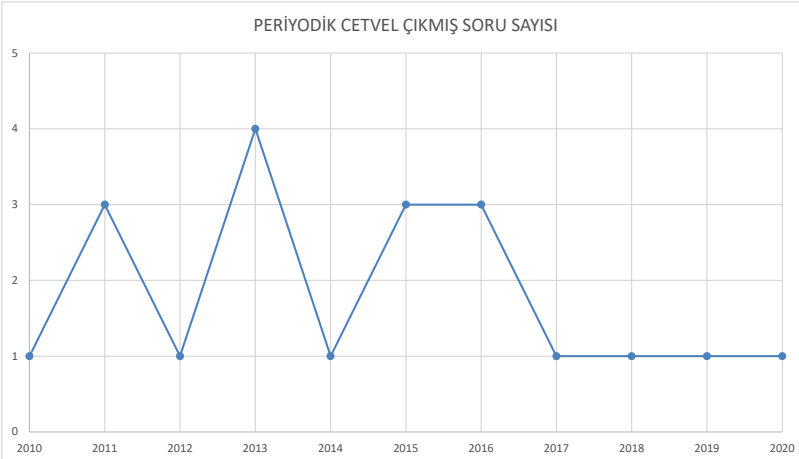
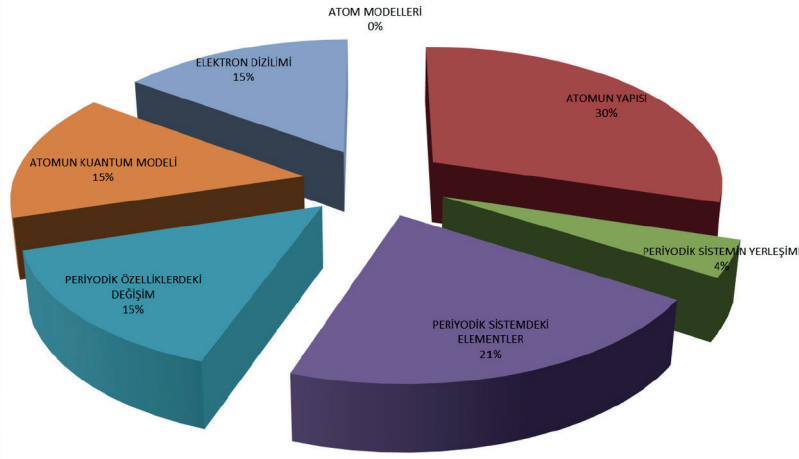


AYT

Periyodik Sistem P serisi



 Paraksilen Kimya
www.paraksilen.com

PERİYODİK ÖZELLİKLERİN DEĞİŞİMİ



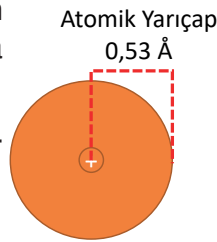
ATOM YARIÇAPI

← A R T A R →

- Bir elementin yörünge sayısı onun periyot numarasını verir. Bu nedenle periyodu büyük olanın yörünge sayısı dolayısıyla atomun çapı da büyüktür.
- Aynı periyottaki elementlerden proton sayısı fazla olan (yani sağda olan) elektronlara daha fazla çekim uygulayacağı için proton sayısı fazla olan elementin çapı küçüktür.
- Farklı periyottaki elementlerde sol veya sağda olmasına bakılmaz periyodu büyük olan elementin çapı da büyük olur.

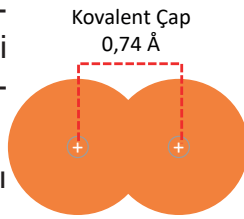
ATOMİK YARIÇAP

- Atom çekirdeğinden en dış katmandaki elektrona olan uzaklıktır.
- Hidrojenin atomik yarıçapı 0,53 Å dir.



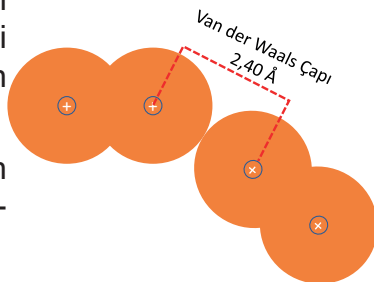
KOVALENT YARIÇAP

- Birbiri ile kovalent bağ yapmış aynı iki atom çekirdeği arasındaki mesafenin yarısıdır
- Hidrojenin kovalent yarıçapı 0,37 Å dir.



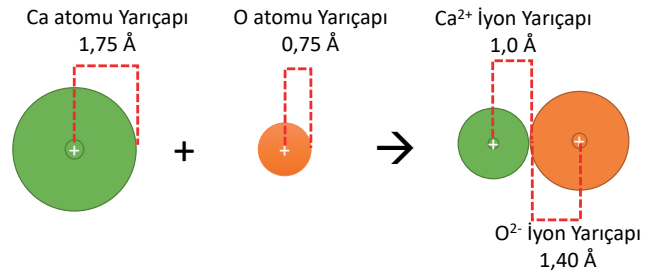
VAN DER WAALS YARIÇAPI

- Birbirine bağlı olmayan iki atomun en yakın çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısıdır.
- Hidrojen atomunun Van der Waals yarıçapı 1,20 Å dir.



İYONİK YARIÇAP

- İyonik yarıçap, iyonik bağlı bileşikteki bir iyonun yarıçapıdır.
- İyonik bağlı bileşiklerde iyonlar aynı büyüklükte değildir. Bu nedenle iyon yarıçapı iyonlar arasındaki uzaklığın yarısı değildir.



METALİK ÖZELLİK

← A R T A R →

- Metaller elektron verme eğilimi yüksek olan elementlerdir.
- Bir elementin kolay elektron verebilmesi için çapının büyük olması gereklidir.

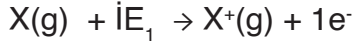
AMETALİK ÖZELLİK

- Ametaller elektron alma eğilimi yüksek olan elementlerdir.
- Bir elementin kolay elektron alabilmesi için çapının küçük olması gereklidir.

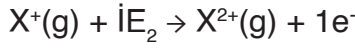
← A R T A R →

İYONLAŞMA ENERJİSİ

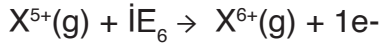
- Gaz haldeki bir elementin son yörüngesindeki 1 elektronu koparabilmek için, elemente verilmesi gereken enerjiye iyonlaşma enerjisi denir.



- Bir elementten 1 elektron koparıldıktan sonra ikinci elektronu (iki elektronu değil) koparmak için verilmesi gereken enerji 2. İyonlaşma enerjisidir;



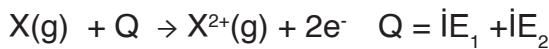
- Aynı mantıkla 6. İyonlaşma enerjisi 5 elektron koparıldıktan sonra altıncı elektronu koparmak için verilmesi gereken enerjidir.



- Bir element elektron verdikçe geri kalan elektronlarına uyguladığı elektron başına çekim arttığı için geri kalan elektronları koparmak güçleşir.
- Yani ardışık gelen iyonlaşma enerjileri daima artar;



- Bir elementten 2 elektron koparmak istiyorsak birinci iyonlaşma enerjisi ve ikinci iyonlaşma enerjisinin toplamı kadar enerji vermemiz gerekir. Aynı şekilde 6 elektron koparmak istiyorsak ilk 6 iyonlaşma enerjisinin toplamı kadar enerji vermemiz gerekir.



- Bir elemente enerji vererek tüm elektronlarını koparabiliriz bu nedenle bir elementin nötr haldeki elektron sayısı yani atom numarası kadar iyonlaşma enerjisi vardır

- Bir elemente enerji vererek tüm elektronlarını koparabiliriz bu nedenle bir elementin nötr haldeki elektron sayısı yani atom numarası kadar iyonlaşma enerjisi vardır

Element	$\dot{I}E_1$	$\dot{I}E_2$	$\dot{I}E_3$
${}_1\text{H}$	1312	-	-
${}_2\text{He}$	2372	5250	-

- Element son yörüngesindeki elektronları verince soygaza benzeyeceği için elektron vermesi güçleşir. Bu nedenle element soygaza benzediği anda iyonlaşma enerjisinde aşırı artış gözlenir;

Element	$\dot{I}E_1$	$\dot{I}E_2$	$\dot{I}E_3$	$\dot{I}E_4$
Na	495	4562	6910	9543
Al	577	1816	2744	11577
S	1000	2252	3357	4556

- Tablodaki elementler incelendiğinde sodyumun 1. ile 2. İyonlaşma enerjileri arasında yaklaşık 9-10 kat artış vardır. Bu sodyumun 1A grubunda olması nedeniyledir. İlk elektronunu verince soygaza benzeyen sodyum 2. Elektronu soygaz düzenine ulaştığı için çok zor vermiştir.
- Aynı şekilde alüminyumun 3. İyonlaşma enerjisi ile 4 iyonlaşma enerjisi arasında aşırı bir artış vardır. Bunun sebebi alüminyumun 3A grubunda olmasıdır. 3 elektron verince soygaza benzediği için 4. İyonlaşma enerjisi 3. den çok büyüktür.
- Kükürtün iyonlaşma enerjileri incelendiğinde ise aşırı artış yoktur. Bunun sebebi kükürtün 6A grubunda olmasıdır, kükürtteki aşırı artış 6 ile 7. İyonlaşma enerjileri arasında olacaktır.
- Böyle bir tablo verildiğinde **artışların en büyüğünü değil 3,5 - 4 kattan daha fazla artmış olması şartını arıyoruz.**

- İyonlaşma enerjisinin periyodik tabloda değişimine baktığımızda ise çekirdek kendine yakın olan elektronu daha fazla çekeceği için atomun çapı büyüdükçe elektron koparmak kolaylaşır.
- Bu nedenle periyodik tabloda iyonlaşma enerjisi çap ile ters orantılıdır.
- Soldan sağa artış sırasında 2A ve 5A (küresel simetriden dolayı) elektronlarını beklenenden daha çok çekerler, bu grupların iyonlaşma enerjileri kendilerinden bir sonra gelen 3A ve 6A'dan daha yüksektir;
- $1A < 3A < 2A < 4A < 6A < 5A < 7A < 8A$

A R T A R

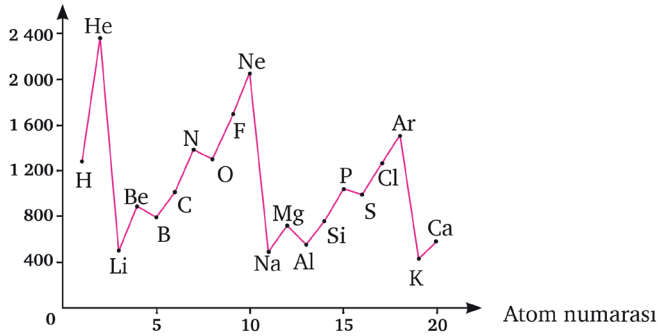
ELEKTRON İLGİSİ

- Gaz halindeki nötr bir atomun bir elektron alması sırasında gerçekleşen enerji değişimine elektron ilgisi denir.
- Elektron ilgisi genellikle ekzotermiktir

$$X(g) + e^- \rightarrow X^-(g) + E_i$$
- Bir element elektronu ne kadar çok çekiyorsa o kadar çok almak isteyeceği için elektron ilgisi çap ile ters orantılı olarak artar.
- Soy gazların elektron ilgisi yoktur.
- İstisna olarak klorun elektron ilgisi florndan fazladır.

A R T A R

1. İyonlaşma enerjisi (kJ/mol)



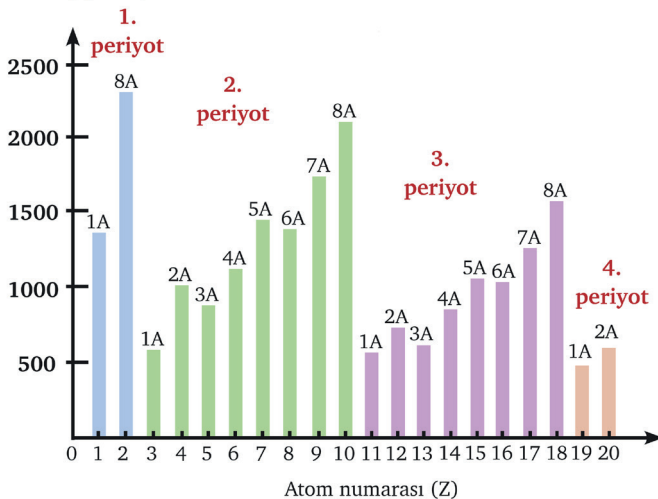
PARAKSİLEN KİMYA

ELEKTRONEGATİFLİK

- Bir atomun bağ elektronlarını kendine çekme yeteneğinin ölçüsüdür
- Elektronegatifliği en yüksek olan element florudur.
- Elektronegatifliği en düşük element 1A grubundaki fransiyumdur.
- Soy gazların elektronegatifliği yoktur.
- Çapı küçük olan atom elektronlara daha fazla sahip çıkacağı için çap ile ters orantılıdır.

A R T A R

1. İyonlaşma enerjisi (kJ/mol)

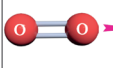









OKSİT VE HİDROKSİTLERİN BAZLIĞI

- Metallerin (Al, Cr, Zn, Sn, Pb, Be hariç) oksitleri bazik özelliktedir.
- Bazik oksitler su ile tepkimeye girerek bazlara dönüşürler.
- Metal oksitler bazik olduğu için metalik özellik arttıkça oksitin bazlık kuvveti artar.

OKSİTLERİN VE HİDROJENLİ BİLEŞİKLERİN ASİTLİĞİ

- Ametallerin oksijenle zengin (CO_2 , N_2O_5 gibi) oksitleri asidik oksit, oksijenle fakir (CO , N_2O gibi) oksitleri ise nötr oksittir.
- Asidik oksitlerin suda çözünmesi sonucu asitler oluşur.
- Ametal oksitlerde asidik karakter sağa ve yukarıya doğru artar.
- Oksitler dışında halojenlerin hidrojenli bileşiklerinde de (HF , HCl , HBr , HI) asittir.
- Halojenlerin hidrojenli bileşiklerinde yukarıdan aşağıya doğru asitlik kuvveti artar.

Oksijenle tepkimeye girdiklerinde	11 ^{Na}	12 ^{Mg}	13 ^{Al}	14 ^{Si}	15 ^P	16 ^S	17 ^{Cl}
	Na_2O Bazik oksit	MgO Bazik oksit	Al_2O_3 Amfoter oksit	SiO_2 Asidik oksit	P_2O_5 Asidik oksit	SO_3 Asidik oksit	Cl_2O_7 Asidik oksit
Turnusol kâğıdı							
	NaOH Bazik	Mg(OH)_2 Bazik	Al(OH)_3 Amfoter	H_2SiO_3 Asidik	H_3PO_4 Asidik	H_2SO_4 Asidik	HClO_4 Asidik

• ATOM ÇAPI

- Metalik Özellik
- Elektron verme isteği
- Elektropozitiflik
- Metal Oksitlerin Bazlığı
- Yükseltgenme isteği
- Ametallerin erime kaynama noktası

• İYONLAŞMA ENERJİSİ

- Ametalik özellik
- Elektron alma isteği
- Elektronegatiflik
- Elektron ilgisi ($\text{Cl} > \text{F}$)
- Ametal Oksitlerin Asitliği
- İndirgenme isteği
- Metallerin erime kaynama noktası

Ametal O'suz bileşiklerinin asitliği

ELEMENTLERİN ÖZELLİKLERİ

ÖSYM		ÖSYM		ÖSYM		ÖSYM					
2012		2013		2015		2016					
2012		2015		2016		2017					
1A	2A					3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
H	He					B	C	N	O	F	Ne
Li	Be					Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
Cs	Ba	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl
Fr	Ra	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Dg	Cn	Nh	Fl
Lantanitler		Aktinidler									
57		58	59	60	61	62	63	64	65	66	67
La		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho
89		90	91	92	93	94	95	96	97	98	99
Ac		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es
101		102	103	104	105	106	107	108	109	110	111
Md		Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn
113		114	115	116	117	118	119	120	121	122	123
Nh		Fl	Mc	Lv	Ts	Og					

s Bloku Elementleri

- 1A, 2A grubu elementleri ve He'yi içerir.
- Tamamı küresel simetriktrir.
- Bulunduğu periyotta çapı en büyük elementleri içerir
- 1A daima +1 (hidrojen -1de alabilir.) 2A ise daima +2 değerlidir.
- Bloktaki metaller çok aktif oldukları için mineral yağ içinde veya vakumlu kaplarda saklanırlar.

p Bloku Elementleri

- 3A, 4A,5A,6A,7A ve He hariç 8A grubu elementlerini içerir.
- Bloкта metal, ametal, yarımetal ve soygazlar mevcuttur.
- 3A grubu genelde +3 değerlidir ancak aşağı inildikçe p'deki 1 elektronu verip +1 olma eğilimi artar.
- 4A'nın ilk üyesi olan C -4 ile +4 arasında değerlik alabilir, grubun diğer üyeleri +2 veya +4 değerlik alır.
- 5A grubunun ilk iki elementi olan N ve P -3 ile +5 arasında değişen değerlik alırken grubun diğer üyeleri +3 veya +5 alırlar.
- 6A grubunun ilk elementi olan oksijen flor ile yaptığı OF_2 bileşiminde +2 değerliğe sahipken diğer bileşiklerinde genellikle -2 değerlidir.
- 7A grubunun ilk elementi olan flor tüm bileşiklerinde -1 değerlik alırken diğer halojen grubu elementleri -1 ile +7 arasında değişen değerlikler alabilirler.

d Bloku Elementleri

- 4. periyottan itibaren başlar
- 2A'dan sonra 3B ile başlar 2B grubu ile biter.
- 2 tane 8B grubu olduğu için blok 10 sütundan oluşur.
- En kalabalık bloktur.
- d bloku metalleri diğer metallere göre daha sert ve erime noktası diğer metallere göre yüksektir.
- B grubu elementleri bileşiklerinde birden fazla pozitif iyon yüküne sahip olabilirler.

f Bloku Elementleri

- 6. ve 7. periyotta bulunur.
- f bloku elementlerine iç geçiş elementleri veya iç geçiş metalleri de denir.
- 1. yatay sırasına İntanidler, 2. yatay sırasına aktinitler denir.
- Isı ve elektriği iyi iletirler, erime ve kaynama noktaları yüksektir.
- Genellikle +3 iyon yüküne sahiptirler.

DEĞERLİK BULMA



1+ Yüklü		2+ Yüklü		3+ Yüklü	
H ⁺	Hidrojen	Be ²⁺	Berylyum	Al ³⁺	Alüminyum
Li ⁺	Lityum	Mg ²⁺	Magnezyum	Fe ³⁺	Demir
Na ⁺	Sodyum	Ca ²⁺	Kalsiyum		
K ⁺	Potasyum	Ba ²⁺	Baryum		
Ag ⁺	Gümüş	Zn ²⁺	Çinko		
NH ₄ ⁺	Amonyum	Cu ²⁺	Bakır		
Cu ⁺	Bakır	Fe ²⁺	Demir		

1- Yüklü		2- Yüklü		3- Yüklü	
H ⁻	Hidrür	O ²⁻	Oksit	N ³⁻	Nitrür
F ⁻	Florür	S ²⁻	Sülfür	P ³⁻	Fosfür
Cl ⁻	Klorür	CO ₃ ²⁻	Karbonat	PO ₄ ³⁻	Fosfat
Br ⁻	Bromür	SO ₄ ²⁻	Sülfat		
I ⁻	İyodür				
OH ⁻	Hidroksit				
CN ⁻	Siyanür				
NO ₃ ⁻	Nitrat				
CH ₃ COO ⁻	Asetat				

Elektron Dizilimi	Periyodik Sisteme Grubu	Beklenen Yükseltgenme Basamağı
ns ² (n-1)d ¹	3B	s orbitalindeki 2 elektronu vererek 2+ yük beklenirken 3B grubu elementleri 2+ yükseltgenme basamağında bulunmaz. 3+
ns ² (n-1)d ²	4B	(s orbitalindeki 2 elektronu vererek) 2+, (s ve d orbitalindeki 4 elektronu vererek) 4+
ns ² (n-1)d ³	5B	2+, 5+
ns ² (n-1)d ⁴	6B	2+, 6+
ns ² (n-1)d ⁵	7B	2+, 7+
ns ² (n-1)d ⁶	8B	2+, 3+ (d ⁵ küresel simetrik yapı), 8+ (Grupta aşağıdaki elementlerde görülür.)
ns ² (n-1)d ⁷	8B	2+, 3+, 4+
ns ² (n-1)d ⁸	8B	2+, 3+
ns ² (n-1)d ⁹	1B	1+, 2+, 3+
ns ² (n-1)d ¹⁰	2B	2+