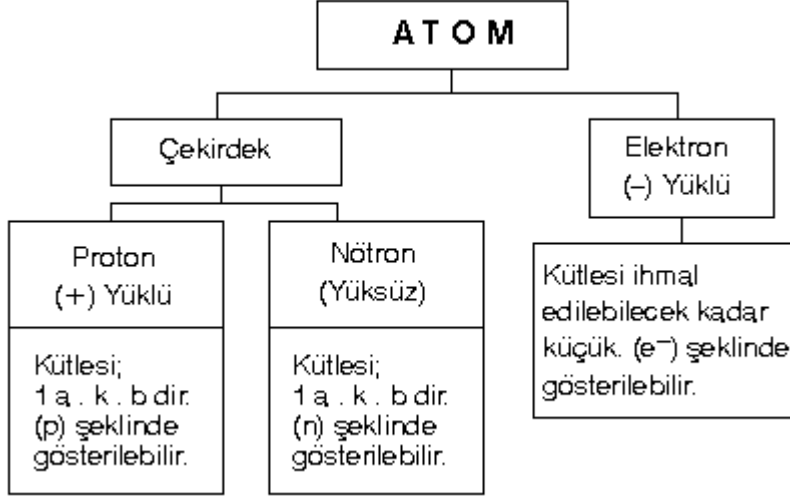


## ATOM ve YAPISI

Elementin özelliğini taşıyan en küçük parçasına denir.



### Atom Numarası

Bir elementin unda bulunan proton sayısıdır. Protonlar (+) yüklü olduklarından pozitif yük sayısı ya da çekirdek yükü şeklinde ifade edilebilir.

**Atom numarası = Proton sayısı = Çekirdek yükü**

**Kütle Numarası = Proton sayısı + Nötron sayısı**

eşitliği yazılabilir.

Nötr (yüksüz) bir için, çekirdekte kaç proton varsa çekirdeğin etrafındaki yörüngelerde de o kadar elektron dolaşır.

### İYON

(+) veya (-) yüklü ya da gruplarına iyon denir.

(Na<sup>+1</sup>, Mg<sup>+2</sup>, Al<sup>+3</sup>, N<sup>-3</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-1</sup>, PO<sub>4</sub><sup>-3</sup> ...)

- elektron verirse (+) yüklü iyon oluşur ve katyon olarak isimlendirilir.
- elektron alırsa (-) yüklü iyon oluşur ve anyon olarak isimlendirilir.

Bir X atomu için;  $\begin{matrix} \text{K.N} \\ \text{P.S} \end{matrix} \times \text{YÜK}$  gösterilir.

Buradan nötron sayısı, elektron sayısı bulunabilir.

## İZOTOP

numaraları aynı kütle numaraları farklı olan atomlara **izotop atomlar** denir.

${}^12_6\text{C}$  ve  ${}^{13}_6\text{C}$  birbirinin izotopudur.

- İzotop atomların kimyasal özellikleri aynıdır. Fiziksel özellikleri farklıdır.
- İzotop iyonların elektron sayıları farklı ise kimyasal özellikleri de farklıdır.

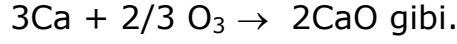
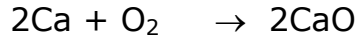
## ALLOTROP

Kimyasal özellikleri aynı (aynı dan oluşmuş), fiziksel özellikleri (renk, kaynama noktası, erime noktası, uzaydaki dizilişleri v.s.) farklı olan maddelere allotrop maddeler denir.

Elmas, grafit, amorf karbon, üç madde de yapısında yalnızca karbon (C) u içerir. Fakat uzaydaki dizilişleri ve bağların sağlamlığı farklı olan maddelerdir.

O<sub>2</sub> gazı ve O<sub>3</sub> (Ozon) gazı birbirlerinin allotropudur. Allotrop için bilinmesi gereken en önemli özellik ise;

**Allotrop maddeler bir başka madde ile reaksiyona girdiklerinde aynı cins ürünler oluşur.**



### **Modern Teorisi**

- Elektron dalga özelliği göstermektedir.
- Atomdaki elektronun aynı anda yeri ve hızı bilinemez.
- Elektronların bulunma ihtimalinin fazla olduğu küre katmanları vardır ve bu katmanlara orbital denir.

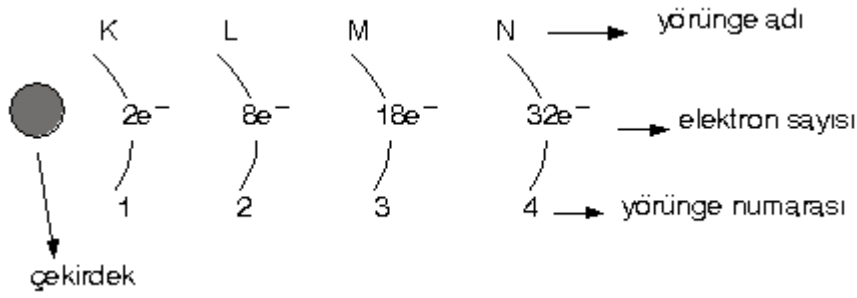
### **ELEKTRONLARIN DİZİLİŞİ**

#### **Pauli Prensibi**

- Elektronlar yörüngelere yerleştirilirken ;
- $2n^2$  formülüne uyarlar.  
(n : yörünge sayısı, 1,2,3 ..... gibi tamsayılar)
- Son yörüngede maksimum 8 elektron bulunur.

#### **Buna göre, her yörüngedeki elektron sayısı :**

1. yörünge :  $2 \cdot 1^2 = 2$  elektron
2. yörünge :  $2 \cdot 2^2 = 8$  elektron
3. yörünge :  $2 \cdot 3^2 = 18$  elektron
4. yörünge :  $2 \cdot 4^2 = 32$  elektron alır.



## Elektronik konfigürasyon

Bir atomun elektronlarının hangi yörüngede olduğu ve orbitallerinin cinsinin belirtildiği yazma düzenine **Elektronik konfigürasyon** denir.

**n** : Baş kuant sayısı olup 1, 2, 3, ... gibi tam sayılardır. Elektronun hangi yörüngede olduğunu belirtir.

**l** : Yan kuant sayısı olup, orbital adı olarak bilinir, s, p, d, f gibi harflerle anılır.

Elektronlar önce düşük potansiyel enerjili orbitallere yerleşirler. Dört değişik enerji düzeyi vardır.

**s** : Enerji seviyesi en düşük orbitaldir. 2 elektron alabilir.

**p** : s orbitalinden sonra elektronlar p orbitallerine yerleşir. px , py , pz olmak üzere 3 tanedir. p orbitalleri toplam 6 elektron alabilir.

**d** : 10 elektron alır ve toplam 5 tanedir. p orbitallerinden sonra elektronlar d orbitallerine yerleşirler.

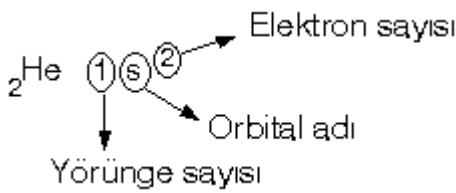
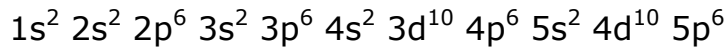
**f** : f orbitalleri toplam 14 elektron alır ve 7 tanedir. Enerji düzeyi en yüksek olan orbitaldir.

Yörünge Sayısı (n)	Yörüngedeki orbital sayısı( $n^2$ )	Yörüngedeki elektron sayısı ( $2n^2$ )
1.....	1 (1 tane s)	2
2. ....	4 (1 tane s, 3 tane p)	8

3. ....	9 (1 tane s, 3 tane p, 5 tane d)	18
4. ....	16 (1 tane s, 3 tane p, 5 tane d, 7 tane f)	32

K	1s			
L	2s	2p		
M	3s	3p	3d	
N	4s	4p	4d	4f
O	5s	5p	5d	5f
P	6s	6p	6d	
Q	7s	7p		

Bir atomun elektronları yörüngelere yerleştirilirken okların sırası takip edilir. Bunlar bu sıra ile yazılırsa aşağıdaki gibi olur.



**Peryot** : Dizilişi yapılan elementin en son yazılan s orbitalinin başındaki sayıya periyot denir.

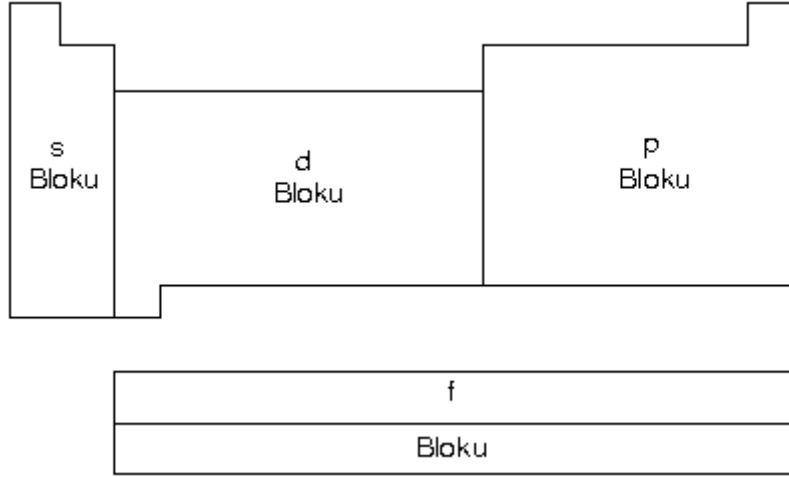
**Grup** : Son yörünge orbitalleri s ve p ile bitiyorsa A grubu, d ve f ile bitiyorsa B grubu elementidir.

- A grupları son yörüngelerindeki s ve p orbitallerindeki elektronların toplamıyla bulunur.

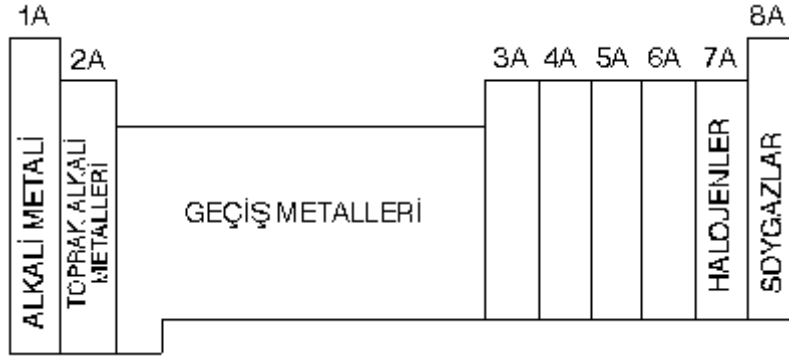
X:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  dizilişine göre atom 3. periyot, 8A grubundandır.

## PERİYODİK TABLO

- Elementlerin atom numaralarına göre belirli bir kurala uyarak sıralanması ile periyodik cetvel oluşur.
- Periyodik cetvelde yatay sıralara periyot, düşey sıralara grup denir. Periyodik cetvelde 7 tane periyot, 8 tane A grubu, 8 tane B grubu vardır. 8B grubu 3 tanedir. Her periyot kendine ait olan s orbitali ile başlar p orbitali ile biter. Diğer bir ifade ile 1A grubu ile başlayıp 8A grubu ile sona erer.



- A grubu elementleri s ve p blokunda,  
B grubu elementleri d ve f blokunda bulunurlar.  
B grubu elementlerine geçiş elementleri denir. Bunların tamamı metaldir.
- Periyodik cetvelde A grubu elementlerinin özel isimleri vardır.



- Periyodik cetvelde aynı grupta bulunan elementlerin değerlik elektron sayıları aynı olduğundan benzer kimyasal özellik gösterirler.

<b>METAL-AMETAL ve SOYGAZ'IN ÖZELLİKLERİ</b>		
<b>Metal</b>	<b>Ametal</b>	<b>Soygaz</b>
<p>1. Grup numarası 1A,2A, 3A, ve B gruplarında bulunan elementler metaldir.</p> <p>2. Kendilerini soygaza benzetmek için son yörüngelerindeki elektronları vererek (+)değerlik alırlar. 1A(+1), 2A (+2) Kesinlikle (-) değer almazlar.</p> <p>3. Kendi aralarında bileşik oluşturmazlar.Ametallerle bileşik</p>	<p>1. Grup numarası 5A ,6A,7A, olanlar ametaldir.</p> <p>2. Soygaza benzeme yani son yörüngelerinde ki elektronları 8'e tamamlamak için elektron alarak(-) değerlik alırlar. 5A(-3),6A,(-2)7A(-1)...</p> <p>Fakat(+) değerlik alabilirler.</p>	<p>1. Grup Numarası 8A olanlar soygazdır.</p> <p>2. Kararlıdırlar,elektron alış-verişi yapmazlar.</p> <p>3. Bileşik yapmazlar</p> <p>4. Orbitalleri doludur.</p> <p>5. Tabiatta tek atomlu gaz halinde bulunurlar.</p>

<p>oluştururlar.</p> <ol style="list-style-type: none"><li>İndirgen özellik gösterirler.</li><li>Tel ve Levha haline gelebilirler.</li><li>Elektirik akımını iletirler.</li><li>Tabiatta genellikle katı halde bulunurlar .</li></ol>	<ol style="list-style-type: none"><li>Kendi aralarında ve me-tallerle bileşik oluşturur-lar.</li><li>Yükseltgen özellik gösterirler.</li><li>Tel ve levha haline gelmezler.</li><li>Elektirik akımını iletmez-ler.</li><li>Tabiatta genelde gaz ve çift atomlu moleküller halinde bulunurlar. (F<sub>2</sub>,N<sub>2</sub>,O<sub>2</sub>...)</li></ol>	
---	--	--

## • BİLEŞİK OLUŞUMU

### a. Metal + Ametal

### b. Ametal + Ametal

Metaller son yörüngelerindeki elektronları vererek (+) değerlik alırlar.

Ametaller ise son yörüngedeki elektronları 8'e tamamlamak için elektron alarak (-) değerlikli olurlar.



Bileşik formülünü bulabilmek için öncelikle bileşiği oluşturacak elementlerin değerlikleri tespit edilir. Bu değerlikler en küçük katsayılar şeklinde çaprazlanır.

En genel ifadesi ile  $X^{+m}$  ile  $Y^{-n}$  iyonu  $X_nY_m$

bileşiğini oluşturur.

Bileşiği oluşturan atomların her ikisi de ametal olduğunda farklı bileşik formülleri oluşabilir.

### **ATOM ve İYON ÇAPI (HACMİ)**

- Peryot numarası (yörünge sayısı) arttıkça atom hacmi büyür.
- Grup numarası arttıkça atom hacmi küçülür. Çünkü yörünge sayısı aynı kalmakta fakat çekirdek yükü ve çekirdeğin elektronları çekme gücü artmaktadır.
- Bir atom ya da iyon elektron aldıkça çapı büyür, elektron verdikçe çapı küçülür.

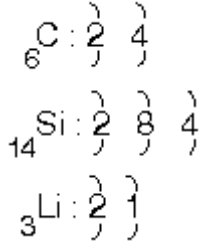
Örneğin; X atomunun hacmi  $X^{-n}$  iyonunun hacminden küçük,  $X^{+n}$  iyonunun hacminden büyüktür.

### **Örnek - 1**

${}_6C$ ,  ${}_{14}Si$ ,  ${}_3Li$

**atomlarının çaplarını karşılaştırınız?**

### **Çözüm**



Peryot numarası büyük olanın çapı en büyük olduğundan Si çapı en büyüktür.

${}_6\text{C}$ , ile  ${}_3\text{Li}$  aynı peryotta olduğundan, grup numarası (proton sayısı) arttığı için

çekirdek çekimi büyük olanın çapı küçük olacağından  ${}_3\text{Li}$  çapı  ${}_6\text{C}$  nun çapından büyüktür. Sonuç olarak çaplar arasında  $\text{Si} > \text{Li} > \text{C}$  ilişkisi vardır.

## İYONLAŞMA ENERJİSİ

Gaz halindeki bir atomdan bir elektron koparmak için verilmesi gereken enerjiye **iyonlaşma enerjisi** (1. iyonlaşma enerjisi) denir.

2'inci elektronu koparmak için verilen enerjiye **2. iyonlaşma enerjisi** denir.

3'üncü elektronu koparmak için verilen enerjiye **3. iyonlaşma enerjisi** denir.

Herhangi bir atom için daima  $1.i.E < 2.i.E < 3.i.E \dots$  geçerlidir. Yani bir sonraki elektronu koparmak daha fazla enerji gerektirir.

- Periyot numarası arttıkça iyonlaşma enerjisi azalır.
- Graplarda iyonlaşma enerjisi sıralaması,  
 $1A < 3A < 2A < 4A < 6A < 5A < 7A < 8A$   
 şeklindedir.

## Örnek - 2

**Bir X atomu için;**



**Verildiğine göre X atomunun 1. iyonlaşma enerjisi, 2. iyonlaşma enerjisi ve**

**3. iyonlaşma enerjisi değerleri kaçtır?**

### **Çözüm**

**1.** denklem: 2 elektronu uzaklaştırmak için verilen enerjidir. Yani 1. ve 2. iyonlaşma enerjileri toplamıdır. 2 elektronu koparmak için toplam 340 k.kal enerji harcanmıştır.

215 kkal. 2'inci elektronu uzaklaştırmak için verilen enerji olduğuna göre

2. iyonlaşma enerjisi 215 k.kal'dir. O zaman  $340 - 215 = 125$  k.kal 1.

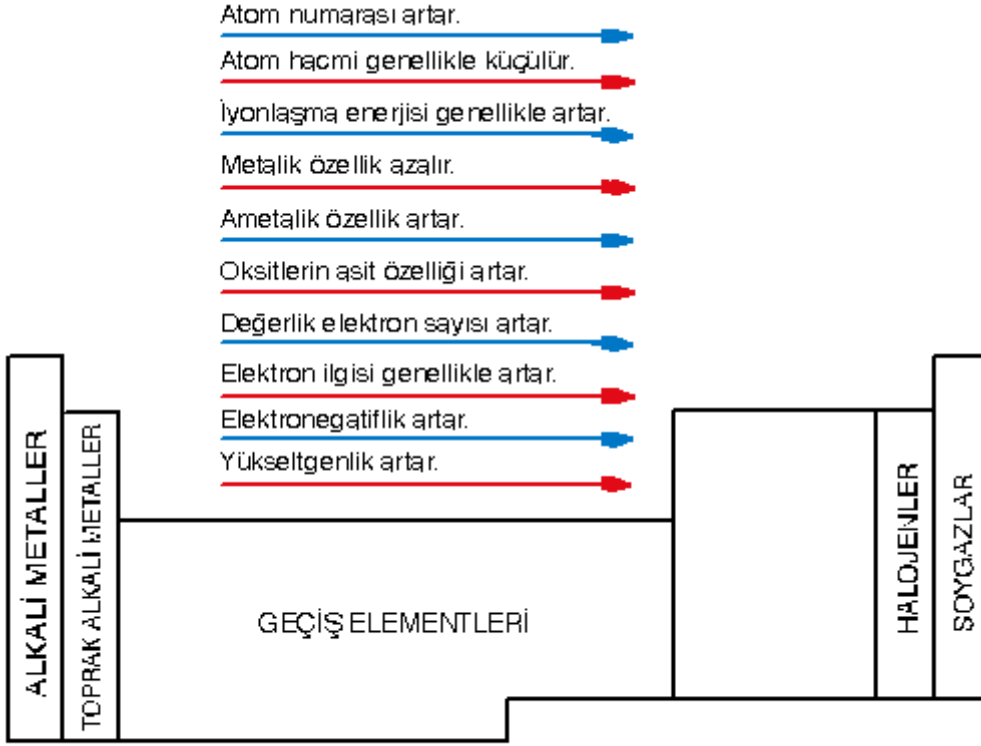
iyonlaşma enerjisidir. 625 k.kal. X atomunun 1 elektronu uzaklaşmış

durumundan  $2e^{-}$  daha uzaklaştırmak için gereken enerjidir. (Yani: 2. ve 3. iyonlaşma enerjileri toplamıdır.)

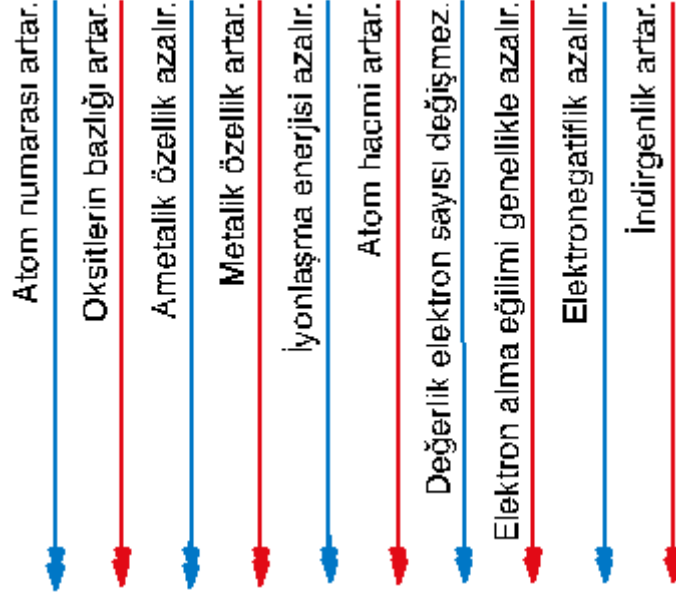
**2.** İ.E = 215 k.kal olduğuna göre;

**3.** iyonlaşma enerjisi =  $625 - 215 = 410$  k.kal dir.

Atom No	Element Sembolü	İYONLAŞMA ENERJİLERİ (kcal/mol)								
		1.İE	2.İE	3.İE	4.İE	5.İE	6.İE	7.İE	8.İE	9.İE
1	H	313								
2	He	567	1254							
3	Li	124	1744	2823						
4	Be	215	420	3548	5019					
5	B	191	580	875	5978	7839				
6	C	260	562	1104	1486	9033	11290			
7	N	336	683	1094	1784	2257	12721	15370		
8	O	314	811	1271	1781	2625	3183	17036	20079	
9	F	402	807	1445	2009	2632	3621	4267	21980	25355
10	Ne	497	947	1475	2238	2914	3640	4771	5486	27429
11	Na	119	1091	1650	2280	3195	3974	4804	6088	6913
12	Mg	176	348	1847	2519	3255	4303	5193	6131	7565
13	Al	138	434	657	2766	3545	4389	5576	6572	7643
14	Si	188	378	772	1040	3849	4728	5680	6989	8044
15	P	254	454	696	1186	1501	5089	6069	7127	8759
16	S	239	539	807	1092	1678	2033	6486	7579	8738
17	Cl	300	549	920	1255	1563	2229	2636	8028	9192
18	Ar	363	637	943	1380	1729	2104	2871	3308	10004
19	K	100	734	1100	1405	1913	2328	2766	3573	4057
20	Ca	141	274	1180	1550	1936	2559	2927	3481	4356

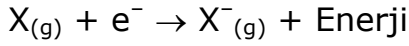


(Karşılaştırmalarda A grupları dikkate alınmıştır.)



## ELEKTRON İLGİSİ

- Gaz halindeki nötr bir atomun elektron yakalamasıyla açığa çıkan enerjidir. Açığa çıkan enerji ne kadar büyük ise elektron ilgisi o kadar fazladır.



- Periyodik cetvelde 7A grubu elementlerinin elektron ilgisi en büyüktür.
- Metallerin ve soygazların elektron ilgileri yok kabul edilir.

## **KİMYASAL BAĞLAR**

Bileşiğin en küçük parçası olan ve en az iki atomun birleşmesinden meydana gelen kararlı yapı moleküldür. Moleküldeki atomları bir arada tutan kuvvet ise kimyasal bağlardır.

Kimyasal bağlar ikiye ayrılır.

1. İyonik bağ
2. Kovalent bağ

## **İYONİK BAĞ**

- Metallerle ametaller arasında meydana gelen bağlardır. Metaller elektron vererek (+) yüklü iyon, ametaller elektron alarak (-) yüklü iyon oluştururlar. Bu zıt yüklü iki iyonun birbirlerini coulomb çekim kuvveti ile çekmesinden iyonik bağ oluşur.
- Örnek olarak NaCl bileşiğinde Na atomunun iyonlaşma enerjisi küçük olduğundan 1 tane değerlik elektronunu vererek (+1) yüklü iyon, klor ise Na atomunun verdiği elektronu alarak (-1) yüklü iyon oluşturur. Bu iki iyonun birbirini coulomb çekim kuvveti ile çekmesi sonucu NaCl bileşiği oluşur ve meydana gelen bağ iyonik bağdır.
- İyonik bağ oluşurken metal ve ametal ne kadar aktifse bağ o kadar sağlam olur.

## **Örnek - 3**

**$_{13}\text{Al}$  ve  $_{16}\text{S}$  atomları arasında oluşan bileşiğin 1 molekülü için:**

I. Al atomları toplam 6 elektron verir.

II. S atomları toplam 3 elektron verir.

III.  $\text{Al}_2\text{S}_3$  iyonik bileşiği oluşur.

**hangileri doğru olur?**

A) Yalnız I

B) Yalnız III

C) I ve III

D) II ve III

E) I, II ve III

### **Çözüm**

Al ve S atomlarının elektronlarının dizilişi

Al :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

S :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

şeklinde. Al atomunun son yörüngesinde 3 elektron, S atomunun son yörüngesinde 6 elektron vardır. Al metal, S ametaldir.

Al ve S atomu arasında oluşan bileşik ( $\text{Al}^{+3}$  ve  $\text{S}^{-2}$  iyonlarının yükleri çaprazlanırsa)  $\text{Al}_2\text{S}_3$  olarak bulunur. Oluşan bileşik iyonik bileşiktir.

$\text{Al}_2\text{S}_3$  bileşiğinde 2 tane Al atomu vardır. 1 tane Al atomu 3 elektron verdiği için 2 tane Al atomu 6 elektron verir. 3 tane S atomu 6 elektron alır.

Buna göre I ve III doğru, II yanlıştır. Cevap **C'** dir.

### **KOVALENT BAĞ**

- Ametallerin (C, N, P, S, O, H, F, Cl, Br, I) kendi aralarında elektron ortaklığı ile oluşturdukları bağıdır.
- Örnek olarak hidrojen molekülü arasındaki bağı incelersek;

- Hidrojenin atom numarası 1 olduğundan, 1 tane elektronu vardır. Bu elektron 1s orbitalinde bulunmaktadır. İki hidrojen atomundaki birer elektronun etkileşmesinden H<sub>2</sub> molekülü oluşur, aradaki bağ kovalent bağdır. Hidrojen molekülü H• •H veya H–H şeklinde gösterilir.
- Aynı cins ametal atomları arasında oluşan kovalent bağ apolar, farklı cins ametal atomları arasında oluşan kovalent bağ polardır. H<sub>2</sub> molekülündeki H - H bağı apolar, HCl molekülündeki H - Cl bağı polardır.