

PERİYODİK ÖZELLİKLER

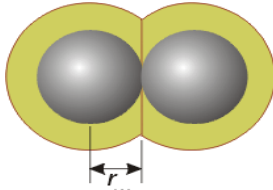
1.ATOMLARIN BÜYÜKLÜĞÜ VE ATOM YARIÇAPI:

Elementlerin fiziksel (erime ve kaynama noktaları, yoğunluk, iletkenlik vb.) ve kimyasal özellikleri (elektron alma ve verme) atom yarıçaplarıyla ilgilidir. Fakat atomun yarıçapını belirlemek güçtür. Atomun yarıçapını belirleyen elektron bulutunun yeri, atom kimyasal bağlı ise bulunabilir. Buna göre ölçülen atom yarıçapının ne tür olduğu belirtilmelidir.

DeneySEL ve gözlemsel atom yarıçapı birbirine bağlı atomların çekirdekleri arasındaki uzaklık ölçülerek hesaplanır. Buna göre atom yarıçapı ile ilgili,

- Kovalent yarıçap
- Van der Waals yarıçap
- İyon yarıçapı tanımlamaları yapılabilir.

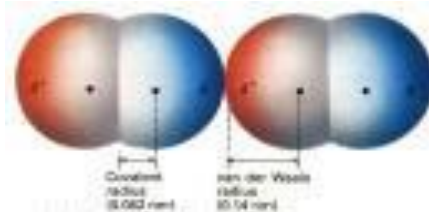
Kovalent yarıçap:



2 Covalent radius

Kovalent bağla bağlanmış iki özdeş atomun çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısı o atomun yarıçapını verir. Kovalent bağlar tekli, ikili, üçlü olabildiklerinden üç farklı kovalent yarıçap hesaplanabilir. Bu şekilde hesaplanan Cl atomunun yarıçapı, 99 pm olarak hesaplanmıştır. (1 pm = 10^{-12} m)

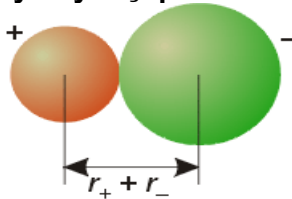
Van der Waals yarıçapı:



Soy gazlar yüksek basınç ve düşük sıcaklıkta katı haldedir. Bu maddeleri katı halde bir arada tutan kuvvetler London kuvvetleri ve Van der Waals kuvvetleridir.

Van der Waals yarıçap, birbiri ile temas halinde olan moleküller arasındaki uzaklığa denir. Hidrojenin kovalent yarıçapı 37 pm, van der Waals yarıçapı ise 120 pm'dir.

İyon yarıçapı:



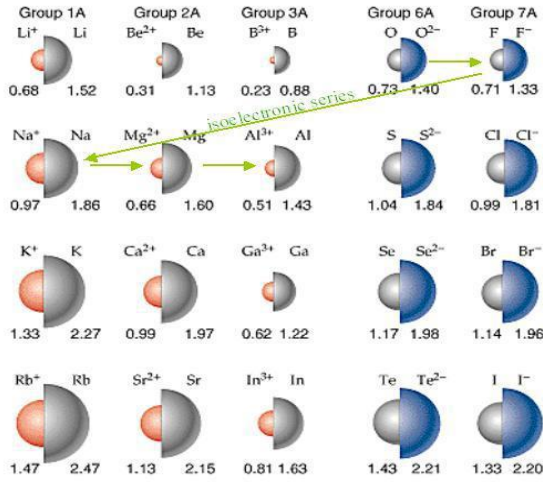
3 Ionic radius

İyonik bağla bağlanmış iyonların çekirdekleri arasındaki uzaklıktan ölçülür. İyonlar eş değer büyüklükte olmadığından iyon yarıçapı iyonlar arasındaki uzaklığın yarısı değildir. Uzaklık katyon ve anyon arasında uygun şekilde bölüştürülerek ayrı hesaplanır.

Bir iyonik bileşiğin fiziksel ve kimyasal özellikleri iyonların yarıçapı (büyüklüğü) ile ilgilidir. Nötr bir atom iyon haline geçtiğinde büyüklüğü de değişir.

- ❖ Bir metal atomu, pozitif iyon (katyon) oluşturmak üzere bir ya da daha çok elektron kaybettiğinde, çekirdekteki pozitif yük miktarı elektron sayısından daha fazla olur. Çekirdek, elektronları daha kuvvetli çeker ve bunun sonucu olarak katyonlar, nötr atomlarından daha küçük hale gelirler.
- ❖ Bir ametal, negatif iyon (anyon) oluşturmak üzere bir ya da daha çok elektron aldığı anda çekirdek yükü sabit kalırken fazla elektron nedeniyle elektronlar arasındaki itme kuvveti artar ve bunun sonucu olarak anyonlar, kendilerini oluşturan nötr atomlardan daha büyük hale gelirler.

Ionic radii

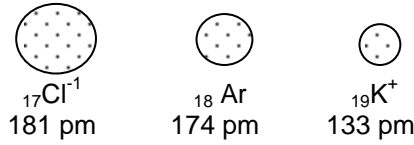


Periyodik Sistemde Farklı Gruplardaki Elementlerin İyon Büyüklükleri:

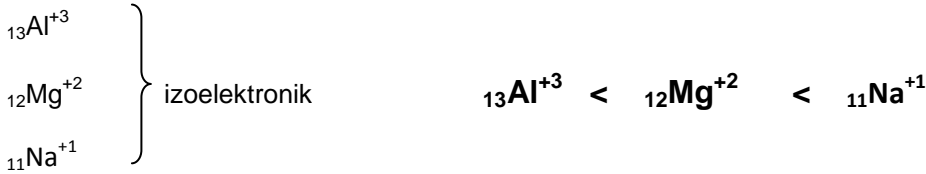
Aynı grupta, yukarıdan aşağıya doğru inildikçe elementlerde atom yarı çapı ve iyon yarı çapı artmaktadır. Farklı gruplardaki elementlerin iyon büyüklüklerini karşılaştırabilmek için iyonların izoelektronik (aynı elektron dizilimine sahip) olmaları gerekmektedir.

İzoelektronik iyonlar için katyonların anyonlardan daha küçük olduğu söylenebilir. Her iki iyonun elektron sayıları eşit olmasına rağmen çekirdek yükleri farklıdır. ${}_{19}\text{K}^{+1}$ iyonu daha fazla proton içerdiğinden çekirdek, elektronları daha güçlü çeker. Bu iyon yarıçapının daha küçük olmasına neden olur.

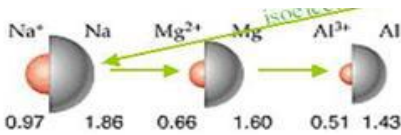
Çekirdek yükü arttıkça çap küçülür.



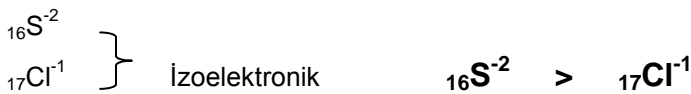
❖ İzoelektronik katyonlar arasında iyon yükü arttıkça yarıçap küçülmektedir.



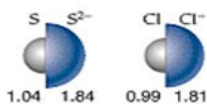
İzoelektronik katyonlardan iyon yükü daha büyük olanın, iyon yarıçapı daha küçük olur.



❖ İzoelektronik anyonlar arasında iyon yükü arttıkça yarıçap artmaktadır.



İzoelektronik anyonlarda ise iyon yükü arttıkça iyon yarıçapı da artar.

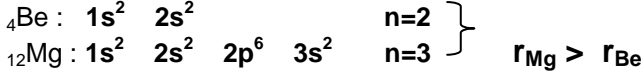


Atom çekirdeğindeki protonlarla (+ yükler) en son temel enerji düzeyindeki elektronlar (- yükler) arasında elektrostatik çekim kuvveti vardır. Elektrostatik çekim kuvveti, yüklerle doğru, yükler arasındaki uzaklığın karesi ile ters orantılıdır. Atom yarıçapı ise bu elektrostatik çekim kuvvetiyle ters orantılıdır.

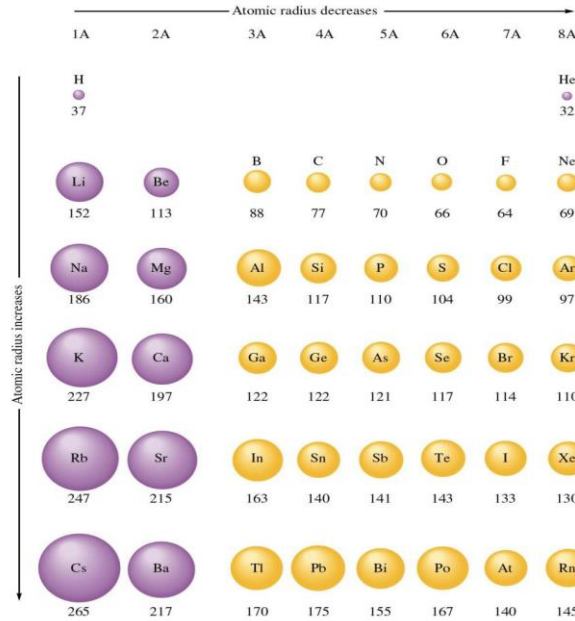
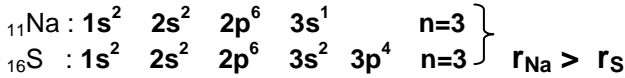
$$F \propto \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$

◆ **Elementlerin atom yarıçapları karşılaştırılırken aşağıdaki iki kural sırasıyla uygulanır:**

1. Genellikle temel enerji düzeyi sayısı (n, katman sayısı) büyük olan element atomlarının çapı büyüktür.



2. Temel enerji düzeyi sayısı eşitse atom numarası büyük olan element atomlarının çapı küçüktür.



NOT: Ga' un yarıçapı Al' dan düşüktür bunun sebebi, “d-blok büzülmesi” dir.

◆ **Bir atom elektron aldıkça çapı büyür. Elektron verdikçe çapı küçülür.**

Madde	Çekirdek Yükü	Elektron sayısı	İyon yarıçapı (Å)
O ⁺²	8	6	0.44
O	8	8	0.73
O ⁻²	8	10	1.40

◆ **Nötr atomların periyot ve grup boyunca çaplarının değişimi:**

- a) Aynı periyotta soldan sağa doğru atom yarıçapı ve hacmi azalır.
- b) Aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru atom yarıçapı ve hacmi büyür.

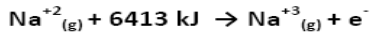
2.İYONLAŞMA ENERJİSİ:

Bir metalin iyi iletken olması atom çekirdeklerinin değerlik elektronlarına zayıf kuvvet uygulamasıdır. Bunun sonucunda elektronlar, boş değerlik orbitallerinde rahatlıkla hareket eder ve iletkenlik sağlanmış olur. Metal atomu çekirdeğinin elektronlara zayıf kuvvet uygulaması elektronların az bir enerjiyle atomdan uzaklaştırabileceğini yani, iyon haline geçebileceğini gösterir.

Gaz durumundaki nötr bir atomdan, bir elektronun uzaklaştırılması için gereken enerjiye “**İYONLAŞMA ENERJİSİ**” denir. Atomun iyonlaşma enerjisi gaz boşaltım tüplerine doldurulmuş gaz haldeki elementin iyonlaştırılmasıyla hesaplanır. İyonlaşma enerjisinin deneysel olarak hesaplanmasında katot tüpü kullanılır. Havası boşaltılan tüpün iki ucuna birer elektrot yerleştirilerek oluşturulur.

Gaz halindeki nötr bir atomdan bir elektron uzaklaştırmak için gerekli enerji **BİRİNCİ İYONLAŞMA ENERJİSİDİR** (IE_1).

+1 yüklü iyonun ikinci elektronu uzaklaştırmak için gerekli enerji **İKİNCİ İYONLAŞMA ENERJİSİDİR** (IE_2)



$$E_1 < E_2 < E_3$$

Periyodik sistemin birinci grubunu oluşturan alkali metaller en düşük iyonlaşma enerjisine sahipken soy gazlar en yüksek iyonlaşma enerjisine sahiptir.

İyonlaşma enerjisi, endotermik bir olaydır. Bir atomun her sonraki elektronunu koparmak daha zordur.

İyonlaşma olayında önce enerjisi en yüksek olan elektron koparılır. Çünkü bu elektronu koparmak için gereken enerji en küçüktür. Bir elektronu uzaklaştırmak için verilecek enerji, elektronun çekirdekten olan uzaklığına bağlıdır. Bu nedenle aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe atom yarıçapı arttığı için iyonlaşma enerjisi azalacaktır.

◆ Elementlerin iyonlaşma enerjilerinin karşılaştırılmasında iki kural uygulanır.

1.Genellikle iyonlaşma enerjisi atom yarıçapıyla ters orantılıdır.

$$\text{İyonlaşma enerjisi} \propto \frac{1}{\text{Atom yarıçapı}}$$

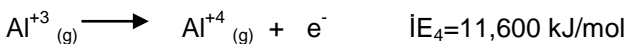
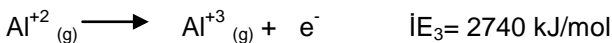
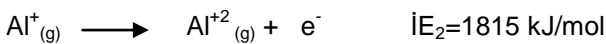
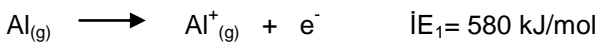
Bir elektron atom çekirdeğinden ne kadar uzaksa, o elektron için ;

- ✓ Koparılması o kadar kolaydır.
- ✓ Üzerindeki çekim kuvveti o kadar azdır
- ✓ Potansiyel enerjisi o kadar yüksektir.

2. Genellikle iyonlaşma enerjisi değerlik elektronları sayısı ile doğru orantılıdır.

İyonlaşma enerjisi \propto Değerlik elektronları sayısı

◆ Elementlerin art arda gelen iyonlaşma enerjilerinden küçük olanların sayısı elementin değerlik elektronları sayısı (grubunu) verir.



I., II, III. İyonlaşma enerjilerindeki artışlar normaldir. Ancak 4. elektron kopartılırken ani bir sıçrama görülür. Öyleyse kolay koparılan elektronlar değerlik elektronlardır. Değerlik elektron sayısı, A grubu elementlerinde grup numarasını verir. Bu yöntemle periyot numarası bulunamaz. Dolayısıyla Al'un;

Değerlik elektron sayısı: 3

Grubu :3A

Kararlı bileşiklerindeki değeri:+3

3. Aynı grupta, yörünge sayıları arttıkça, elektronun çekirdek tarafından çekimi azalacağından, iyonlaşma enerjileri azalır.

8A grubunda; Xe < Kr < Ar < Ne < He

1A grubunda; Rb < K < Na < Li < H

7A grubunda; F > Cl > Br > I > At

4. Aynı periyotta, değerlik elektron sayısı arttıkça iyonlaşma enerjisi genellikle artar.



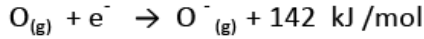
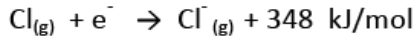
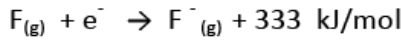
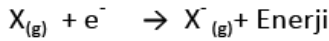
Bu düzensizliğin sebebi, küresel simetridir. 3A grubu p¹, 2A grubu elementleri de s² şeklinde biter. Dolayısıyla 3A grubundan elektron koparmak daha kolaydır. Aynı durum 6A grubu ile 5A grubu arasında da vardır.

3.ELEKTRON İLGİSİ:

Yüksek elektron ilgisinin anlamı, elektronun atoma eklenmesi sonucu büyük enerjinin açığa çıkmasıdır. Elektron ilgisi, fazladan bir elektronun bir atoma ne derece sıkı bağlandığının bir ölçüsüdür.

F ve Cl gibi periyodik sistemin 7 A grubunda bulunan elementlerin dış katman p orbitallerinde 5 e⁻ bulunur. 1 e⁻ aldıklarında asal gaz elektron dizilimine benzeyecekleri için elektron ilgileri büyüktür. Atoma yaklaşan elektron atoma ait elektron bulutu tarafından itilirken çekirdek tarafından çekilir. Çekme itmeden büyük olursa enerji açığa çıkar. Açığa çıkan enerji ne kadar büyük olursa elementin elektron ilgisi de o kadar büyüktür.

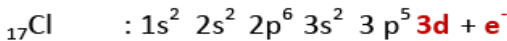
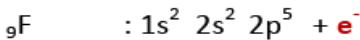
Gaz haldeki bir atomun bir elektron alması sırasında oluşan enerji değişimine "ELEKTRON İLGİSİ" denir. Elektron ilgisi pozitif veya negatif olabilir.



Genellikle ametallerin I. elektronu alma işi ekzotermik, II. ve daha sonraki elektronları alma işi endotermik olarak gerçekleşir.

1. Periyodik tabloda, elektron ilgisi soldan sağa doğru gidildikçe genellikle artar. 7A'da maksimuma ulaşır. (Metallerin ve soy gazların elektron ilgileri yok kabul edilir.)
2. Periyodik tabloda, aynı grupta, yörünge sayısı arttıkça; elektron ilgisi genellikle azalır. Ancak F < Cl dur.
3. 1A grubu elementleri metal oldukları halde elektron ilgileri vardır.

DİKKAT: Elektron ilgisi aynı grupta yukarı doğru artmasına rağmen Cl > F olmasının sebebi;



4.ELEKTRONEGATİFLİK:

Elektronegatiflik, bir atomun kimyasal bağdaki elektronları kendine doğru çekme yeteneğidir. Elektronegatiflik bağdaki elektronların birbirine göre elektronları çekme eğiliminin bağlı büyüklüğünü gösteren bir sayıdır.

Pauling'e göre elektronegatiflik tanımı; bir molekül içindeki bir atomun bağın elektronlarını kendine doğru çekme eğilimidir.

Elektronegatifliğin Mulliken Tanımı:

Elementin iyonlaşma enerjisi ve elektron ilgisinin mutlak değerlerinin aritmetik ortalaması olarak tanımlanmıştır.

$$\text{Elektronegatiflik} = \frac{k \cdot [\text{İyonlaşma enerjisi} + \text{Elektron ilgisi}]}{2}$$

Pauling Mulliken Tanımı:

Pauling F'un elektronegatifliği 4,0 kabul edilmiştir. Diğer elementlerin elektronegatifliği buna kıyasla tespit edilmiştir.

Bir atomun iyonlaşma enerjisi ve elektron ilgisi yüksekse bu atom bileşik oluştururken elektron alır ya da elektron ortaklaşması sırasında bağ elektronlarını daha çok kendisine çeker. İyonlaşma enerjisi ve elektron ilgisi düşükse bu atom elektron alma yerine elektron verme eğilimi gösterir.

Periyotlarda soldan sağa gidildikçe iyonlaşma enerjisi ve elektron ilgisi arttığı için elektronegatiflik de artar. Gruplarda ise yukarıdan aşağıya doğru inildikçe iyonlaşma enerjisi ve elektron ilgisi azaldığından elektronegatiflik de azalır.

5.PERİYODİK SİSTEMDE METALİK VE AMETALİK ÖZELLİKLERİN DEĞİŞİMİ:

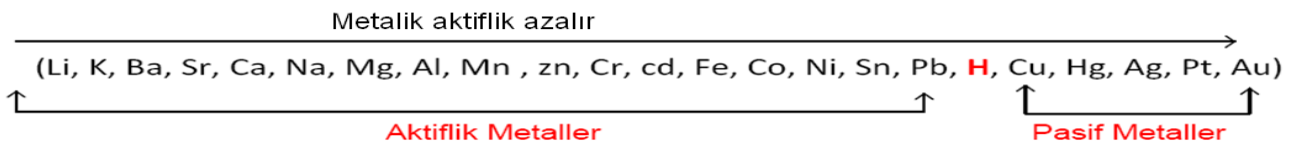
1	2	TRANSITION METALS										13	14	15	16	17	18	
IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
1	H																He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

Metallerin değerlik elektron sayısı genellikle az ve dolayısıyla iyonlaşma enerjileri düşüktür. Bu sebeple H hariç 1A grubu elementleri, 2A grubu elementleri, tüm B grubu elementleri, B hariç tüm 3A grubu elementleri, Sn, Pb, Bi, Lantanitler ve Aktinidler metaldirler. Periyodik tabloda sağdan sola doğru gidildikçe, metalik özellik özellik azalır. Ancak metalik özellikler birden bitip ametallik özellik başlamaz. Metallerle ametallerin kesişim noktasındaki elementlere Yarı Metaller diyoruz. (Kesin olmamakla beraber bu elementler; B,Si,Ge,As,Sb,Te) 1A'da H, 4A'da C, 5A'da N ve P, 6A'da O, S, Se,7A'da F,Cl,Br,I ametaller grubunda incelenirler.

Metaller: Periyodik tabloda, hidrojen hariç tüm 1A grubu elementleri; tüm 2A grubu elementleri; tüm B grubu elementleri; 3A da Al, Ga, In, Tl; 4A Sn, Pb; 5A da Bi, lantanitler ve aktinidler metaller sınıfında incelenirler.

Metallerin kendilerine özgü ortak özellikleri şunlardır:

1. Cıva hariç hepsi, oda şartlarında (25 °C) katı halde bulunurlar. (Hg'nin EN:-39 °C)
2. Metalik parlaklık gösterirler.
3. İşlenebilirler. (Tel ve levha haline getirilirler) .
4. Isı ve elektrik akımını iletirler. (Metallerde elektrik iletkenliği serbest elektronları sayesinde gerçekleşir. Sıcaklığın artırılması metalik iletkenliği azaltır).
5. Metaller buharlaştırılınca metalik özelliklerini kaybederler.
6. Yoğunlukları 6 dan küçük olan metallere hafif metaller, büyük olan metallere ağır metaller denir.
7. Kimyasal tepkimelerde, elektron vererek + yükle yüklenirler, yükseltgenirler, indirgenirler.
8. Elektron almazlar. Kendi aralarında bileşik oluşturmazlar. Ancak homojen olarak karışarak alaşımları oluştururlar.
9. Periyodik tabloda metallerle a metallerin kesişim noktasında bulunan, metalik özelliklerle beraber bazı ametallik özelliklerde gösteren elementlere, yarı metaller denir. Bu elementler: **B, Si, Ge, Sb, Te, Po, At elementleridir.**
10. Metaller genelde bazik özellik gösterirler, bu sebeple asitlerle tepkimeye girerler. Ancak; Zn, Al, Sn, Pb, Cr diye bilinen elementler hem asit hem de bazlarla tepkimeye girerler. Bu metallere **amfoter metaller** denir.
11. Asitlerle tepkimeye girerek H₂ gazı açığa çıkartan metallere aktif metaller denir.
12. Asitlerle tepkimeye girerek H₂ gazı açığa çıkartamayan metallere pasif metaller denir.



Ametaller: Periyodik tabloda; 1A'da H, 4A'da C, 5A'da N ve P, 6A'da O,S ve Se , 7A'da F, Cl, Br, I ametaller sınıfında incelenirler.

Ametallerin özellikleri:

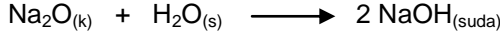
- 1.Oda şartlarında (25 °C) katı, sıvı ve gaz hallerinde bulunurlar. (katı: C,P,S,I ; sıvı: Br ; gaz: N₂, O₂, F₂, Cl₂).
- 2.Mattırlar. Metalik parlaklık göstermezler.
- 3.Erime ve kaynama noktaları düşüktür, öz kütleleri küçüktür
- 4.Kırılgandırlar. Esnek değillerdir. Tel ve levha haline gelmezler.
- 5.Elektrik akımını iletmezler(Grafit hariç). Metallerde elektrik akımı iletilirken, kimyasal değişiklik olmaz. Ancak ametallerde elektrik iletkenliği sırasında kimyasal değişme olur.
- 6.Ametaller elementel halde iken moleküler halde bulunurlar. (H₂, O₂, N₂...gibi)
- 7.İyonlaşma enerjileri ve elektron ilgileri yüksektir.
- 8.Elektronegatiflikleri yüksektir. Periyodik tabloda sağa ve yukarı doğru gidildikçe elektronegatiflikleri artar.
- 9.Metallerle tepkimelerinde, elektron alarak -yükle yüklenirler, indirgenirler, yükseltgendirler.
- 10.Kendi aralarında, kovalent bağlı bileşik oluştururlar. Flor dışındaki ametaller hem pozitif hem de negatif değerlik alırlar. Flor tüm bileşiklerinde -1 değerlik alırlar.
- 11.CO, NO, N₂O... gibi birkaç bileşik nötr oksit sınıfına girerler.

6.PERİYODİK SİSTEMDE ELEMENTLERİN ASİTLİK BAZLIK ÖZELLİKLERİNİN DEĞİŞİMİ:

Elementlerin oksijenli bileşiklerine **OKSİT** denir. (Na₂O, K₂O, CaO, ZnO, CO₂, SO₃, Cl₂O₇...).

*Metal oksitleri genellikle bazik özelliğe sahiptir (Na₂O, K₂O, CaO, BaO)

Metal oksitleri su ile tepkime vererek bazik metal hidroksitlerini oluştururlar.

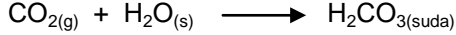


1A ve 2A grubu metal oksitlerinden oluşan metal hidroksitler KUVVETLİ BAZDIR. Suda %100 iyonlaşırlar.



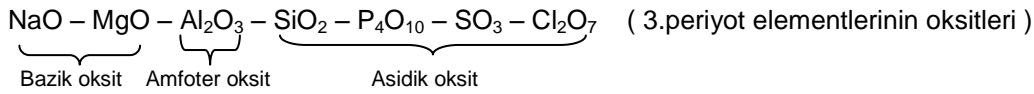
*Ametal oksitleri genellikle asidik özelliğe sahiptir (CO₂, N₂O₅, SO₂, SO₃, Cl₂O₇).

Ametal oksitleri su ile tepkime vererek asitleri oluştururlar.



Ametal oksitleri su ile tepkime verdiklerinde zayıf ya da kuvvetli asitleri oluştururlar.

BeO, Al₂O₃, Ga₂O₃, SnO₂, PbO₂ hem asit hem de baz özelliği gösterir. Bu tür özelliği olan oksitlere AMFOTER OKSİTLER denir.



3.periyot elementlerinin oksitleri incelendiğinde, soldan sağa gidildikçe elementlerin metalik karakterlerinin azaldığı; dolayısıyla, oksitlerin bazik özellikten asitliğe kademeli bir şekilde geçtiği görülmektedir.

Bir grup içinde ise, metalik karakter yukarıdan aşağıya doğru artar; dolayısıyla, element oksitlerinin bazik karakteri de yukarıdan aşağıya doğru artar.

Aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe element hidroksitlerinin bazlık gücü azalır. Aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe element hidroksitlerinin bazlık gücü artar.