	8)	1)		
4. Periyot	${}_{19}\text{K}$	2)	8)	8)	1)	

Şimdi de bir periyottaki element atomlarının katman elektron dağılımını inceleyelim. Tablo 2.3.5'te görüldüğü gibi atomunun katman sayısı aynı olan elementler, aynı periyotta yer almaktadır. Tablodaki elementlerin atomları 2 katmanlı olduğu için bu elementler 2. periyotta yer alır.

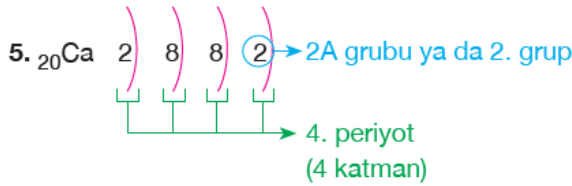
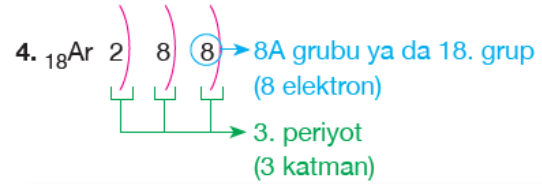
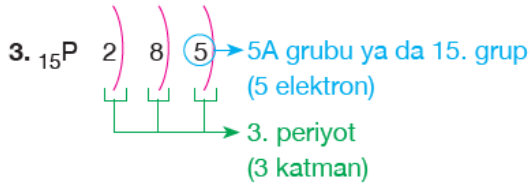
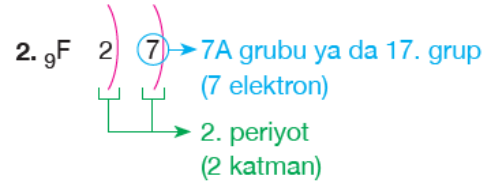
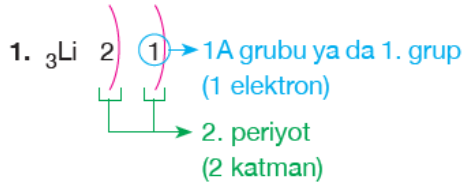
Tablo 2.3.5: 2. periyot element atomlarının katman elektron dağılımı

Element Atomu	${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
Atomun Katman Elektron Dizilimi	2) 1)	2) 2)	2) 3)	2) 4)	2) 5)	2) 6)	2) 7)	2) 8)

Atom numarası verilen bir element atomunun katman elektron dağılımı yapılarak o elementin periyodik sistemdeki yeri bulunabilir. Aşağıdaki örnekte bazı element atomlarının katman elektron dağılımından yola çıkılarak periyodik sistemdeki yerleri bulunmuştur (Bu kitapta elementlerin yerlerinin bulunması A grubu, başka bir deyişle 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18 gruplarında bulunan ve atom numarası 20'ye kadar olan element atomları ile sınırlıdır. Diğer elementlerin periyodik sistemde yerlerinin bulunması sonraki yıllarda görülecek kimya dersinin konusudur.).

Örnek

Bir element atomunun katman elektron dağılımında en son katmanındaki elektron sayısı, atomun hangi A grubunda olduğunu, katman sayısı da periyot numarasını gösterir. Buna göre aşağıdaki örnekte verilen elementlerin grup ve periyot numaralarını (periyodik sistemdeki yerlerini) bulalım:



Uyarı: Örneklerde IUPAC'a göre grup numarası yazılırken son katmanında 2'den fazla elektron bulunduran atomların elektron sayısına 10 sayısı eklendiğine dikkat ediniz (5A → 15 gibi).

2.3.2. PERİYODİK SİSTEMDE ELEMENTLERİN SINIFLANDIRILMASI

Aynı tür (proton sayısı aynı olan) atomlardan oluşan saf maddeye element denildiğini biliyorsunuz. Elementler ısıtma, elektroliz, başka maddelerle etkileştirme gibi kimyasal tekniklerle daha basit maddelere ayrıştırılamaz.

Elementler, fiziksel ve kimyasal özelliklerindeki farklılıklara göre dört grupta toplanabilir. Bunlar; metaller, ametaller, yarı metaller ve asal (soy) gazlardır. Elementlerin yaklaşık %75'i metaldir. Bunlara örnek olarak demir (Fe), bakır (Cu), kalay (Sn), kurşun (Pb), çinko (Zn), alüminyum (Al) verilebilir (Görsel 2.3.4). Ametallere örnek olarak azot (N), kükürt (S), karbon (C), fosfor (P), klor (Cl), brom (Br), iyot (I) sayılabilir (Görsel 2.3.5). Ametallerin çoğunluğu, periyodik sistemin sağ üst köşesinde yer alır. Elementlerin bir kısmı bazı özellikleriyle metallere, bazı özellikleriyle de ametallere benzer. Bunlara yarı metal denir. Yarı metallere silisyum (Si) ve bor (B) örnek olarak verilebilir.

Yarı metaller periyodik sistemde metallerle ametaller arasında yer alır. Asal gazlara ise helyum (He) ve neon (Ne) örnek verilebilir. Asal gazlar, periyodik sistemin en sağında (8A, 18. grup) yer alır. He son katmanında 2 elektron bulunmasına rağmen 2A grubu yerine 8A grubunda yer alır. Çünkü He kimyasal özellikleri bakımından bu gruptaki (8A) elementlere benzer. Tablo 2.3.6'da metal, ametal, yarı metal ve asal gazların periyodik sistemdeki yerleri gösterilerek elementler sınıflandırılmıştır.

Tablo 2.3.6: Metal, ametal, yarı metal ve asal gazların periyodik sistemdeki yerleri

The periodic table is color-coded to show the classification of elements:

- Metal:** Elements in the green-shaded regions, including the s-block, d-block, and most of the p-block.
- Ametal:** Elements in the blue-shaded regions, primarily in the upper right p-block.
- Yarı metal:** Elements in the brown-shaded regions, located between the metal and ametal areas.
- Asal gaz:** Elements in the orange-shaded regions, located in the far right column (Group 18).

There are also some elements marked with asterisks (*) in the lower left and bottom rows.

Metaller

Günlük yaşamımızda metallerin kullanıldığı yerleri bir düşünelim. Evimizde kullandığımız eşyalarda; haberleşme, endüstri, ulaştırma, tıp gibi alanlarda; askerî alanda kullanılan araç gereç ve makinelerin yapımında, metallerin önemli bir yere sahip olduğunu görmekteyiz.

Mutfaklarda yemek pişirmek için kullandığımız kap kacaklar demir alaşımından, alüminyum ya da bakırdan yapılmıştır. Elektrik ve telefon iletim hatları bakır metalinden, tren rayları ve vagonlar demir alaşımlarından yapılmıştır. Tıpta kullanılan bisturi, pens gibi ameliyat malzemeleri ile protezlerin bağlantı ve ekipmanlarında krom, vanadyum, demir, nikel, platin gibi metaller kullanılır. Peki, neden metaller bu kadar kullanışlıdır? Bu sorunun yanıtını metallerin özelliklerinde aramak gerekir.

Metallerin Özellikleri

1. Oda sıcaklığında, cıva hariç, hepsi katıdır. Cıva ise oda sıcaklığında sıvıdır.
2. Metallerin kendine özgü metalik parlaklıkları vardır. Metallerin çoğu kesildiklerinde, havanın oksijeniyle oksitlenerek bu parlaklıklarını kaybeder.
3. Metaller, ısı ve elektriği iyi iletir.
4. Kolaylıkla tel ve levha hâline getirilebilir.
5. Metallerin genellikle erime ve kaynama noktaları yüksektir.
6. Metaller, kimyasal tepkimelerde elektron vererek pozitif yüklü iyon oluşturur. Eritilip belli oranlarda karıştırılırlarsa alaşımlar elde edilir. Örneğin bakır ile çinkodan piring, kurşun ile kalaydan lehim, bakır ile kalaydan ise bronz (tunç) alaşımları elde edilir.
7. Atomlar, son katmanlarında genellikle 1, 2 ya da 3 elektron bulundurulur.
8. Doğada genellikle bileşikler hâlinde bulunurlar.

Ametaller

Kükürt ve karbon elementleri metal değildir. Bunların özellikleri metallerden farklıdır. Örneğin karbonun bir formu olan grafit, alüminyum kadar iletken değildir. Kükürt, tel ve levha hâline getirilemez. Kükürt ve karbon ametal elementlerdir. Periyodik sistemdeki diğer bazı ametal elementler Tablo 2.3.7’de verilmiştir.

Tablo 2.3.7: Bazı ametallerin adları ve sembolleri

Ametalin Adı	Sembolü
Hidrojen	H
Karbon	C
Azot	N
Oksijen	O
Flor	F
Fosfor	P
Kükürt	S
Klor	Cl
Brom	Br
İyot	I

Ametallerin Genel Özellikleri

1. Oda koşullarında katı, sıvı veya gaz hâlde olabilir.
2. Genellikle mat olup parlak değildir.
3. Ametaller (karbonun allotropu olan grafit hariç), ısı ve elektriği iletmez, çoğu yalıtkandır.
4. Büyük çoğunluğu işlenemez, tel ve levha hâline getirilemez.
5. Metallere göre erime, kaynama noktaları daha düşüktür.
6. Ametaller, metallerle (elektron alarak) iyonik bağlı bileşikler oluşturur.
7. Ametaller kendi aralarında elektronları ortak kullanarak kovalent bağlı bileşikler oluşturur.

Yarı Metaller

Görünümü gibi bazı fiziksel özellikleriyle metallere, kimyasal özellikleriyle de ametallere benzeyen elementler yarı metallerdir. Yarı metaller, periyodik sistemde metallerle ametalleri ayıran zikzak bölgede bulunur. Bunlar bor (B), silisyum (Si), germanyum (Ge), arsenik (As), antimon (Sb), tellüürdür (Te). Yarı metaller, katı hâldedir. Bazıları parlak, bazıları mat görünümlüdür.

Yarı metaller, ametaller gibi elektronları ortak kullanarak kovalent bağ yapabilir.

Yarı metaller günlük yaşamda birçok yerde kullanılır. Bor, silisyum ve germanyum özellikle elektronik alanında yaygın olarak kullanılır. Çünkü yarı metallerin elektrik iletkenlikleri, bulundukları koşullara göre değişir. Yarı metaller sayesinde elektronik eşyalar çok küçültülerek günlük yaşamın her alanında kullanılabilir duruma getirilmiştir.

Bor, yüksek iyonlaşma enerjisine sahiptir ve kovalent bağ oluşturabilir. Borun, son enerji seviyesinde üç değerlik elektronu vardır ve yarıçapı da küçüktür. Bor, son enerji düzeyini sekize tamamlamadan da bileşikler yapabilir.

Bu alışılmadık özellikler, bor elementine olağanüstü özellikler kazandırır. Bu nedenle nanoteknoloji, cam, seramik, tarım, deterjan, hava yastığı gibi birçok alanda kullanılır. Türkiye, dünya toplam bor rezervi sıralamasında %72'lik pay ile ilk sırada yer almaktadır.

Asal (Soy) Gazlar

Meteorolojik araştırmalar için kullanılan balonlar, helyum gazıyla doldurulur. Helyum, havadan hafif bir asal gazdır.

Asal gazlar periyodik sistemin 18. grubunda (8A) bulunan helyum (He), neon (Ne), argon (Ar), kripton (Kr), ksenon (Xe) ve radon (Rn) gazlarıdır.

Asal Gazların Özellikleri

1. Kimyasal tepkimeye girme istekleri çok azdır. Ancak bazı ametallerle oluşturdukları bileşikler vardır.
 2. Asal gazlar, son katmanlarında, helyum hariç, 8 elektron bulundurur.
 3. Oda koşullarında tek atomlu gaz hâlinindedir.
 4. Alçak gerilimde elektriği iletmez.
 5. Isıyı iyi iletmez.
 6. Erime, kaynama noktaları ve yoğunlukları düşüktür.
- Asal gazlar da aslında ametal sınıfındadır. Ancak tepkimeye girme yatkınlıkları az olduğu için özel bir grup olarak incelenir.

2.3.3. PERİYODİK ÖZELLİKLER VE DEĞİŞİMİ

Periyodik sistemdeki bir elementin yerinin bilinmesi, bilim insanlarının o elementin fiziksel ve kimyasal özelliklerini tahmin etmelerini sağlar. Elementin yeri ile bu özellikleri arasında nasıl bir ilişki vardır? Elementlerin özellikleri atomlarının katman elektron dağılımı tarafından belirlenir. Bildiğiniz gibi katman elektron dağılımı benzer olan elementler aynı grupta toplanmıştır.

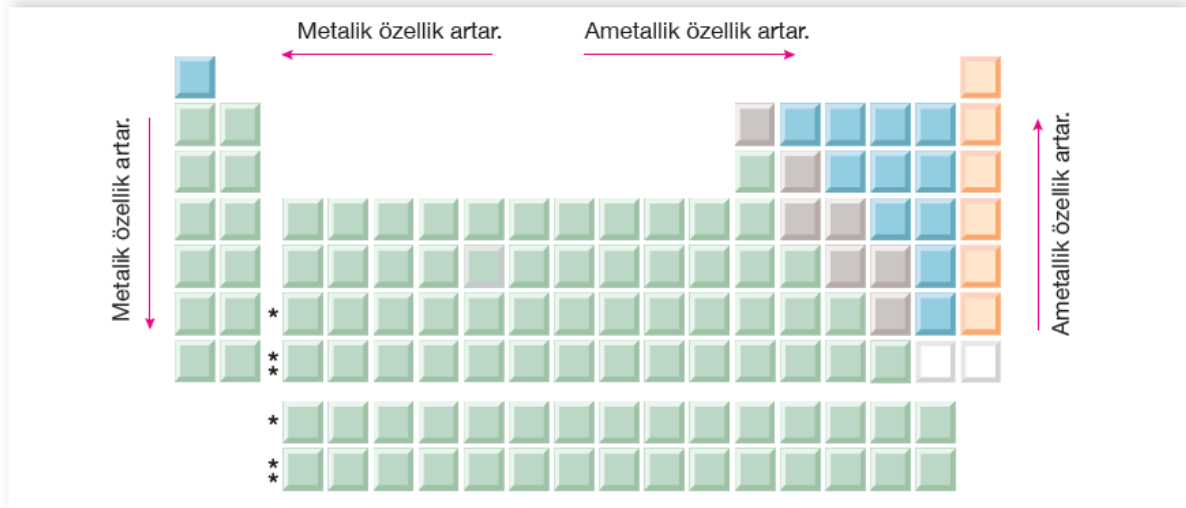
Periyodik sistemde soldan sağa ilerledikçe bir elementten diğerine geçerken proton sayısı ve elektron sayısı 1 artar. Bu değişim sonucu, periyodik sistemde tekrarlanan özellikler ortaya çıkar. Bunlara "periyodik özellikler" denir.

a. Metalik ve Ametallik Özelliğinin Değişimi

Periyodik sistemde 1A (hidrojen hariç), 2A, 3A (bor hariç) ve B grubu elementleri metaldir. Buna karşılık 4A grubunda karbon, 5A grubunda azot, fosfor, 6A grubunda oksijen, kükürt, selenyum 7A grubunda ise flor, klor, brom ve iyot, ametaldir. 5A grubundaki moskoviyum, 6A grubundaki livermoryum da metaldir. 7A grubundaki tenessin ve 8A grubundaki oganesson elementlerinin ise metal-ametal, yarı metal ya da asal gaz olup olmadığı henüz bilinmemektedir. 8A grubunda asal gazlar bulunmaktadır. Aslında asal gazlar da daha önce belirtildiği gibi ametal grubundadır.

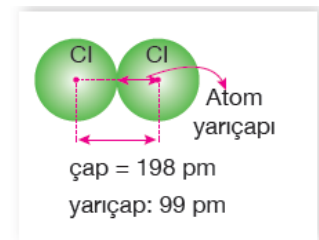
Bir element atomunun elektron verme eğilimi, metalik özelliğini; alma eğilimi de ametallik özelliğini belirler. Buna göre periyodik sistemde periyot boyunca soldan sağa ve grup boyunca aşağıdan yukarıya doğru ametallik özellik artarken bunun tersi yönde metalik özellik artar (Tablo 2.3.8).

Tablo 2.3.8: Periyodik sistemde metalik ve ametallik özelliklerin değişimi



b. Atom Yarıçapının Değişimi

Modern Atom Teorisi'ne göre, atom çekirdeğinin etrafında, kesin bir sınırı ve yörüngesi olmayan küresel elektron bulutu vardır. Çekirdekten uzaklaştıkça elektron bulutunun yoğunluğu azalır. Bu nedenle atom yarıçapının ölçülmesi zordur. Ancak çeşitli yöntemlerle komşu, aynı cins iki atomun atom çekirdekleri arası uzaklığı ölçülüp bu uzaklığın yarısı alınarak atom yarıçapı bulunur (Şekil 2.3.1).



Şekil 2.3.1: Klor atomunun yarıçapı (pm, pikometre birimidir. 1 pm = 1·10⁻¹² m'dir.)

Bir atomun yarıçapı, çekirdeğinin çevresindeki enerji katmanı sayısı ile doğru orantılıdır. Katman sayısı arttıkça atomun yarıçapı da artar. Bir grupta yukarıdan aşağıya hem proton sayısı hem de katman sayısı arttığı için çekirdeğin elektronlara uyguladığı çekme kuvveti zayıflar. Bu nedenle atom yarıçapı büyür. Çok elektronlu olan atomun her zaman atom yarıçapının daha büyük olacağını düşünebilirsiniz. Ancak bu tam olarak doğru değildir. Neden?

Bir periyotta sağa gidildikçe atomların katman sayıları aynı kaldığı hâlde, proton sayıları ve son katmanlarındaki elektron sayıları artar. Böylece artan çekirdek yükü (pozitif yük), son katmandaki elektronları daha fazla kendine doğru çeker. Bu nedenle bir periyotta soldan sağa doğru gidildikçe elektron sayısı arttığı hâlde atom yarıçapı küçülür.

1A							8A
H							He
37							31
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
152	111	88	77	70	66	64	70
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
186	160	143	117	110	104	99	94
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
231	197	122	122	121	117	114	109
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
244	215	162	140	141	137	133	130
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
262	217	171	175	146	150	140	140

Atom yarıçapı artar.

Periyot boyunca atom yarıçapı azalır.

Sonuç olarak periyodik sistemde periyot boyunca soldan sağa doğru ve grup boyunca aşağıdan yukarıya doğru gidildikçe atom yarıçapı küçülür, bunun tersi yönde ise atom yarıçapı artar (Tablo 2.3.9).

Örnek

${}_3\text{Li}$ ile ${}_9\text{F}$ elementlerinin yarıçaplarını kendi aralarında karşılaştırıp hangisinin büyük olduğunu belirleyelim.



Hatırlatma

Katman elektron dağılımında atom çekirdeğinin çevresindeki enerji katmanı sayısı, periyot numarasını verir. Son katmandaki elektron sayısı da A grubunun numarasına eşittir.

Çözüm

Elementlerin atom yarıçaplarını karşılaştırabilmek için önce, bunların katman elektron dağılımını yaparak periyodik sistemdeki yerlerini bulmalıyız.

${}_3\text{Li}$ 2 1 2. periyot, 1A grubu elementi

${}_9\text{F}$ 2 7 2. periyot, 7A grubu elementi

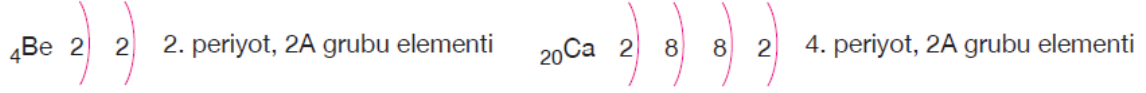
${}_3\text{Li}$ ile ${}_9\text{F}$ elementleri farklı grupta fakat aynı periyottadır. Li, 1A grubu olduğu için periyodun en solunda; F ise 7A grubunda olduğu için periyodun sağındadır. Atom yarıçapı periyot boyunca soldan sağa doğru azaldığı için Li'un atom yarıçapı büyük, F'un ise küçüktür.

$$r_{\text{Li}} > r_{\text{F}}$$

Örnek

${}_4\text{Be}$ ile ${}_{20}\text{Ca}$ elementlerinin yarıçaplarını kendi aralarında karşılaştırıp hangisinin yarıçapının büyük olduğunu belirleyelim.

Çözüm

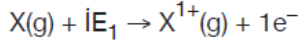


${}_4\text{Be}$ ile ${}_{20}\text{Ca}$ elementleri aynı grupta fakat farklı periyottadır. Grupta yukarıdan aşağıya doğru gidildikçe enerji katman sayısı arttığı için atom yarıçapı artar. Bu durumda, grupta üstte olduğu için Be elementinin atom yarıçapı küçük, grupta aşağıda olduğu için Ca elementinin atom yarıçapı ise büyüktür.

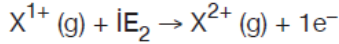
$$r_{\text{Ca}} > r_{\text{Be}}$$

c. İyonlaşma

Enerjisinin Değişimi Bir atomda çekirdekte bulunan (+) yüklü protonlarla katmanlarındaki (–) yüklü elektronlar birbirine elektrostatik çekim kuvveti uygular. Bu nedenle elektronlar atomdan koparılırken (uzaklaştırılırken ya da sonsuza götürülürken) atoma enerji verilmelidir. Bu işlemin sonucunda (+) yüklü iyon oluştuğundan verilen enerji "iyonlaşma enerjisi (İE)"dir. İyonlaşma enerjisi, gaz hâlindeki bir atomun son katmanından bir elektronunu uzaklaştırmak için gerekli olan en düşük enerji olarak tanımlanır.



İE₁: 1. iyonlaşma enerjisi



İE₂: 2. iyonlaşma enerjisi, "+1" yüklü gaz hâlindeki iyonun bir elektron koparmak için iyonun verilmesi gereken en düşük enerjidir.

Teorik olarak bir atomun elektron sayısı kadar iyonlaşma enerjisi (sayısı) vardır. Değerlik elektronlarını koparmak için gereken enerji (İE) nispeten düşüktür. Değerlik elektronlarının tamamı koparıldıktan sonra atomdan elektronu koparmak ise oldukça zordur ve çok fazla enerji (İE) gerekir. Örneğin ${}_4\text{Be}$ elementinin değerlik elektron sayısı 2'dir. Be'un ilk üç iyonlaşma enerjisi ise sırasıyla $\text{İE}_1 = 899,5 \text{ kJ/mol}$, $\text{İE}_2 = 1752,2 \text{ kJ/mol}$ ve $\text{İE}_3 = 14849,5 \text{ kJ/mol}$ 'dür. Bu değerlerden İE₃ ilk iki iyonlaşma enerjisine göre çok yüksektir. Çünkü üçüncü elektron değerlik elektronu değildir ve değerlik katmanlarından koparılmamıştır. İyonlaşma enerjisindeki ani artış değerlik elektronlarının bittiğini ve bir alt katmandan elektron koparıldığını gösterir. Öyleyse iyonlaşma enerjisi değerlerine bakarak bir atomun kaç değerlik elektronu olduğu ve periyodik sistemde kaçınca grupta (A grubu için) yer aldığı tahmin edilebilir.

Örnek

C elementinin iyonlaşma enerjileri (kJ/mol)

$\text{İE}_1 = 1086,5$, $\text{İE}_2 = 2352,7$, $\text{İE}_3 = 4620,8$, $\text{İE}_4 = 6223,1$, $\text{İE}_5 = 37832,4$, $\text{İE}_6 = 47279,5$ dir. Buna göre C elementinin değerlik elektron sayısı kaçtır? Bu element periyodik sistemde hangi grupta yer alır?

Çözüm

İyonlaşma enerjilerine baktığımızda 4. iyonlaşma enerjisinden sonra (İE₅) ani artış görülür. Öyleyse 5. ve 6. elektronlar değerlik elektronu değildir. Buna göre C atomunun değerlik elektron sayısı 4'tür ve 4A grubunda yer alır.

Bir atomdan elektron koparıldıkça iyonlaşma enerjisi artarken iyon yarıçapı azalır. Periyodik sistemde iyonlaşma enerjisi; periyot boyunca soldan sağa, grupta ise aşağıdan yukarıya doğru genellikle artar. Bunun tersi yönde ise genellikle azalır.

Grafikten fark edileceği gibi bir periyotta soldan sağa doğru gidildikçe (yandaki grafikte H'den, He'a ve Li'dan Ar'a) iyonlaşma enerjisinin artışı düzenlilik göstermez. Bunun nedeni, atomların katman elektron dağılımı ve çekirdek yükleri ile ilgilidir. Son katmanlarında 2, 5 ya da 8 elektron bulunduran atomlar, diğerlerine göre daha karardır (Son katman elektronları çekirdek tarafından daha etkin çekilir.). Bu nedenle bu atomlardan $1e^-$ koparmak daha fazla enerji gerektirir. Böylece bir periyotta soldan sağa gidildikçe birinci iyonlaşma enerjisinin artış sırası;

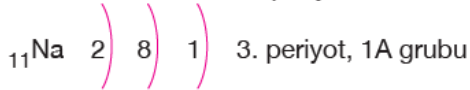
$$1A < 3A < 2A < 4A < 6A < 5A < 7A < 8A \text{ şeklinde olur.}$$

Örnek

$_{11}\text{Na}$ ile $_{19}\text{K}$ elementlerinin iyonlaşma enerjilerini karşılaştırıp hangisinin büyük olduğunu belirleyelim.

Çözüm

Öncelikle elementlerin periyodik sistemdeki grup ve periyotlarını bulalım.



Na ve K elementlerinin periyotları farklı, grupları ise aynıdır. Periyodik sistemde grupta yukarıdan aşağıya doğru gidildikçe iyonlaşma enerjisi azalır. Bu durumda, grupta üstte yer alan Na elementinin iyonlaşma enerjisi yüksek, grupta aşağıda yer alan K elementinin iyonlaşma enerjisi ise düşüktür. Bunu, Grafik 2.3.1'den de görebilirsiniz.

$$IE_{\text{Na}} > IE_{\text{K}}$$

Örnek

$_{6}\text{C}$ ile $_{9}\text{F}$ elementlerinin iyonlaşma enerjilerini karşılaştırıp hangisinin büyük olduğunu belirleyelim.

Çözüm

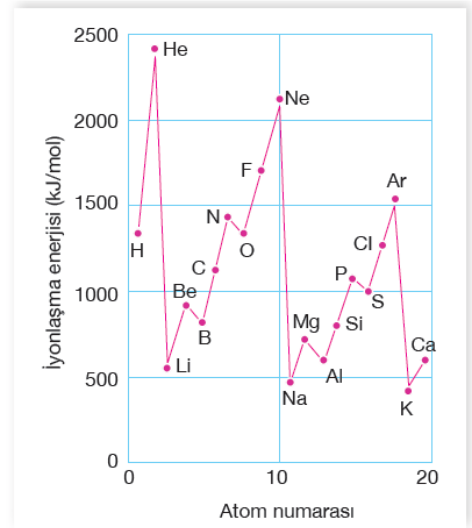
İlk olarak elementlerin periyodik sistemdeki grup ve periyotlarını bulalım.



C ile F elementleri aynı periyotta fakat farklı gruplardadır. Periyotta soldan sağa doğru gidildikçe iyonlaşma enerjisi artar. Buna göre, periyotta daha solda olan C'nin iyonlaşma enerjisi daha düşük, daha sağda olan F'un ise iyonlaşma enerjisi daha yüksektir.

$$IE_{\text{F}} > IE_{\text{C}}$$

ç. Elektron İlgisi



Grafik 2.3.1: Periyodik sistemdeki ilk 20 elementin iyonlaşma enerjisinin değişim grafiği

Genel olarak değerlik elektron sayıları 4, 5, 6 ve 7 olan elementler, elektron alarak asal gaz katman elektron dağılımına ulaşır. Elektron ilgisi, gaz hâlindeki nötr bir atomun elektron alıp eksi yüklü iyon hâline geldiğinde oluşan enerji değişimidir. Çoğu atoma elektron eklendiğinde enerji açığa çıkar. Böyle atomların elektron ilgisi değerleri pozitif kabul edilir. Asal gaz atomlarına elektron eklendiğinde elektron ilgisi değeri negatif kabul edilir. Çünkü asal gazların son katmanları dolu olduğundan fazladan bir elektronun eklenmesi enerji gerektirir.

Elektron ilgisi ile ilgili genelleme yapmak zordur. Küçük çaplı atomlar (örneğin 17. grup) büyük elektron ilgisine sahiptir (Elektron ilgisi en yüksek element, 349 kJ/mol değeri ile klordur.). Genel olarak periyodik sistemde elektron ilgisi, periyot boyunca soldan sağa doğru artarken grupta, yukarıdan aşağıya doğru azalır (Tablo 2.3.10). Çünkü küçük çaplı bir atomun elektron kazanma eğilimi, büyük çaplı atomdan daha fazladır. Atom çapları (ya da yarıçapları) bir periyotta soldan sağa doğru azaldığından elektron ilgisi artar. Bir grupta ise atom çapları yukarıdan aşağı arttığı için elektron ilgisi azalır.

d. Elektronegatiflik

Kovalent bağlı moleküldeki bir element atomunun ortak kullanılan bağ elektronlarını kendine doğru çekme gücüne elementin elektronegatifliği denir. Elektronegatiflik değerinden, iki atom arasında paylaşılan elektronların daha çok hangi atom tarafından çekildiğini anlayabiliriz. Örneğin hidrojen florür (HF) bileşiğinde bağ yapmada kullanılan elektronlar, iki atomun elektronegatiflik değerleri (H: 2,1, F: 4,0) farklı olduğu için eşit çekilmez; flor tarafından daha fazla çekilir.

Elektronegatiflik ile elektron ilgisi arasında ne fark vardır?

Elektronegatiflik, bağıl (F'un elektronegatiflik değeri 4,0 kabul edilerek diğer elementlerin değerleri hesaplanmıştır.) bir büyüklüktür ve iki atom arasındaki bağ elektronlarının çekilme ölçüsünün bir göstergesidir. Elektron ilgisi ise bir atomun bir elektron aldığı anda açığa çıkan enerjidir.

Periyodik sistemde elektronegatiflik, periyot boyunca soldan sağa doğru grupta ise aşağıdan yukarı doğru artar (Tablo 2.3.11).

Tablo 2.3.10: Periyodik sistemde A grubu elementlerinin elektron ilgisi değerleri ve elektron ilgisinin periyot ve gruplar boyunca değişimi (Değerler kJ/mol birimindedir. * ile gösterilen elementlerin elektron ilgileri, sıfır ya da sıfırdan küçüktür.)

1A 1	2A 2	3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	8A 18
H 73	He *						
Li 60	Be *	B 27	C 122	N *	O 141	F 328	Ne *
Na 53	Mg *	Al 42	Si 134	P 72	S 200	Cl 349	Ar *
K 48	Ca 2	Ga 30	Ge 119	As 78	Se 195	Br 325	Kr *
Rb 47	Sr 5	In 29	Sn 107	Sb 103	Te 190	I 295	Xe *
Cs 46	Ba 14	Tl 20	Pb 35	Bi 91	Po 186	At 270	Rn *

Tablo 2.3.11: Periyodik sistemde A grubu elementlerinin elektronegatiflik değerleri ve elektronegatifliğin periyot ve gruplar boyunca değişimi

1A 1	2A 2	3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17
H 2,1	He 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Li 1,0	Be 1,5	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
Na 0,9	Mg 1,2	Ga 1,6	Ge 1,9	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
K 0,8	Ca 1,0	In 1,7	Sn 1,9	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Rb 0,8	Sr 1,0	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Cs 0,8	Ba 0,9	Fr 0,7	Ra 0,9			