

## MODERN ATOM MODELİ VE ORBİTAL KAVRAMI

- 1927 yılında Werner Heisenberg, elektronların konumlarını ve hızlarını saptayabilmek için yaptığı çalışmalarla elektronun konumunun ve hızının aynı anda belirlenemeyeceğini keşfetmiştir. Heisenberg'in keşfettiği bu durum Heisenberg Belirsizlik İlkesi olarak tanımlanmıştır.
- Heisenberg Belirsizlik İlkesi'ne göre Bohr atom modelinde kabul edildiği gibi elektronların çekirdek etrafında dairesel yörüngelerde döndüğü ispatlanamaz ancak elektronların çekirdek etrafında bulunma olasılığının olduğu bölgelerden bahsedilebilir. Atomda elektronların bulunma olasılığının yüksek olduğu bu bölgelere **orbital (elektron bulutu)** denir.
- 1926 yılında Erwin Schrödinger, elektronun kütle ile ifade edilen tanecik davranışını ve dalga fonksiyonu ile ifade edilen dalga davranışını birleştirerek bir denklem geliştirmiştir. Bu denklemle elektronun bulunma ihtimalinin yüksek olduğu bölgeler ortaya çıkmıştır.

## YÖRÜNGE VE ORBİTAL KAVRAMLARI

Elektronlar; Bohr atom modeline göre yörüngelerde, Modern atom modeline göre orbitallerde bulunur.

### Yörüngeler:

- Şekli daireseldir.
- Elektronun izlediği varsayılan yoldur.
- Her yörünge bir enerji seviyesi ile temsil edilir.
- Her yörüngede belirli sayıda elektron bulunur.
- Elektronun düzlemsel hareketini temsil eder.

### Orbitaller:

- Farklı şekillerde bulunurlar.
  - Elektronun bulunma ihtimalinin yüksek olduğu bölgelerdir.
  - Enerji düzeylerinde farklı orbitaller bulunabilir.
  - Bir orbital en fazla iki elektron bulundurur.
  - Elektronun üç boyutlu hareketini gösterir.
- Elektronların bulunma olasılıklarının yüksek olduğu bölgeler yani orbitaller kuantum sayıları ile ifade edilir.

## KUANTUM SAYILARI

Orbitaller ve orbitallerdeki elektronların belirlenmesinde kuantum sayıları kullanılır.

a. **Baş (birincil) kuantum sayısı (n):** Elektronun çekirdeğe olan ortalama uzaklığını belirten kuantum sayısıdır.

- n ile ifade edilir ve 1'den başlayarak pozitif tam sayılarla ifade edilir.

Katman (Enerji düzeyi)	K	L	M	N
Baş kuantum sayısı (n)	1	2	3	4

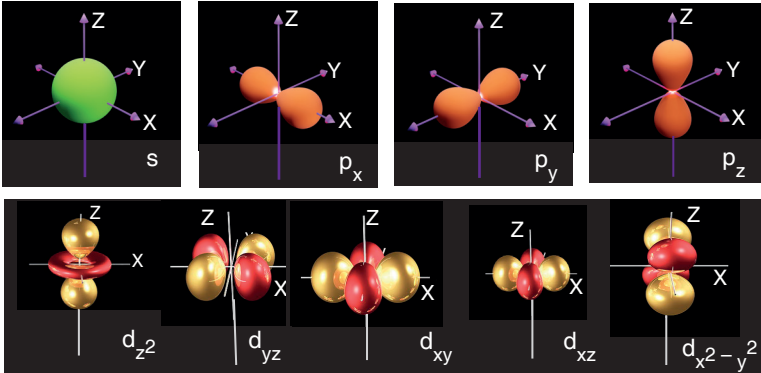
b. **Açısal momentum (ikincil) kuantum sayısı (ℓ):** Orbital şeklini ve bir enerji düzeyindeki alt enerji düzeyi sayısını belirten kuantum sayısıdır.

- ℓ ile ifade edilir ve 0'dan başlayarak n-1 (dahil)'e kadar değer alabilir.
- ℓ'nin her değeri bir orbital türünü ifade eder. s, p, d ve f olmak üzere 4 orbital türü vardır.

Açısal momentum kuantum sayısı (ℓ)	0	1	2	3
Orbital türü	s	p	d	f

- Her enerji düzeyinde açısal momentum kuantum sayısı kadar alt enerji düzeyi bulunur.

n = 1	ℓ = 0 s orbitali	n = 4	ℓ = 0 s orbitali
n = 2	ℓ = 0 s orbitali ℓ = 1 p orbitali	ℓ = 1 p orbitali	ℓ = 2 d orbitali
n = 3	ℓ = 0 s orbitali ℓ = 1 p orbitali ℓ = 2 d orbitali	ℓ = 2 d orbitali	ℓ = 3 f orbitali



Orbitallerin şekilleri

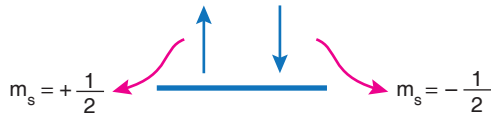
c. **Manyetik kuantum sayısı ( $m_\ell$ ):** Alt enerji düzeyinde kaç tane orbital olduğunu gösteren kuantum sayısıdır.

- $m_\ell$  ile ifade edilir ve  $-\ell$ 'den  $+\ell$  (dahil)'ye kadar tam sayı değerleri alabilir.
- $m_\ell = 2\ell + 1$  formülü ile alt orbital sayısı bulunabilir.

$\ell = 0$ ( <b>s orbitali</b> )	$m_\ell = 0$	<b>1 tane s orbitali</b> s orbitalleri 1. enerji düzeyinden itibaren her enerji düzeyinde vardır. s orbitalleri en fazla 2 elektron bulundurabilir.
$\ell = 1$ ( <b>p orbitali</b> )	$m_\ell = -1, 0, +1$	<b>3 tane p orbitali</b> p orbitalleri 2. enerji düzeyinden itibaren her enerji düzeyinde vardır. p orbitalleri en fazla 6 elektron bulundurabilir.
$\ell = 2$ ( <b>d orbitali</b> )	$m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$	<b>5 tane d orbitali</b> d orbitalleri 3, 4, 5 ve 6. enerji düzeylerinde vardır. d orbitalleri en fazla 10 elektron bulundurabilir.
$\ell = 3$ ( <b>f orbitali</b> )	$m_\ell = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	<b>7 tane f orbitali</b> f orbitalleri 4 ve 5. enerji düzeylerinde vardır. f orbitalleri en fazla 14 elektron bulundurabilir.

d. **Spin kuantum sayısı ( $m_s$ ):** Elektronun kendi eksenini etrafında dönme hareketine **spin** denir.

- Bir elektronun  $+\frac{1}{2}$  ve  $-\frac{1}{2}$  olmak üzere iki çeşit spini olabilir.
- Spin kuantum sayısı  $m_s$  ile ifade edilir ve  $+\frac{1}{2}$  ile  $-\frac{1}{2}$  değerlerini alır.



## ÇOK ELEKTRONLU ATOMLARDA ORBİTALLERİN ENERJİ SEVİYELERİ

- Elektronun enerji düzeyi arttıkça orbitalin de enerji düzeyi artar.
- Çekirdeğin çekim gücü ve elektronlar arasındaki itme kuvvetleri nedeni ile aynı enerji düzeyindeki farklı orbital türlerinin enerjileri de farklıdır.
- Orbitalerin enerjileri, baş kuantum sayısı ( $n$ ) ve açısal momentum kuantum sayısı ( $\ell$ ) ile bağlantılıdır.

$(n + \ell)$  değeri arttıkça orbitalin enerjisi artar.

Aynı  $(n + \ell)$  değerine sahip orbitallerden  $n$  değeri büyük olan orbitalin enerjisi daha büyüktür.

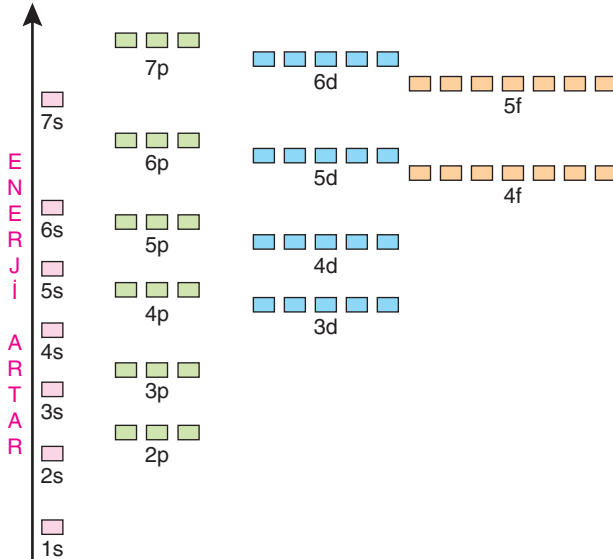
$$1s \Rightarrow n = 1, \ell = 0 \text{ ve } n + \ell = 1$$

$$2s \Rightarrow n = 2, \ell = 0 \text{ ve } n + \ell = 2$$

$2p \Rightarrow n = 2, \ell = 1 \text{ ve } n + \ell = 3$  olduğundan enerjileri  $1s < 2s < 2p$  şeklindedir.

- $n + \ell$  değerlerine göre orbitallerin enerjilerinin sıralaması aşağıdaki gibidir.

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$$



# 2. Bölüm

## PERİYODİK SİSTEM VE ELEKTRON DİZİMLERİ

### NÖTR ATOMLARIN ELEKTRON DİZİMLERİ VE PERİYODİK SİSTEMDEKİ YERLERİ

- Elektronlar, çekirdeğin etrafındaki enerji düzeylerinde bulunan orbitallere yerleştirilir.
- Enerji seviyelerinde farklı sayılarda elektronlar bulunur.
- Her enerji seviyesindeki orbital sayısı  $n^2$  formülü ile bulunur.
- Bir enerji seviyesinde (5. enerji seviyesine kadar) bulunabilecek maksimum elektron sayısı ile  $2n^2$  formülü ile bulunur.

Baş kuantum sayısı (n)	Orbital türü (l)	Orbital şeması	Orbital sayısı ( $n^2$ )	Elektron sayısı ( $2n^2$ )
1	$l = 0$ (s)	$\uparrow\downarrow$	1	2
2	$l = 0$ (s) $l = 1$ (p)	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$1 + 3 = 4$	8
3	$l = 0$ (s) $l = 1$ (p) $l = 2$ (d)	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$1 + 3 + 5 = 9$	18
4	$l = 0$ (s) $l = 1$ (p) $l = 2$ (d) $l = 3$ (f)	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$1 + 3 + 5 + 7 = 16$	32

## Bilgi Köşesi

Orbitaller  veya  şeklinde gösterilir.













Tam dolu orbitaller,  veya  şeklinde gösterilir.

Yarı dolu orbitaller,  veya  şeklinde gösterilir.

















Atomların elektron dizilimleri yapılırken bazı kurallara uyulması gerekir.

**Hund Kuralı:** Elektronlar eş enerjili orbitallere yerleştirilirken önce aynı spinli olacak şekilde birer birer yerleştirilir. Kalan elektron olursa bu elektronlar eş enerjili orbitallere zıt spinli olacak şekilde yerleştirilir.

**p orbitaline 3 elektron yerleştirilirken;**

-    ya da    şeklinde yerleştirilir.
-    veya    şeklindeki dizilimler hatalıdır.



**p orbitaline 4 elektron yerleştirilirken;**

-    ,    ya da    şeklinde yerleştirilir.
-    veya    şeklindeki dizilimler hatalıdır.

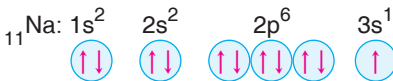
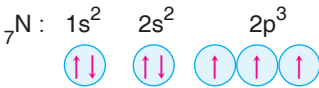
**Pauli İlkesi:** Bir atomda bulunan iki elektron aynı dört kuantum sayısına sahip olamaz.

- İki elektronun  $n$ ,  $\ell$  ve  $m_\ell$  kuantum sayıları aynı olsa bile spin kuantum sayısı ( $m_s$ ) aynı olamaz. Yani bir orbitalde zıt spinli en fazla 2 elektron bulunabilir.

## Örnekler

Örneğin, 2 elektron bulunduran s orbitali için  şeklindeki elektron dizilimi doğru iken  şeklindeki elektron dizilimi hatalıdır.

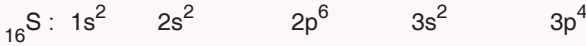
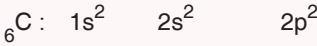
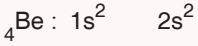
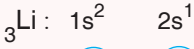
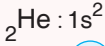
**Aufbau Presibi:** Elektronlar orbitallere yerleştirilirken en düşük enerjili orbitalden başlanarak yerleştirilir.



## ATOMLARIN ELEKTRON DİZİMLERİ

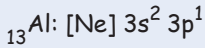
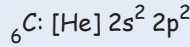
- Atomlar düşük enerjili olma eğilimindedir. Elektronlar çekirdeğe en yakın yani en düşük enerjili orbitalden başlanarak orbitallerin enerjisi sırasına göre ve Hund kuralı ile Pauli ilkesi göz önünde bulundurularak orbitallere yerleştirilir.
- Orbitallerin enerjilerinin düşükten yükseğe doğru sıralanması, 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p şeklindedir.

Örnekler



### Bilgi Köşesi

Elektron dizilimleri, elementin kendinden bir önceki soy gaz diziliminden yararlanılarak da yapılabilir. ( ${}^2\text{He}$ ,  ${}^{10}\text{Ne}$ ,  ${}^{18}\text{Ar}$ ...)



Bir atomun elektron dizilimindeki en son orbital tam dolu ya da yarı dolu ise atom **küresel simetrik**tir.

### Bilgi Köşesi

Periyodik sistemde 1A, 2A, 5A ve 8A grubu elementleri küresel simetrik elektron dizilimine sahiptir.

- Küresel simetri özelliği atoma kararlılık kazandırır.
- ${}_{24}\text{Cr}$  ve  ${}_{29}\text{Cu}$  atomları küresel simetri özelliği kazanmak için elektronlarını s ve d orbitallerine tam dolu ya da yarı dolu olacak şekilde yerleştirir.

${}_{24}\text{Cr}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$  olması beklenirken

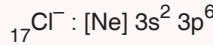
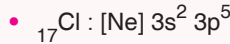
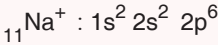
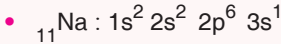
${}_{24}\text{Cr}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$  şeklindedir.

${}_{29}\text{Cu}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$  olması beklenirken

${}_{29}\text{Cu}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$  şeklindedir.

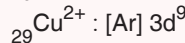
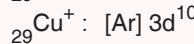
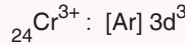
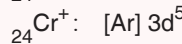
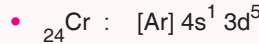
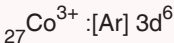
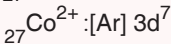
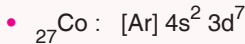
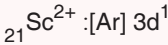
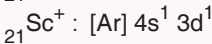
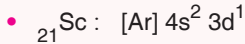
### İyonların Elektron Dizilimleri

- Nötr atomlar, elektron aldığı ya da verdiği iyon hâline dönüşürler ve oluşan iyonların proton ile elektron sayıları birbirine eşit değildir.
- Atomları elektron verirken, verilen elektron çekirdeğin çekim gücünün daha az olduğu en son enerji düzeyinin en yüksek enerjili orbitallerinden verilir.
- Atomları elektron alırken, alınan elektron atomun elektron dizilimindeki boş olan en düşük enerjili ilk orbitaline yerleşir.



Örnekler

- Geçiş metallerinin (B grubu elementlerinin) elektron dizilimi ns (n-1)d orbitalleri ile biter. Bu metaller elektron verirken son katmanındaki ns orbitallerinden elektron vermeye başlar.



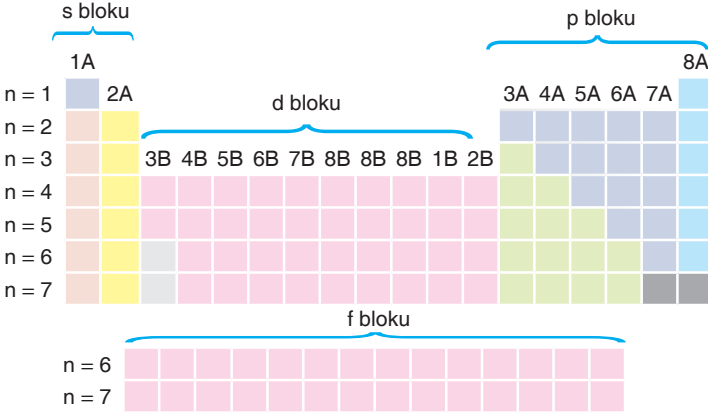
Örnekler



## Değerlik Orbitaleri ve Değerlik Elektronları

- Bir atomun en yüksek enerjili katmanındaki orbitallerine **değerlik orbitaleri**, bu orbitallerdeki elektronlara ise **değerlik elektronları** denir.
- Değerlik elektronları aynı olan atomların kimyasal özellikleri genellikle benzerdir.

## Elementlerin Elektron Dizilimi, Grup-Periyot Kavramı



## Elementlerin periyodik sistemde yerlerini belirlemek için:

- Temel hâl elektron dizilimi yazılır.
- En yüksek enerjili enerji düzeyi (baş kuantum sayısı) belirlenir. Bu sayı periyot numarasını verir.
- Son orbitalinin türüne bakılarak elementin hangi blokta olduğu belirlenir.

Elektron dizilimi s veya p ile biten elementler (s veya p blok elementleri) A grubu, d veya f ile bitiyorsa (d veya f blok elementleri) B grubu elementleridir.

- A grubu (baş grup) elementleri için değerlik elektron sayısı grup numarasına eşittir.
- B gruplarında değerlik elektron sayısı,  $ns$  ve  $(n-1)d$  orbitallerindeki elektron sayıları toplamına eşittir.

B grubu elementleri için de değerlik elektron sayısı grup numarasına eşittir. Ancak değerlik elektron sayısı 8, 9 veya 10 olan elementler 8B, 11 olan elementler 1B, 12 olan elementler 2B grubunda bulunur.

## Örnekler

- ${}_1\text{H}: 1s^1$   
 $n = 1 \Rightarrow 1.$  periyot  
 s bloku elementi = A grubu elementi  
 değerlik elektron sayısı = 1  $\Rightarrow$  1A grubu
- ${}_8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$   
 $n = 2 \Rightarrow 2.$  periyot  
 p bloku elementi = A grubu elementi  
 değerlik elektron sayısı = 2 + 4 = 6  $\Rightarrow$  6A grubu
- ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$   
 $n = 3 \Rightarrow 3.$  periyot  
 p bloku elementi = A grubu elementi  
 değerlik elektron sayısı = 2 + 5 = 7  $\Rightarrow$  7A grubu
- ${}_{23}\text{V}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$   
 $n = 4 \Rightarrow 4.$  periyot  
 d bloku elementi = B grubu elementi  
 değerlik elektron sayısı = 2 + 3 = 5  $\Rightarrow$  5B grubu
- ${}_{27}\text{Co}: [\text{Ar}] 4s^2 3d^7$   
 $n = 4 \Rightarrow 4.$  periyot  
 d bloku elementi = B grubu elementi  
 değerlik elektron sayısı = 2 + 7 = 9  $\Rightarrow$  8B grubu
- ${}_{29}\text{Cu}: [\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$       $n = 4 \Rightarrow 4.$  periyot  
 d bloku elementi = B grubu elementi  
 değerlik elektron sayısı = 1 + 10 = 11  $\Rightarrow$  1B grubu
- ${}_{30}\text{Zn}: [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$       $n = 4 \Rightarrow 4.$  periyot  
 d bloku elementi = B grubu elementi  
 değerlik elektron sayısı = 2 + 10 = 12  $\Rightarrow$  2B grubu
- ${}_{32}\text{Ge}: [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^2$   
 $n = 4 \Rightarrow 4.$  periyot  
 p bloku elementi = A grubu elementi  
 değerlik elektron sayısı = 2 + 2 = 4  $\Rightarrow$  4A grubu

## Bilgi Köşesi

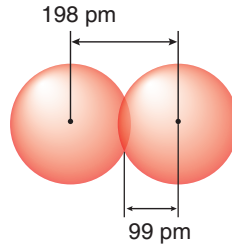
Değerlik elektronlarının bulunduğu orbitallere değerlik orbitalleri denir. 1A ve 2A grubu elementlerinin değerlik orbitalleri s, B grubu elementlerinin değerlik orbitalleri s ve d, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A ve 8A grubu elementlerinin değerlik orbitalleri s ve p orbitalleridir.



## PERİYODİK ÖZELLİKLERDEKİ DEĞİŞİM EĞİLİMLERİ

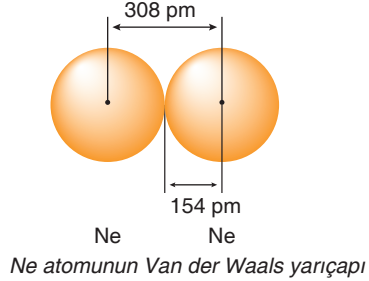
- Atom çekirdeğinin, en dış katmanındaki elektrona olan uzaklığına **atomik yarıçap** denir.
- Modern atom teorisine göre elektronlar katmanlarda değil elektronun bulunma ihtimalinin yüksek olduğu orbital adı verilen bölgelerde bulunacağından son elektronun çekirdeğe olan uzaklığı tam olarak hesaplanamaz.
- Modern atom teorisine göre birbirine bağlı iki atomun çekirdekleri arasındaki uzaklıktan yararlanılarak atom yarıçapı hesaplanır.
- Atom yarıçapı birbirine bağlı atomlara bakılarak hesaplanacağı için atomun yapacağı bağ ile ilişkilidir. Örneğin, flor atomu hem iyonik hem kovalent bağ yapacağı için florun iyonik yarıçapı ve kovalent yarıçapı hesaplanabilir.  $F_2$  molekülleri için Van der Waals yarıçapı hesaplanabilir.

**Kovalent Yarıçap:** Aralarında kovalent bağ yapan aynı iki atomun çekirdekleri arasındaki uzaklık **kovalent çap**, çekirdekleri arası uzaklığın yarısı ise **kovalent yarıçap** olarak adlandırılır.



$Cl_2$  molekülü için Cl atomlarının kovalent yarıçapı

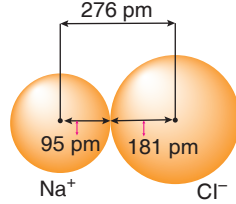
**Van der Waals Yarıçapı:** Apolar molekülleri ve yüksek basınç, düşük sıcaklıkta katı hâle gelen soy gaz atomları arasında oluşan Van der Waals etkileşimlerinden hesaplanan yarıçapa **Van der Waals yarıçapı** denir. Van der Waals yarıçapı, aralarında Van der Waals etkileşimi bulunan ve birbirine bağlı olmayan en yakın komşu iki atomun çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısıdır.



**İyonik Yarıçap:** İyonik bağlı bileşiklerdeki iyonların yarıçapı iyonik yarıçap olarak adlandırılır.

- Atomlar iyon hâline geçerken yarıçapları değişir. İyonik bileşiklerdeki her iyonun yarıçapı farklı olduğundan çekirdekleri arası uzaklığın yarısı iyonik yarıçapa eşit değildir. İyonik yarıçap, iyon çekirdekleri arasındaki uzaklığın anyon ve katyon arasında uygun şekilde paylaşılması ile hesaplanır.

NaCl bileşiğinde iyonların çekirdekleri arasındaki uzaklık 276 pm'dir.  $\text{Na}^+$  iyonunun iyonik yarıçapı 95 pm,  $\text{Cl}^-$  iyonunun iyonik yarıçapı 181 pm'dir.



## PERİYODİK ÖZELLİKLER

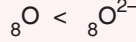
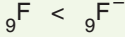
### Atom Yarıçapı

- Periyodik sistemde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru katman sayısı artacağından atom yarıçapı artar.
- Aynı periyotta soldan sağa doğru katman sayısı değişmese de çekirdek yükü (atom numarası) artar. Çekirdek yükü artışı ile çekirdeğin değerlik elektronlarına uyguladığı çekim gücü artacağından atom yarıçapı genellikle azalır.
- Geçiş metallerinde perdeleme etkisinden dolayı atom çaplarının değişimi azdır. Lantanitlerde ise belirgin ancak yavaş bir azalma gözlenir.

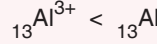
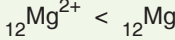
#### Bilgi Köşesi

4. periyot elementlerinin elektron diziliminde, elektronlar, d orbitallerinden önce 4s orbitallerine yerleşir. Böylece 3d orbitallerindeki elektronlar üst katmandaki 4s orbitalindeki elektronların çekim gücünü azaltır. Bu olaya perdeleme denir.

- Atom elektron aldığıında elektron başına düşen çekim gücü azalacağıından atomun anyon hâlinin yarıçapı nötr atoma göre daha büyük olur.



- Atom elektron verdiğiğinde elektron başına düşen çekim gücü artacağıından katyon hâlinin yarıçapı nötr atoma göre daha küçük olur.



### Bilgi Köşesi

Aynı elementin farklı taneciklerinin yarıçapları arasında

Katyon < Nötr atom < Anyon

ilişkisi vardır.

- İzoelektronik taneciklerde çekirdek yükü büyük olan taneciğin yarıçapı daha küçüktür.

${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ ,  ${}_9\text{F}^-$ ,  ${}_{10}\text{Ne}$  taneciklerinin yarıçapları arasında  
 ${}_9\text{F}^- > {}_{10}\text{Ne} > {}_{12}\text{Mg}^{2+}$   
 ilişkisi vardır.

Örnekler

### Metalik ve Ametalik Özellik

- Metaller, elektron verme eğiliminde olan elementlerdir.  
Atom yarıçapı arttıkça elektron başına düşen çekim gücü azalır ve elektron verme eğilimi artar.  
Periyodik sistemde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru atom çapı artacağıından metalik özellik (aktiflik) artar.  
Aynı periyotta ise soldan sağa doğru atom çapı azalacağıından; metalik özellik azalır.
- Ametaller elektron alma eğiliminde olan elementlerdir.  
Atom yarıçapı azaldıkça elektron başına düşen çekim gücü artar ve elektron alma eğilimi artar.  
Periyodik sistemde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru atom çapı artacağıından ametalik özellik (aktiflik) azalır.  
Aynı periyotta ise soldan sağa doğru atom çapı azalacağıından ametalik özellik artar.

## İyonlaşma Enerjisi

- Gaz hâlindeki nötr atomdan bir elektron koparmak için gereken minimum enerjiye **iyonlaşma enerjisi** denir. Birimi kJ/mol'dür.

Nötr atomdan 1. elektronu koparmak için gereken enerji 1. iyonlaşma enerjisi, 2. elektronu koparmak için gereken enerji 2. iyonlaşma enerjisidir.



- Bir atomun elektron sayısı kadar iyonlaşma enerjisi vardır.
- Atomdan elektron koparıldığında elektron başına düşen çekim gücü artar ve çapı azalır. Bu nedenle bir sonraki elektronu koparmak için taneciğe daha fazla enerji verilmesi gerekir.

$$\dot{I}.E_1 < \dot{I}.E_2 < \dot{I}.E_3 < \dot{I}.E_4 \dots$$

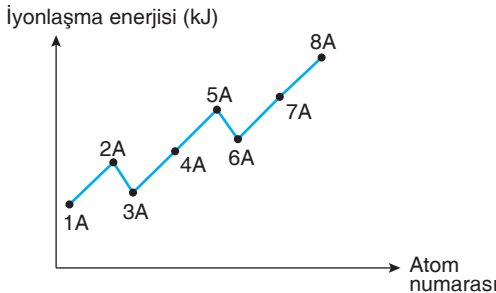
- Atom yarıçapı küçüldükçe çekirdeğin elektron başına uyguladığı çekim gücü artacağından iyonlaşma enerjisi de artar.

Periyodik sistemde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru atom yarıçapı artacağından iyonlaşma enerjisi azalır.

Aynı periyotta soldan sağa doğru atom yarıçapı azalacağından iyonlaşma enerjisi genellikle artar.

- 2A ve 5A grubu elementlerinin 1. iyonlaşma enerjileri, kendilerinden bir sonraki grup elementlerinin 1. iyonlaşma enerjilerinden büyüktür. Bunun nedeni 2A ve 5A gruplarının küresel simetri özelliği göstermeleridir.

$$1A < 3A < 2A < 4A < 6A < 5A < 7A < 8A$$



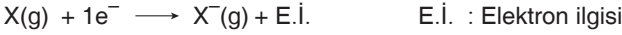
- Bir element atomunun ardışık iyonlaşma enerjilerinin değeri biliniyorsa bu elementin periyodik sistemdeki yeri tahmin edilebilir.
- X, Y, Z ve T baş grup elementlerinin iyonlaşma enerjileri aşağıdaki tabloda verilmiştir.

	$\dot{I}.E_1(\text{kJ/mol})$	$\dot{I}.E_2(\text{kJ/mol})$	$\dot{I}.E_3(\text{kJ/mol})$	$\dot{I}.E_4(\text{kJ/mol})$
X	520	7300	11815	–
Y	899	1757	14857	21005
Z	800	2430	3659	25020
T	580	1820	3230	23600
K	1086	2356	4619	6021

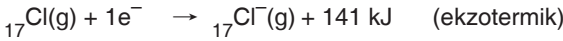
- X elementinin  $\dot{I}.E_1$  ile  $\dot{I}.E_2$  değerleri arasında çok fazla artış gözlenmesi, birinci elektronu koparıldıktan sonra elektron diziliminin soy gaz elektron dizilimine benzediğini gösterir. Yani X, 1A grubu elementidir.
- X atomunun 3 tane iyonlaşma enerjisi olduğu için X atomunun toplam elektron sayısı ve atom numarası 3'tür.
- Y elementinin  $\dot{I}.E_2$  ile  $\dot{I}.E_3$  değerleri arasında çok fazla artış gözlenmesi, ikinci elektronu koparıldıktan sonra elektron diziliminin soy gaz elektron dizilimine benzediğini gösterir. Yani Y, 2A grubundadır.
- Z ve T elementlerinin  $\dot{I}.E_3$  ile  $\dot{I}.E_4$  değerleri arasında çok fazla artış gözlenmesi üçüncü elektronları koparıldıktan sonra elektron dizilimlerinin soy gaz elektron dizilimine benzediğini gösterir. Yani Z ve T, 3A grubu elementidir. İyonlaşma enerjisi aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe azalır. Bu nedenle aynı grupta (3A) bulunan Z ve T elementlerinden iyonlaşma enerjisi değerleri Z'ye göre daha düşük olan T elementi grupta Z'nin altında bulunur.
- K elementinin ilk dört iyonlaşma enerjileri arasında çok fazla bir artış olmaması son yörüngesinde en az dört elektron bulunduğunu gösterir. Değerlik elektron sayısı 4, 5, 6, 7 veya 8 olabilir. Yani K elementi 4A, 5A, 6A, 7A veya 8A grubu elementidir.

## Elektron İlgisi

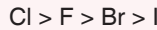
- Gaz hâlindeki nötr bir atomun bir elektron alması sırasındaki enerji değişimine **elektron ilgisi** denir.



- Elektron ilgisi genellikle ekzotermiktir (ısı veren). Fakat endotermik (ısı alan) de olabilir.



- Elektron ilgisi atomların elektron alma isteği ile ilgilidir. Ametallerin elektron alma isteği daha fazla olduğu için elektron ilgileri metallere göre daha fazladır.
- Periyodik sistemde genellikle ametalik özellik arttıkça elektron ilgisi artar. Soy gazların elektron alma eğilimleri olmadığı için elektron ilgileri de yoktur. Bu nedenle aynı periyottaki elementlerden elektron ilgisi en fazla olan 7A grubu elementidir.
- Periyodik sistemde aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe elektron ilgisi artar, aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe elektron ilgisi azalır.
- 7A grubunda yukarıdan aşağıya doğru elektron ilgisinin azalması beklenir. Bu nedenle grubun ilk elementi olan flor elementinin elektron ilgisinin en fazla olması beklenir fakat klor elementinin elektron ilgisi en fazladır.



## Elektronegatiflik

- Bir atomun kimyasal bağ yapan elektronlarını kendine doğru çekme eğiliminin ölçüsüne **elektronegatiflik** denir.
- Elektronegatiflik, iyonlaşma enerjisi ya da elektron ilgisi gibi bir enerji alış-veriş ölçüsü değildir.

Pauling, periyodik sistemin elektronegatifliği en yüksek elementi olarak flor elementini belirlemiş ve elektronegatiflik değerini 4,0 olarak kabul etmiştir.

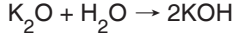
- Atom yarıçapı azaldıkça atomun elektronegatifliği artar.
- Soy gazlar bağ yapmadığı için elektronegatiflik değerleri yoktur.
- Periyodik sistemde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru elektronegatiflik azalır, aynı periyotta soldan sağa doğru ise artar.



### Oksit ve Hidroksit Bileşiklerinin Asit ve Bazlığı

- Elementlerin oksitleri asidik, bazik veya amfoter özellik gösterebilir.
- Metal oksitlerinin (amfoter metaller hariç) sulu çözeltileri bazik özellik gösterir. Bazik oksitler;  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{CaO}$  gibi bileşiklerdir.

Metal oksitleri su ile tepkime vererek hidroksitli bileşikleri oluşturur.

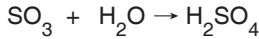
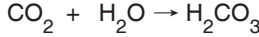


Metal hidroksit bileşiklerinde metalin atom çapı arttıkça hidroksitin suya verilmesi kolaylaşır. Hidroksit bileşikleri suda ne kadar kolay hidroksit iyonu verirse bazik karakteri o kadar büyüktür.

Periyodik sistemde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru, aynı periyotta sağdan sola doğru atom yarıçapı artacağı için metallerin hidroksitli bileşiklerinin bazik karakteri artar.

- Amfoter metallerin (Sn, Al, Pb, Cr, Zn, Be) oksitleri hem asidik hem bazik karakterlidir. Bu nedenle hem asit hem de baz çözeltileri ile tepkime verirler.
- Ametallerin tek oksijenli oksit bileşikleri nötr özellik gösterir. Nötr oksitler;  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$  gibi bileşiklerdir.
- Ametallerin birden fazla oksijenli oksitleri suya  $\text{H}^+$  iyonu verdikleri için asidik özellik gösterirler. Asit oksitler;  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$  ... gibi bileşiklerdir.

Asit oksit bileşikleri su ile tepkime vererek asit bileşiklerini oluşturur.

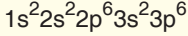


- Periyodik sistemde aynı periyotta soldan sağa ve aynı grupta aşağıdan yukarıya doğru oksit bileşiklerin asidik karakteri artar.
- Periyodik sistemde aynı periyotta sağdan sola ve aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru oksit bileşiklerin bazik karakteri artar.
- 7A grubu elementlerinin hidrojenli bileşikleri asidik özellik gösterirler.

7A grubunda yukarıdan aşağıya doğru atom çapı artacağından elementlerin hidrojenli bileşikleri daha kolay  $\text{H}^+$  iyonu verir. Bu nedenle asidik özellikleri artar ( $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$ ).

## Örnek

**+1 yüklü iyonunun elektron dizilimi**



**şeklinde olan X elementi ile ilgili aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?** ( ${}_3\text{Li}$ ,  ${}_{11}\text{Na}$ ,  ${}_{12}\text{Mg}$ ,  ${}_{17}\text{Cl}$ ,  ${}_{20}\text{Ca}$ )

- A) Metalik özelliği sodyum elementinden büyüktür.  
 B) Atom yarıçapı kalsiyum elementinden büyüktür.  
 C) 1. iyonlaşma enerjisi lityum elementinden küçüktür.  
 D) Elektron ilgisi klor elementinden büyüktür.  
 E) Oksidinin bazik karakteri MgO bileşiğinden büyüktür.

## Çözüm

Periyodik sistemin elektron ilgisi en yüksek elementi klor ( ${}_{17}\text{Cl}$ )'dir.

**Cevap: D**

Periyodik Özellik	Soldan Sağa	Yukarıdan Aşağıya
Atom Yarıçapı	Azalır	Artar
İyonlaşma Enerjisi	Artar	Azalır
Elektronegatiflik	Artar	Azalır
Elektron İlgisi	Artar	Azalır
Oksitlerin Bazik Karakteri	Azalır	Artar
Oksitlerin Asidik Karakteri	Artar	Azalır
Ametallerin Hidrojenli Bileşiklerinin Asidik Karakteri	Artar	Artar
Metallerin Hidroksitli Bileşiklerinin Bazik Karakteri	Azalır	Artar
Metalik Özellik	Azalır	Artar
Ametalik Özellik	Artar	Azalır

Periyodik Özellik	En Büyük Olan Grup ve Element	En Küçük Olan Grup ve Element
Atom Yarıçapı	1A / Fransiyum	8A / Helyum
İyonlaşma Enerjisi	8A / Helyum	1A / Fransiyum
Elektronegatiflik	7A / Flor	1A / Fransiyum
Elektron İlgisi	7A / Klor	1A / Fransiyum

# 4. Bölüm

## ELEMENTLERİ TANIYALIM

### PERİYODİK SİSTEMDE ELEMENTLERİN KONUMU VE ÖZELLİKLERİ

- Atomların elektron dizilimleri ile periyodik sistemdeki yerleri ve kimyasal özellikleri (metalik-ametalik özellikleri, bağ türleri gibi özellikler) belirlenebilir.
- Periyodik sistem, 18 grup ve 7 tane periyottan oluşur.
- A grubu (baş grup) elementleri s ve p blokunda, geçiş metalleri d blokunda, lantanit ve aktinidler (iç geçiş metalleri) ise f blokunda bulunur.
- Tüm periyotlar s bloku elementi ile başlar ve 1. periyot hariç p bloku elementi ile biter.

**PERİYODİK SİSTEM**

H																			He
Li	Be									B	C	N	O	F	Ne				
Na	Mg									Al	Si	P	S	Cl	Ar				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og		

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

## s BLOKU ELEMENTLERİ VE ÖZELLİKLERİ

- Elektron dizilimleri s orbitali ile sonlanan 1A ve 2A grubu elementleri s bloku elementleridir. Değerlik orbitalleri, s orbitalleridir.
- 8A grubunda bulunan ve  $1s^2$  elektron dizilimine sahip olan He elementi, periyodik sistemlerde genellikle s bloku elementi olarak gösterilmektedir.
- 1A grubu elementlerinin elektron dizilimleri  $s^1$ , 2A grubu elementlerinin elektron dizilimi ise  $s^2$  ile sonlandığı için bu elementler küresel simetriklerdir.

### Metal veya Ametal Karakteri

- s bloku elementlerinden hidrojen ametal, helyum soy gaz, diğer elementler ise metaldir.
- s bloku elementlerinin (hidrojen ve helyum hariç) yüzeyleri parlaktır, ısı ve elektriği iyi iletirler.
- 1A ve 2A grubu elementleri hidrojen hariç metaldir ve tepkimeye girme istekleri fazla olması nedeniyle aktif metaller olarak da adlandırılırlar.
- Aynı periyottaki 1A grubu metalinin metalik karakteri 2A grubu metalinden daha fazladır.

### İyon Yükü

- 1A grubu elementlerinin elektron dizilimleri  $s^1$  ile biter ve değerlik elektron sayıları 1'dir.

1A grubu elementleri (hidrojen hariç) bileşik oluştururken 1 elektron vererek elektron dizilimlerini soy gaz elektron düzenine ulaştırır. Bu nedenle bileşiklerinde sadece +1 yüklü iyon oluştururlar.

- 2A grubu elementlerinin elektron dizilimleri  $s^2$  ile biter ve değerlik elektron sayıları 2'dir.

2A grubu elementleri bileşik oluştururken 2 elektron vererek elektron dizilimlerini soy gaz elektron düzenine ulaştırır. Bu nedenle bileşiklerinde sadece +2 yüklü iyon oluştururlar.

- 1A grubunda bulunan ve bir ametal olan hidrojen atomunun elektron dizilimi de  $s^1$  ile sonlanır.

Hidrojen bir elektron alarak  $-1$  veya bir elektron vererek  $+1$  yüklü olabilir. Metallerle yaptığı bileşiklerde  $-1$ , ametallerle yaptığı bileşiklerde  $+1$  yükselelenme basamağına sahip olur.

1	H	
2	Li	Be
3	Na	Mg
4	K	Ca
5	Rb	Sr
6	Cs	Ba
7	Fr	Ra

## Aktiflikleri

- Elementlerin tepkimeye girme, bileşik oluşturabilme isteğine **aktiflik** denir.
- Metallerin aktifliği elektron verme, ametallerin aktifliği ise elektron alma eğiliminin ölçüsüdür.
- 1A ve 2A grubu metalleri genellikle aktifliği yüksek metaller olarak kabul edilirler.
- Aynı periyotta metal atomlarının değerlik elektron sayısı azaldıkça metalik aktiflikleri artar. Yani 1A grubu metallerinin aktifliği 2A grubu metallerinin aktifliğinden daha fazladır.
- Hidrojen ametali Ag, Cu, Hg, Pt, Au metallerinden daha aktiftir.
- 1A grubu elementleri aktif oldukları için ametallerle, hava ve su ile tepkime verirler. Bu nedenle doğada saf hâlde bulunamazlar.
- s bloku elementleri çok aktif olmaları nedeniyle istenmeyen tepkimeler veya patlama olasılığına karşın mineral yağların içinde saklanır.
- Aktif metaller oksijen ile kolayca tepkime verebildiği için yüzey parlaklığı zamanla kaybolur ve yüzeyleri oksit tabakası ile kaplanır.
- Aktif metaller ametallerle oksit, hidrür, nitrür gibi bileşikler oluşturabilir.
- Alkali metaller ve alkali metal oksitleri genellikle bazik yapıdadır. Bu nedenle asitlerle tepkimeye girerek tuz oluştururlar.
- Aktif metallerin su ile tepkimesi sonucunda hidroksitli baz bileşikler oluşur ve hidrojen gazı açığa çıkar. s bloku elementleri bazik bileşikler oldukları için 1A grubu alkali metal, 2A grubu toprak alkali metal grubu olarak adlandırılır.

### Bilgi Köşesi

"Alkali" kelimesinin sözlük anlamı suda çözünen baz demektir.

## Bağ Tipi

- s blokunda yer alan metal elementleri ametallerle iyonik bağ oluştururlar. Kendi aralarında bileşik oluşturmaz, alaşım oluştururlar.
- s blokundaki tek ametali olan hidrojen elementi metallerle iyonik bağ, ametallerle kovalent bağ oluşturur.
- s bloku elementi olan He soy gaz olup kimyasal bağ oluşturmaz.

## p BLOKU ELEMENTLERİ VE ÖZELLİKLERİ

Elektron dizilimleri p orbitali ile sonlanan 3A, 4A, 5A, 6A, 7A ve 8A grupları elementleri p bloku elementleridir. Değerlik orbitalleri s ve p orbitalleridir.

### Metal veya Ametal Karakteri

- p blokunda metal, ametal, yarı metal ve soy gaz elementleri bulunur.
- B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At elementleri yarı metal; Al, Ga, In, Tl, Nh, Sn, Pb, Fl, Bi, Mc, Lv, Ts metal, C, N, P, O, S, Se, F, Cl, Br, I ametal; He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn soy gaz elementleridir. Og elementinin özellikleri henüz belirlenememiştir.
- Aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru ametallik karakter azalırken metalik karakter artar.
- Aynı periyotta soldan sağa doğru ametallik karakter artarken metalik karakter azalır.

					He
B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

### İyon Yükü

- 3A grubu elementlerinin elektron dizilimi  $ns^2 np^1$  şeklinde sonlanır. Değerlik elektron sayıları 3'tür ve 3 elektronunu vererek genellikle +3 yüklü iyon oluştururlar. Grupta aşağıya doğru inildikçe elementler p orbitalindeki 1 elektronu vererek +1 yüklü iyon oluşturma eğilimine sahip olurlar.
- 4A grubu elementlerinin elektron dizilimi  $ns^2 np^2$  şeklinde sonlanır. 4 değerlik elektronunu vererek +4 ya da p orbitalindeki 2 elektronu vererek +2 iyon yükü alabilirler. Gruptaki karbon (C) elementi ametal olduğu için +4 ile -4 arasında iyon yükü alabilir.
- 5A grubu elementlerinin elektron dizilimi  $ns^2 np^3$  şeklinde sonlanır. 5 değerlik elektronunu vererek +5 ya da p orbitalindeki 3 elektronunu vererek +3 iyon yükü alabilirler. Gruptaki fosfor (P) ve azot (N) elementleri genellikle 3 elektron alarak -3 iyon yüküne sahip olurlar.

- 6A grubu elementlerinin elektron dizilimleri  $ns^2 np^4$  şeklinde sonlanır. 6A grubu elementleri genellikle 2 elektron alarak -2 iyon yükü alırlar. Ancak grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe +6, +4, +2 iyon yükü alabilirler. 6A grubu elementi olan oksijen (O), sadece florla (F) yaptığı bileşikte pozitif iyon yükü (+2) alır.
- 7A grubu elementlerinin elektron dizilimleri  $ns^2 np^5$  şeklinde sonlanır. 7A grubu elementleri genellikle -1 iyon yüklüdürler. Ancak -1 ile +7 arasında iyon yükü de alabilirler. 7A grubunun ilk üyesi olan ve periyodik sistemin en aktif ametali olan flor, bileşiklerinde sadece -1 iyon yükü alır.
- 8A grubu elementlerinin elektron dizilimi helyum hariç  $ns^2 np^6$  şeklinde sonlanır. Değerlik orbitalleri tam dolu olduğu için kararlı yapıya sahiptirler. Bu nedenle kimyasal tepkimeye girme istekleri yoktur.

### Aktiflik

- p blokunda bir periyotta soldan sağa gidildikçe metalik aktiflik azalır, ametalik aktiflik artar. Aynı grupta yukarıdan aşağıya inildikçe metalik aktiflik artar, ametalik aktiflik azalır.
- p blokunun en aktif ametalleri halojenler yani 7A grubu elementleridir. 7A grubu elementlerinin elektron ilgileri ve iyonlaşma enerjileri yüksek olduğu için astatin hariç doğada tuz bileşikleri hâlinde bulunurlar.

### Bilgi Köşesi

7A grubu elementi olan astatin radyoaktif bir elementtir.

- Halojenlerin en aktif ametali olan flor, soy gazlar hariç her elementle tepkime verebilir.
- 3A grubu elementlerinin metalik aktifliği diğer p bloku elementlerinden fazla, s bloku elementlerinden azdır.
- 3A grubu elementi olan bor diğer elementlere göre kimyasal tepkimeye girme isteği en az olan yarı metaldir.

### Bağ Türü

- p bloku metalleri, ametallerle iyonik bağ oluştururken, ametaller ve yarı metaller hem iyonik hem de kovalent bağ oluşturabilirler.
- p bloku elementlerinden olan soy gazlar özel koşullar haricinde kimyasal bağ oluşturmazlar.

## d BLOKU ELEMENTLERİ VE ÖZELLİKLERİ

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn

d bloku elementleri geçiş metalleri olarak da adlandırılırlar ve s ve p blokları arasında yer alırlar. s, p ve f bloklarına göre daha fazla element içerirler.

d bloku elementlerinin tümü metal elementleridir ve elektron dizilimleri d orbitali ile sonlanır. Yüzeyleri parlaktır, serttir, ısı ve elektriği iyi iletir. Erime ve kaynama noktaları yüksektir.

### Metal veya Ametal Karakteri

- d bloku elementlerinin tamamı metalik karakterdedir. Aynı grupta aşağıya doğru, aynı periyotta sağa doğru metalik karakter genellikle artar.

### İyon Yükü

- Değerlik orbitalleri olan s ve d orbitallerinden s orbitali en dış katmanda olduğu için elektron verirken önce s daha sonra d orbitallerinden elektron verirler. Geçiş metalleri bileşiklerinde birden fazla farklı iyon yükü alabilir. Örneğin  $\text{Cu}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ;  $\text{Hg}^+$ ,  $\text{Hg}^{2+}$  gibi. Geçiş metallerinden Zn bileşiklerinde sadece +2, Ag ise bileşiklerinde sadece +1 iyon yüküne sahiptir.

### Aktiflik

- B grubu elementlerinin aktiflikleri tepkimeye göre değişkenlik gösterir.
- Yarı soy metal olan Ag (gümüş), Cu (bakır) ve Hg (cıva) elementleri aktifliklerinin düşük olması nedeniyle doğada serbest hâlde bulunabilirler. Oksijen içeren kuvvetli asitlerle tepkime verirler. Soy metal olan Au (altın) ve Pt içeren (platin) elementleri aktif olmadıkları için hava, su, asit ve bazlarla tepkime vermezler. Fakat sadece kral suyu ( $\text{HNO}_3$  ve  $\text{HCl}$  çözeltisi) ile tepkime verirler. Geçiş metallerinin bir çoğu aktiftir ve asitlerle tepkime vererek  $\text{H}_2$  gazı açığa çıkarırlar.

### Bağ Tipi

- d bloku elementleri ametallerle iyonik bağ oluştururlar. Geçiş metallerinde atomları bir arada tutan etkileşim metalik bağlıdır.
- Bazı metaller bileşiklerinde yarı dolu d orbitallerinin örtüşmesi ile kovalent karakter de gösterebilir. Örneğin  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  moleküler yapılıdır.



## f BLOKU ELEMENTLERİ VE ÖZELLİKLERİ

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

- Periyodik sistemde 6 ve 7. periyotta, s ve d blokları arasında yer alırlar. Fakat periyodik sistemin uzun olmasını engellemek için sistemin alt kısmına yerleştirilmişlerdir.
- f bloku elementlerine **iç geçiş metalleri** veya **iç geçiş elementleri** denir. 1. yatay sırasındaki elementler lantanitler, 2. yatay sırasındaki elementler aktinitler olarak adlandırılır.
- Erime ve kaynama noktaları yüksektir. Isı ve elektriği iyi iletirler.
- Atom hacimleri birbirine yakındır. İyonlaşma enerjileri düşüktür.
- Tüm aktinitler ve lantanitler radyoaktif elementlerdir. Bileşiklerinde genellikle +3 iyon yüküne sahiptirler.

## SOY GAZLARIN (ASAL GAZLAR) ÖZELLİKLERİ VE ELEKTRON DİZİMLERİ

- Soy gazlar periyodik sistemin 8A grubunda yer alan, elektron dizilimindeki tüm orbitallerinin tam dolu olması nedeniyle küresel simetrik özellik gösteren ve kararlı yapıda olan elementlerdir.
- He elementinin değerlik elektron sayısı 2, diğer soy gazların değerlik elektron sayıları 8'dir.
- He, s bloku, diğer soy gazlar p bloku elementleridir. Oda koşullarında tek atomlu gaz hâlinde bulunurlar.
- Kimyasal tepkimelere karşı isteksizlerdir. Ancak özel şartlarda Kr, Xe ve Rn elementlerinin bileşikleri sentezlenebilmiş fakat He ve Ne elementlerinin bileşikleri henüz sentezlenememiştir.
- Soy gazların atomları arasında London kuvvetleri (indüklenmiş dipol-indüklenmiş dipol etkileşimi) bulunur. Bu nedenle soy gazların erime-kaynama noktaları çok düşüktür ve oda koşullarında ideal gaza çok yakın davranış gösterirler.

He
Ne
Ar
Kr
Xe
Rn
Og

# 5. Bölüm

## YÜKSELTGENME BASAMAKLARI

- Bir atomun iyonik veya kovalent bağlı bileşiklerde aldığı yük sayısına **yükseltgenme basamağı (yükseltgenme sayısı)** denir.

### Bilgi Köşesi

Yükseltgenme basamağı kavramı tüm elementlerin, iyonik bileşiklerdeki iyonların ve moleküler yapıdaki atomların yükleri için kullanılırken iyon yükü kavramı sadece iyonik bileşiklerdeki iyonlar için kullanılır.

- 1A grubu elementleri (hidrojen hariç) yalnızca +1 yükseltgenme basamağına sahiptir. Hidrojen, metallere yaptığı bileşiklerde  $-1$ , ametallere yaptığı bileşiklerde  $+1$  yükseltgenme basamağına sahiptir.
- 2A grubu elementleri  $+2$  yükseltgenme basamağına sahiptir.
- 3A grubu elementlerinden Al sadece  $+3$  yükseltgenme basamağına sahiptir. Diğer 3A grubu elementleri  $+1$  veya  $+3$  yükseltgenme basamağına sahip olabilirler.
- 4A grubundaki metallere  $+2$  veya  $+4$ , ametaller ise  $-4$  ile  $+4$  arasında yükseltgenme basamağına sahip olabilir.
- 5A grubundaki metallere  $+3$  veya  $+5$ , ametaller ise  $-3$  ile  $+5$  arasında yükseltgenme basamağına sahip olabilir.
- 6A grubundaki metallere  $+2$  veya  $+6$ , ametaller ise genellikle  $-2$  yükseltgenme basamağına sahip olabilir.

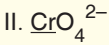
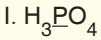
6A grubu elementi olan oksijen genellikle  $-2$  yükseltgenme basamağına sahiptir. Fakat 1A ve 2A grubu elementleriyle oluşturduğu peroksit bileşiklerinde ( $H_2O_2$ ,  $Na_2O_2$ ,  $MgO_2 \dots$ )  $-1$ , flor ile oluşturduğu  $OF_2$  bileşiminde  $+2$  yükseltgenme basamağına sahiptir.

- 7A grubu elementi olan flor, bileşiklerinde sadece  $-1$  yükseltgenme basamağına sahiptir. 7A grubundaki diğer ametaller genellikle  $-1$  yükseltgenme basamağına sahip olsalar da  $-1$  ile  $+7$  arasında yükseltgenme basamağına da sahip olabilirler.
- Geçiş metalleri bileşiklerinde genellikle değişken pozitif yükseltgenme basamağına sahiptir. Ancak Zn bileşiklerinde sadece  $+2$ , Ag ise  $+1$  yükseltgenme basamağına sahiptir.
- Bileşik yapmamış tüm atomların yükseltgenme basamakları sıfırdır. Örneğin; K, Ca, Al,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $P_4$  gibi.
- Tek atomlu iyonlarda iyon yükü yükseltgenme basamağına eşittir. Örneğin  $Mg^{2+}$  iyonunun yükseltgenme basamağı  $+2$ ,  $F^-$  iyonunun yükseltgenme basamağı  $-1$ 'dir.
- Bileşiklerde atomların yükseltgenme basamakları toplamı sıfırdır.
- Çok atomlu iyonlarda atomların yükseltgenme basamakları toplamı iyon yüküne eşittir.

## d BLOKU ELEMENTLERİNİN YÜKSELTGENME BASAMAKLARI

- Elektron dizilimi  $ns(n-1)d$  şeklinde sonlanan d bloku elementleri elektronlarını öncelikle s orbitalinden verir ve genellikle  $+2$  yükseltgenme basamağına sahip olurlar. Fakat d orbitallerinden de elektron verebildikleri için farklı pozitif yükseltgenme basamaklarına da sahip olabilirler.

### Örnek



**Yukarıda verilen taneciklerdeki altı çizili atomların yükseltgenme basamaklarını bulunuz.**

### Çözüm

I.  $H_3PO_4$  bileşiğinde H'nin yükseltgenme basamağı  $+1$ , P'nin  $x$ , O'nun  $-2$  ise  $(+3) + x + (-2).4 = 0 \Rightarrow x = 5$   
P'nin yükseltgenme basamağı  $+5$ 'tir.

II.  $CrO_4^{2-}$  iyonunda Cr'nin yükseltgenme basamağı  $x$ , O'nun  $-2$  ise  $x + (-2).4 = -2 \Rightarrow x = 6$   
Cr'nin yükseltgenme basamağı  $+6$  dir.

Çözümlü  
Örnekler



YAYIN DENİZİ PRO  
YAYIN DENİZİ

# 2. Ünite

## GAZLAR



Video Anlatımı



Gazların Özellikleri ve Gaz Yasaları	2 Video
İdeal Gaz Yasası	1 Video
Gazlarda Kinetik Teori	1 Video
Gaz Karışımları	1 Video
Gerçek Gazlar	1 Video



VIDEO KONU ANLATIMI  
YAYIN DENİZİ EĞİTİM  
KANALIMIZDA



# 1. Bölüm

## GAZLARIN ÖZELLİKLERİ VE GAZ YASALARI



- Bisikletimizin lastiğini şişirirken, nefes alırken, mutfak tüpü ile yemeğimizi pişirirken gazları kullanmaktayız. Maddenin gaz hâli, katı ve sıvılara göre farklı özellikler gösterir.



*Katı*



*Sıvı*



*Gaz*

### GAZLARIN ÖZELLİKLERİ

- Gaz tanecikleri titreşim, dönme ve öteleme hareketi yapar.
- Gaz tanecikleri arasındaki boşluk çok fazla, etkileşim çok azdır.
- Tanecikler arasındaki boşluğun çok olması nedeniyle maddenin gaz hâlinin öz kütlesi diğer hâllerinin öz kütlesine oranla çok küçüktür.
- Gazlar akışkandır ve buldukları kabı tamamen doldururlar. Bu nedenle bir gazın hacmi bulunduğu kabın hacmine eşittir.
- Maddenin gaz hâlinin potansiyel enerjisi katı ve sıvı hâline göre daha fazladır.
- Gazlar ışığı geçirdikleri için saydamdır.
- Gazlar, tanecikleri arasındaki boşluğun çok fazla olması nedeniyle sıkıştırılabilirler.
- Gazlar buldukları kabın her noktasına eşit basınç uygular.
- Gazlar birbiriyle her oranda homojen karışır.
- Gazların tanımlanmasında basınç, hacim, mol sayısı ve sıcaklık özelliklerinden yararlanılır.

## Basınç ve Hacim Birimleri

### Basınç

- Gaz molekülleri her yöne doğru sürekli hareket eder. Hareketleri sırasında hem birbirleriyle hem de buldukları kabın çeperleriyle çarpışırlar. Bu çarpışmalar sonucu oluşan ve birim yüzeye etki eden dik kuvvete **gaz basıncı** denir. Gaz basıncı, P ile sembolize edilir.

### Basınç Ölçümü

- Dünya'nın etrafını saran hava küreye **atmosfer**, atmosferdeki gazların ağırlıkları nedeniyle uyguladıkları basınca **atmosfer basıncı** denir. Atmosfer basıncı  $P_{atm}$  ya da  $P_0$  ile sembolize edilir. Atmosfer basıncını ölçen aletlere **barometre** denir.
- Atmosfer basıncı ilk kez 1644 yılında 0 °C sıcaklıkta ve deniz seviyesinde Evangelista Torricelli tarafından ölçülmüştür. Torricelli uzunluğu yaklaşık 1 m olan cam bir tüpü cıva ile doldurmuş, tüpü içine hava girmeyecek şekilde cıva dolu bir kaba kapalı ucu yukarıda kalacak şekilde yerleştirmiştir. Cam tüpün içindeki cıvanın bir miktarı aşağı doğru akmış ve tüpteki cıva sütununun yüksekliği 76 cm olarak dengelenmiştir. Torricelli deneyi farklı kalınlıklarda ve şekillerde borular kullanarak tekrarlandığında yüksekliğin değişmediğini gözlemlemiş, atmosfer basıncını 0 °C sıcaklıkta, deniz seviyesinde 76 cmHg olarak belirlemiştir. Bu basınca **standart atmosfer basıncı** denir. Standart atmosfer basıncı 1 atmosfer (atm) olarak kabul edilir.

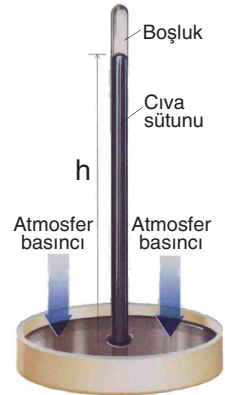
- **Barometredeki h yüksekliği;**

Deniz seviyesinden yüksekliğe, sıcaklığa ve barometrede kullanılan sıvının cinsine bağlıdır.

Kullanılan borunun cinsine, kesitine, şekline bağlı değildir.

- Basınç birimi olarak atmosfer haricinde Torr ve milimetre cıva (mmHg) da kullanılmaktadır.
 
$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 76 \text{ cmHg}$$

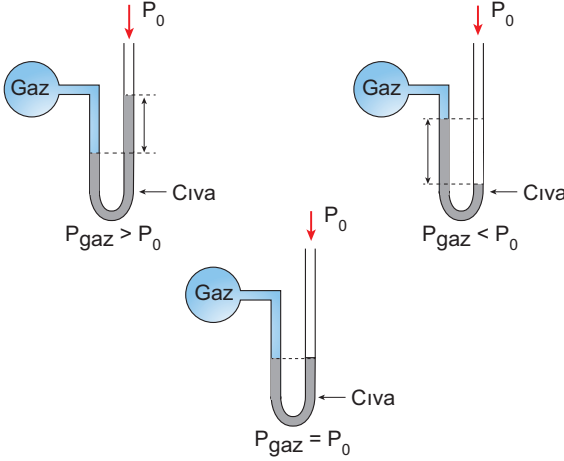
$$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ Torr}$$



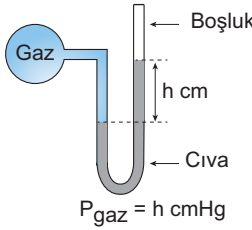
Cıvalı Barometre

- Kapalı kaplardaki gaz basınçlarını ölçen aletlere **manometre** denir. Manometreler, bir ucu gaz dolu kaba bağlanmış olan U şeklindeki bir boru ile oluşturulan sistemlerdir. U borusunun diğer ucu açık veya kapalı olabilir. Bu nedenle manometreler açık uçlu ve kapalı uçlu olmak üzere iki çeşittir.

### Açık Uçlu Manometre



### Kapalı Uçlu Manometre



### Hacim

- Gazlar, buldukları kabı tamamen doldurur. Bu nedenle gazın hacmi bulunduğu kabın hacmine eşit olur. Gazların hacimleri laboratuvarında gaz bütretleri ile ölçülür.
- Gazların hacimleri, sıcaklık ve basınçtan oldukça fazla etkilenir. Bu nedenle gazların hacimlerinden söz edilirken basınç ve sıcaklık değerleri de verilmelidir.
- Hacim  $V$  ile sembolize edilir. Hacim birimleri  $m^3$ ,  $dm^3$ ,  $cm^3$  tür. Gaz hacimleri ifade edilirken  $dm^3$  yerine  $L$ ,  $cm^3$  yerine  $mL$  birimi de tercih edilebilir.

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL} \quad 1000 \text{ mL} = 1 \text{ L} \quad 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} \quad 1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3$$

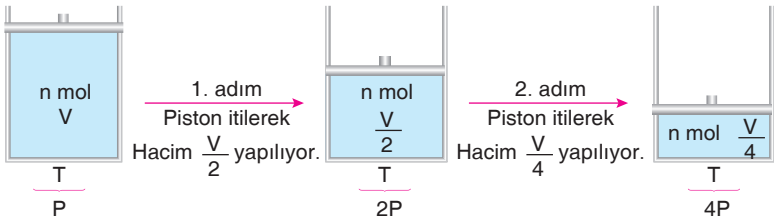


## GAZ YASALARI

- Gazların fiziksel özelliklerinde oluşan değişimlerle ilgili çok fazla deney yapılmış ve bu deneylerin sonucunda çeşitli bağıntılar oluşturulmuştur. Gazların fiziksel özelliklerinin sıcaklık, miktar, hacim ve basınç ile ilişkilerini açıklayan bağıntılara **gaz yasaları** denir.

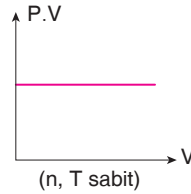
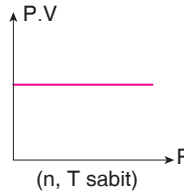
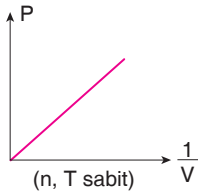
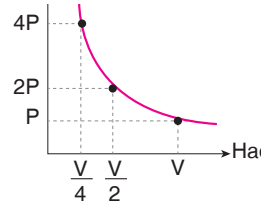
### BOYLE YASASI (Basınç-Hacim ilişkisi)

- Robert Boyle, sıcaklığı ve mol sayısı sabit tutulan bir gazın basıncının, hacmi ile ters orantılı olarak değiştiğini ispatlamıştır.
- Mol sayısı ve sıcaklığı sabit tutulan bir gaz örneği pistonlu bir silindire konularak hacmi yarıya indirildiğinde basıncının 2 katına çıktığı gözlemlenir. Deneye devam edilip gaz hacmi  $\frac{1}{4}$  üne düşürülürse basıncın başlangıçtaki basıncının 4 katına çıktığı gözlemlenir.

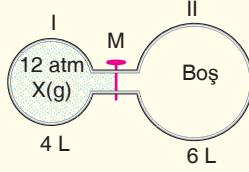


- Sıcaklığı ve mol sayısı sabit tutulan bir gaz için P ile V ters orantılıdır ve P.V değeri sabittir.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



## Örnek



Çözümlü Örnekler

Şekildeki sistemin I. bölümünde bulunan X gazı 4L hacimde 12 atm basınç yapmaktadır. Sabit sıcaklıkta M musluğu açılıp bir süre bekleniyor.

**Buna göre son durumda sistemin basıncı kaç atm olur?**

## Çözüm

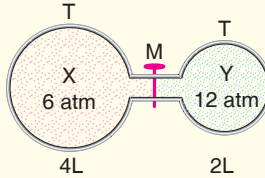
Gazlar buldukları kabın hacmini alırlar. Bu nedenle gazın son hacmi  $(4 + 6 = 10)$  10 L olur. Gazın sıcaklığı ve mol sayısı değişmediğine göre;  $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$  eşitliği kullanılır.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \Rightarrow 12 \cdot 4 = P_2 \cdot 10 \Rightarrow P_2 = 4,8 \text{ atm}$$

- Farklı kaplarda bulunan ve birbiriyle tepkime vermeyen gazlar aynı sıcaklıkta karıştırıldığında aşağıdaki eşitlik kullanılır.

$$P_1 \cdot V_1 + P_2 \cdot V_2 + P_3 \cdot V_3 + \dots = P_{\text{son}} \cdot V_{\text{son}}$$

## Örnek



Çözümlü Örnekler

Birbirleri ile tepkime vermeyen X ve Y gazları M musluğu açılarak sabit sıcaklıkta karıştırılıyor.

**Buna göre son durumda sistemin basıncı kaç atm olur?**

## Çözüm

$$P_1 \cdot V_1 + P_2 \cdot V_2 = P_{\text{son}} \cdot V_{\text{son}} \Rightarrow 6 \cdot 4 + 12 \cdot 2 = P_{\text{son}} \cdot (4 + 2)$$

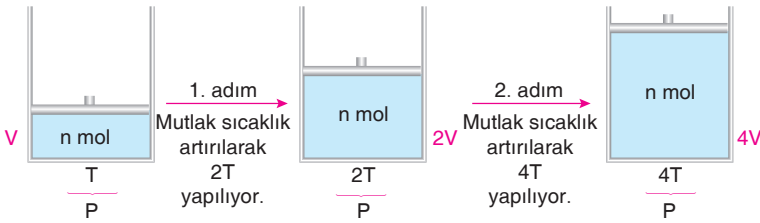
$$24 + 24 = P_{\text{son}} \cdot 6 \Rightarrow P_{\text{son}} = 8 \text{ atm}$$

## CHARLES YASASI (Hacim-Sıcaklık İlişkisi)

- Jacques Charles basıncı ve miktarı sabit tutulan gazların hacimlerinin mutlak sıcaklıklarıyla doğru orantılı olarak değiştiğini ispatlamıştır.
- Pistonlu bir kaba konulan bir miktar gazın mutlak sıcaklığı 2 katına çıkarıldığında hacminin de 2 katına çıktığı, mutlak sıcaklık 4 katına çıkarıldığında da gaz hacminin de 4 katına çıktığı gözlemlenir.

### Bilgi Köşesi

Kelvin cinsinden sıcaklığa mutlak sıcaklık denir.  $T(K) = t(^{\circ}C) + 273$ 'dir.



### Bilgi Köşesi

Mutlak sıfır noktası olan  $-273,15^{\circ}C$  (yaklaşık  $-273$  olarak alınır) sıcaklıkta gaz hacimlerinin sıfır olması gerekmektedir. Bu durumu deneysel olarak gözlemlemek mümkün değildir. Bu nedenle mutlak sıfır noktasına yaklaştıkça grafikteki çizgiler kesikli olarak ifade edilir.

- Mol sayısı ve basıncı sabit tutulan bir gaz örneğinin hacmi, mutlak sıcaklığı ile doğru orantılıdır.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

