

1. BÖLÜM: KİMYASAL TÜR

KİMYASAL TÜRLER

Atom: Elementin bütün özelliklerini taşıyan en küçük yapı birimidir. Fe, Na, He... örnek verilebilir.

Molekül: Aynı ya da farklı atomların oluşturduğu atom grubudur. Aynı atomlar element molekülünü, farklı atomlar bileşik molekülünü oluşturur. O₂, N₂, P₄ element molekülü, H₂O, NH₃, CO₂ bileşik molekülüdür.

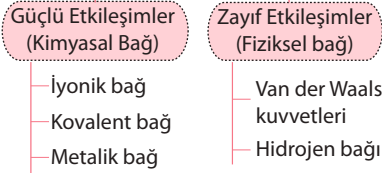
İyon: Yüklü taneciklerdir. Nötr bir atom elektron aldığımda negatif yüklü iyon (**anyon**), elektron verdiğiğinde pozitif yüklü iyon (**katyon**) oluşur. **Anyon:** Cl⁻, O²⁻, SO₄²⁻... **Katyon:** Na⁺, Mg²⁺, NH₄⁺ ...

2. BÖLÜM: ETKİLEŞİMLERİN SINIFLANDIRILMASI

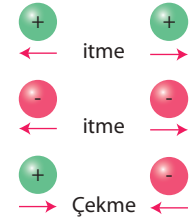
Bağlanan Türler Göre Sınıflandırma: Atomlar arası ve moleküller arası olarak sınıflandırılır. Fe-Fe, S-S, H-Cl ve He-He bağları atomlar arası bağlara, H₂H₂, H₂O-NH₃, CO₂-CO₂ bağları moleküller arası bağlara örnek verilebilir.

Bağlanan türlere göre sınıflandırma maddelerin fiziksel ve kimyasal özelliklerini açıklarken güçlük çıkarır. Bu nedenle tercih edilmez.

Bağın Sağlamlığına Göre Sınıflandırma



Tanecikler birbirine yaklaşırlar meydana gelen etkileşimler:



3. BÖLÜM: GÜÇLÜ ETKİLEŞİMLER

Atomlar bileşik oluştururken kararlı soygaz elektron düzenine ulaşmak için değerlik elektronlarını kullanır. Bu değerlik elektronları alınıp verilir ya da ortak kullanılır.

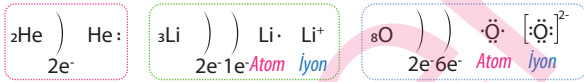
İYONİK BAĞ (NaCl, K₂CO₃, NH₄NO₃...)

Metal atomları ile ametal atomları arasında elektron alışverişi sonucu meydana gelen elektrostatik çekim kuvvetidir. Metal atomu elektron vererek katyon, ametal atomu elektron alarak anyon oluşturur.

İYONİK BİLEŞİKLERİN LEWIS GÖSTERİMİ

Lewis Nokta Yapısı: Elementin son katmanındaki elektronların (değerlik elektronları) element çevresinde nokta ile gösterimidir. 4 elektron dört tarafa tek tek yerleştirilir, fazlası ikili eşleştirme yapılarak yerleştirilir. He elementinde bulunan 2 elektron yan yana yazılır. Lewis gösteriminde element sembolü etrafında en fazla 8 nokta bulunabilir.

Bazı element ve iyonların Lewis gösterimi:



Anyonlar yazılırken alınan elektron sembol üzerinde gösterilerek, element sembolü köşeli paranteze alınır. İyon yükü sağ üst köşeye yazılır.

MgCl₂ bileşiğinin Lewis gösterimi (12Mg, 17Cl):

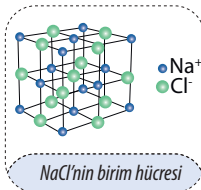
MgCl₂ bileşiği oluşurken, Mg atomu son katmanındaki 2 elektronu verir ve son katmanını 8'e tamamlar. 7 değerlik elektronu bulunan Cl elementi ise 1e⁻ alarak son katmanını 8'e tamamlar.



İYONİK BİLEŞİKLERİN ÖRGÜ YAPISI

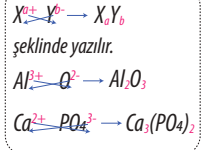
İyonik bileşikler, kristal örgü yapısından dolayı:

- Oda koşullarında katıdır.
- Erime ve kaynama noktaları yüksektir.
- Katı halde elektriği iletmez, sıvı halde ve sulu çözeltileri elektriği iletir.
- Sert ve kırılmandır.



İYONİK BİLEŞİKLERİN FORMÜLLERİNİN YAZILMASI

1. Önce metal iyonu (katyon) sonra ametal iyonu (anyon) yazılır.
2. İyonların yükleri diğer elementin sağ alt köşesine çaprazlanır. Çaprazlama işlemi amaç toplam yükü sıfır yapmaktır.
3. Katsayılar birbirinin katı ise sadeleştirme yapılır.
4. Peroksit bileşiklerinde sadeleştirme yapılmaz. (ÖR: Na₂O₂, K₂O₂...)
5. Kök varsa ve katsayısı 1'den farklı ise paranteze alınır.



H ⁺	Hidrojen	H ⁻	Hidür
Li ⁺	Lityum	F ⁻	Florür
Na ⁺	Sodyum	Cl ⁻	Klorür
NH ₄ ⁺	Amonyum	Br ⁻	Bromür
Mg ²⁺	Magnezyum	OH ⁻	Hidroksit
Ca ²⁺	Kalsiyum	NO ₃ ⁻	Nitrat
Al ³⁺	Alüminyum	O ²⁻	Oksit
Cu ⁺	Bakır(I)	S ²⁻	Sülfür
Cu ²⁺	Bakır(II)	SO ₄ ²⁻	Sülfat
Fe ²⁺	Demir(II)	CO ₃ ²⁻	Karbonat
Fe ³⁺	Demir(III)	PO ₄ ³⁻	Fosfat
Hg ⁺	Cıva(I)	P ₃ ⁻	Fosfor
Hg ²⁺	Cıva(II)	N ³⁻	Nitrid

Bazı iyonlar ve adları

İYONİK BİLEŞİKLERİN ADLANDIRILMASI

Önce katyon adı sonra anyon adı yazılır. Metal atomu birden fazla değerlik alıyorsa, adının sonuna değerlik parantez içinde roma rakamıyla belirtilir.

Bazı bileşiklerin adları:

MgCl₂: Magnezyum klorür | Cu₂O: Bakır(I) oksit
Ca(NO₃)₂: Kalsiyum nitrat | FeSO₄: Demir(II) sülfat

KOVALENT BAĞ (H₂, N₂, H₂O, NH₃, CS₂, C₂H₅OH)

Ametal atomları arasında elektron ortaklaşması ile gerçekleşir. Kovalent bağ, polar kovalent bağ ve polar kovalent bağ olmak üzere iki şekilde sınıflandırılır.

Polar Kovalent Bağ (HF, H₂O, NH₃, CO₂...)

Farklı ametal atomları arasında elektronların ortaklaşa kullanılması ile oluşur. H-Cl, C-O, C-N bağları polar kovalent bağdır. Polar kovalent bağda elektronegatiflik değeri büyük olan kısmı negatif tarafı, elektronegatiflik değeri küçük olan kısmı pozitif tarafı oluşturur.

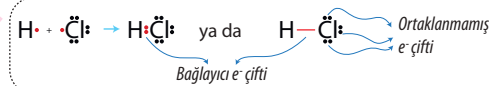
Apolar Kovalent Bağ (H₂, N₂, O₂...)

Aynı ametal atomları arasında elektronların ortaklaşa kullanılması ile oluşur. H-H, O-O, N-N bağları polar kovalent bağdır.

MOLEKÜLLERİN LEWIS YAPISI

Moleküllerin Lewis gösteriminde ortak kullanılan elektronlar **bağlayıcı elektron çifti**, bağa katılmayan elektronlara ise **bağlayıcı olmayan (ortaklanmamış) elektron çifti** denir. Ortak kullanılan elektron çiftleri çizgi (—) ile gösterilir.

HCl molekülünün Lewis yapısı (1H, 17Cl):



H atomu 1 e⁻ ortak kullanır ve dublet kuralına uyar. Cl atomu 1 e⁻ ortak kullanır ve oktet kuralına uyar.

CO₂ molekülünün Lewis yapısı: (6C, 8O)

C atomu 4 e⁻ ortak kullanarak 4 bağ yapar. Her bir O atomu 6 değerlik elektronunun 2'sini ortak kullanarak 2 bağ yapar. Böylece C ve O atomları arasında ikili bağ oluşur.

KOVALENT BİLEŞİKLERİN ADLANDIRILMASI

- Önce elektronegatifliği az olan atom, sonra elektronegatifliği fazla olan atom yazılır.
- Element adının önüne birim sayısı latince olarak yazılır.
- Bileşik formülünde, birinci elementin sayısı "1" ise mono ön eki kullanılmaz.
- İlk atomun element adı, ikinci atomun anyon adı okunur.

Latince Sayılar: 1: mono 2: di 3: tri
4: tetra 5: penta 6: hekza 7: hepta
8: okta 9: nona 10: deka

SO₂: Kükürt dioksit
CS₂: Karbon disülfür
P₄O₁₀: Tetrafosfor dekaoksit
NH₃: Trihidrojen mononitrid
H₂SO₄: Sülfürik asit

METALİK BAĞ

Metallerin son katmanlarında az sayıda elektron, çok sayıda boş orbital bulunur. Elektronlar hem kendi hem de komşu atomların orbitallerinde yer alabilirler. Böylece hareketli elektronlar sayesinde bir elektron denizi oluşur ve bu deniz (+) yüklü metal atomlarını bir arada tutar. Elektron denizi ile (+) yüklü atomlar arasındaki elektrostatik çekim kuvvetine **metalik bağ** denir.

Metallerin, elektriği ve ısıyı iletmesi, parlaklığı, tel ve levha haline gelmesi değerlik elektronlarının serbestçe hareket edebilmesindedir.