

Kimya Sınav Özet

2.Dönem 1.yazılı 9.sınıf (Maarif Modele uygundur.)

Metalik Bağ ve Özelliklerinin Özeti

Metalik bağ, metal atomlarının değerlik elektronlarını serbest bırakmasıyla oluşan **elektron denizi** ile **pozitif yüklü metal iyonları** arasındaki elektrostatik çekim kuvvetidir. Bu bağ, metallere bazı temel fiziksel özellikler kazandırır:

- ✓ **Elektrik ve ısı iletkenliği**: Serbest elektronlar sayesinde elektrik ve ısı kolayca iletilir.
- ✓ **Tel ve levha hâline getirilebilme (sünek ve dövülebilirlik)**: Metal iyonları, elektron denizi içinde kolayca hareket edebilir.
- ✓ **Parlaklık**: Serbest elektronlar ışığı yansıtabilir, bu da metallere parlak görünüm kazandırır.

Elektron Denizi Modeli

- **Metal atomları**, değerlik elektronlarını serbest bırakarak **pozitif yüklü iyonlara (katyonlara)** dönüşür.
- **Serbest elektronlar**, metal iyonlarının çevresinde bir **elektron bulutu** oluşturur.
- **Coulomb kuvveti** ile elektronlar ve katyonlar birbirini çeker, bu da metalik bağı oluşturur.

Metalik Bağ Etkileyen Faktörler

1. **Metal atomunun çapı** → Küçük çaplı atomlar daha güçlü metalik bağ oluşturur.

2. **Değerlik elektron sayısı** → Daha fazla değerlik elektronu, daha güçlü bağ anlamına gelir.

3. **Katyon yükü** → Yüksek katyon yükü, elektron denizi ile daha güçlü etkileşim sağlar.

Örnek Metallerin Karşılaştırması

- **Sodyum (Na)** → 1 değerlik elektronu → Zayıf metalik bağ
- **Magnezyum (Mg)** → 2 değerlik elektronu → Daha güçlü bağ
- **Alüminyum (Al)** → 3 değerlik elektronu → Daha güçlü bağ ve sertlik

Sonuç olarak, **metalik bağ**, metallerin elektrik iletkenliği, şekil verilebilirlik ve sertlik gibi temel özelliklerini açıklayan ana bağ türüdür.

İyonik Bağın Özeti

♦ **Tanım**: İyonik bağ, metal atomlarının elektronlarını ametal atomlarına vererek **katyon (+ yüklü iyon)** ve **anyon (- yüklü iyon)** oluşturmalarıyla meydana gelen **elektrostatik çekim kuvvetine** dayalı bir bağ türüdür.

♦ İyonik Bağın Genel Özellikleri:

✓ **Yüksek erime ve kaynama noktası**: İyonlar arasındaki kuvvetli çekim nedeniyle faz değişimleri için yüksek enerji gereklidir.

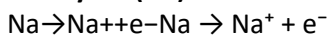
✓ **Katı hâlde sert ve kırılğan**: Düzenli iyonik kristal yapıya sahip olup, darbe aldığında kırılır.

✓ **Elektrik iletkenliği**: Katı hâlde iletken **değil**, ancak **suda çözüldüğünde** veya **eridiğinde** serbest iyonlar sayesinde elektrik akımını iletir.

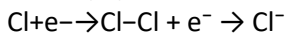
İyonik Bağın Oluşumu: NaCl Örneği

Sodyum (Na) ve Klor (Cl) Arasında:

1. **Sodyum (Na)** → 1 elektron vererek **Na⁺** katyonu oluşur.



2. **Klor (Cl)** → Elektron alarak **Cl⁻** anyonu oluşur.



3. **Zıt yüklü iyonlar çekim kuvvetiyle birleşerek NaCl bileşiğini oluşturur.**



◆ Enerji Değişimleri:

- **İyonlaşma enerjisi:** Metallerin elektron vermesi için gereken enerji.
- **Elektron ilgisi:** Ametallerin elektron alırken kazandığı enerji.
- **Kristal örgü enerjisi:** İyonlar düzenli bir kristal yapıya yerleşirken açığa çıkan enerji.

İyonik Bileşiklerin Kristal Yapısı

- **Düzenli örgü:** Katyon ve anyonlar belirli oranlarla dizilerek **iyonik kristal** oluşturur.
- **Örnek bileşikler:**
 - Lityum Klorür (LiCl)
 - Potasyum Klorür (KCl)
 - Magnezyum Oksit (MgO)

Çok Atomlu (Poliatomik) İyonlar ve İyonik Bağ

Bazı iyonlar tek atomdan değil, **birden fazla atomdan oluşan yüklü yapılar** olabilir:

- Hidroksit (OH^-)
- Sülfat (SO_4^{2-})
- Karbonat (CO_3^{2-})
- Nitrat (NO_3^-)
- Fosfat (PO_4^{3-})

✓ Örnek Bileşik:

Magnezyum nitrat $\rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

$\text{Mg}^{2+} + 2(\text{NO}_3^-) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

Bu özet, iyonik bağın temel prensiplerini ve örneklerini içerir.

Kovalent Bağ ve Özelliklerinin Özeti

◆ Kovalent Bağ Nedir?

Kovalent bağ, **iki ametal atomunun değerlik elektronlarını ortaklaşa kullanarak** oluşturduğu kimyasal bağdır. **Elektronegatiflik farkı düşük** olduğu için, elektronlar tam olarak bir atoma geçmez, **ortaklaşa kullanılır**.

Örnek Moleküller: H_2 , O_2 , CO_2 , H_2O , NH_3 , CH_4 , C_2H_6

◆ Bağ Türleri

☐ **İyonik Bağ**  $\rightarrow$ Metal + Ametal

- ✓ Metal **elektron verir** $\rightarrow$ Katyon (+)
- ✓ Ametal **elektron alır** $\rightarrow$ Anyon (-)
- ✓ **Elektrostatik çekimle** iyonik bileşik oluşur.
- ✓ **Örnek:** NaCl (sofra tuzu)

☐ **Kovalent Bağ**  $\rightarrow$ Ametal + Ametal

- ✓ **Elektronlar ortaklaşa kullanılır.**
- ✓ **Örnek:** H_2O , CO_2 , NH_3

☐ **Metalik Bağ**  $\rightarrow$ Metal + Metal

- ✓ **Elektron denizi** içinde atomlar serbest hareket eder.
- ✓ **Örnek:** Bakır (Cu), Demir (Fe)

◆ Elektronegatiflik ve Bağın Karakteri

- **1,7 ve üzeri fark** $\rightarrow$ İyonik bağ
- **0,4 – 1,7 fark** $\rightarrow$ Polar kovalent bağ
- **0 – 0,4 fark** $\rightarrow$ Apolar kovalent bağ

◆ Kovalent Bağ Çeşitleri

1. **Apolar Kovalent Bağ** ⚖️ → Elektronlar eşit paylaşılır.

✓ Elektronegatiflik farkı **0 – 0,4**

✓ **Örnek:** H₂, O₂, N₂

2. **Polar Kovalent Bağ** ⚡ → Elektronlar eşit olmayan şekilde paylaşılır.

✓ Elektronegatiflik farkı **0,4 – 1,7**

✓ Molekül içinde **kısmi yükler** (δ^+ ve δ^-) oluşur.

✓ **Örnek:** H₂O, HCl

◆ Kovalent Bağ Çeşitleri (Bağ Sayısına Göre)

✓ **Tekli Bağ** (Tek elektron çifti paylaşımı)

Örnek: H₂, Cl₂

✓ **Çiftli Bağ** (İki elektron çifti paylaşımı)

Örnek: O₂

✓ **Üçlü Bağ** (Üç elektron çifti paylaşımı)

Örnek: N₂

◆ Bağ Uzunluğu ve Bağ Enerjisi

📏 **Bağ Uzunluğu:** Atomlar arasındaki **mesafe**

📊 **Bağ Enerjisi:** Bağı **koparmak için gereken enerji**

✓ **Güçlü bağlar (üçlü bağlar)** → Daha kısa ve **yüksek enerjiye** sahip

✓ **Zayıf bağlar (tekli bağlar)** → Daha uzun ve **düşük enerjiye** sahip

◆ Günlük Hayatta Kovalent Bağlar

✓ **Su (H₂O):** Polar kovalent bağ, yaşam için hayati önem taşır.

✓ **Şeker (C₁₂H₂₂O₁₁):** Kovalent bağlı organik bileşiktir.

✓ **Havada bulunan gazlar (O₂, N₂, CO₂):** Kovalent bağ içerir.

Bu özet, kovalent bağın temel prensiplerini ve örneklerini içerir. 🚀

Lewis Nokta Yapısı ve Özeti

◆ Lewis Nokta Yapısı Nedir?

Lewis noktası yapısı, bir atomun **değerlik elektronlarını** (en dış katmandaki elektronlar) **sembol etrafına nokta olarak yerleştirilerek** gösteren bir modeldir.

✓ **Bağ yapabilme kapasitesini ve bağ türlerini anlamamıza yardımcı olur.**

◆ Lewis Nokta Gösterimi Nasıl Yapılır?

1. **Elementin sembolü** yazılır.

2. **Değerlik elektronları**, sembolün etrafına **önce tekli noktalar** olarak dağıtılır.

3. Elektron sayısı fazla ise noktalar **çiftlenerek** gösterilir.

Örnek:

- **Hidrojen (H)** → 1 değerlik elektronu → H•
- **Oksijen (O)** → 6 değerlik elektronu → **Önce 4 yön tekli, sonra bir çift**

◆ Moleküllerde Lewis Yapıları

İki veya daha fazla atom bağ yaparken **bağ elektronları ve yalnız elektron çiftleri** oluşur.

◆ **Bağ Elektronları** → İki atomun ortak kullandığı elektron çiftleri.

◆ **Yalnız (eşleşmemiş) Elektronlar** → Atomun kendi üzerinde kalan elektron çiftleri.

Örnek:

- Su (H_2O):
 - Oksijen **2 bağ yapar** (H atomlarıyla), **2 yalnız elektron çifti kalır**.
- Azot (N_2):
 - **Üçlü bağ** ile bağlanır, **1 yalnız elektron çifti kalır**.

◆ Kovalent Bileşiklerin Lewis Yapıları

✓ Lewis yapısında:

- Ortaklaşa kullanılan elektron çiftleri → **çizgi ile gösterilir**.
- **CH_4 (Metan) Örneği:**
 - Karbon **4 bağ yapar**, 4 hidrojen atomuyla bağlanır.
 - **Merkeze karbon**, çevresine hidrojen atomları yazılır.

✦ Bağ sayısı, elementin grup numarasına göre tahmin edilir:

- **1A Grubu** (Hidrojen) → **1 bağ yapar**.
- **4A Grubu** (Karbon) → **4 bağ yapar**.
- **5A Grubu** (Azot) → **3 bağ + 1 yalnız elektron çifti**

◆ Lewis Yapılarından 3B Uzay Modellerine Geçiş

- Lewis yapısı sadece **2D (iki boyutlu)** gösterimdir.
- Gerçekte moleküller **3D (üç boyutludur)**.
- Uzay modelleri, **bağ açılarını ve gerçek şekli anlamak için kullanılır**.

📖 Ekstra Bilgiler

- ◆ **Oktet Kuralı:** Atomlar, son katmanlarını **8 elektrona tamamlamaya çalışır**.
- ◆ **Dublet Kuralı:** H, He gibi atomlar **2 elektron ile kararlı olur**.

Bu özet, Lewis yapılarının temel mantığını ve kullanımını açıklamaktadır. 🚀

Apolar ve Polar Moleküller: Detaylı Konu Anlatımı

☐ Apolar ve Polar Moleküllerin Tanımı

- ◆ **Apolar Moleküller:** Elektronlar **eşit** veya **neredeyse eşit** paylaşılır.
- ◆ **Polar Moleküller:** Elektronlar **eşit olmayan** şekilde paylaşılır, yük dengesizliği oluşur.
- ✦ **Bağın Polarlığı ve Molekül Polarlığı Farklıdır!**
 - Polar bağ içeren bir molekül, her zaman polar olmayabilir.
 - Molekül simetrikse, bağların polarlığı birbirini götürebilir ve molekül apolar olabilir.

☑ Elektronegatiflik ve Bağın Polarlığı

Elektronegatiflik, bir atomun bağ elektronlarını kendine çekme gücüdür.

Elektronegatiflik farkına göre bağ türleri:

✦ ΔEN (elektronegatiflik farkı) → Bağ Türü:

- **0 - 0,4** → Apolar Kovalent Bağ
- **0,4 - 1,7** → Polar Kovalent Bağ
- **1,7 ve üzeri** → İyonik Bağ

💡 Örnekler:

- H_2 , O_2 , N_2 (Apolar Bağ) → Elektronlar **eşit** paylaşılır.
- HCl , H_2O , NH_3 (Polar Bağ) → Elektronlar **eşit olmayan** şekilde paylaşılır.

3. Apolar Moleküller (Nonpolar Moleküller)

- ✓ Elektronların eşit dağıldığı moleküllerdir.
- ✓ Simetrik yapılıdır.
- ✓ Kısmi yük farkı (δ^+ / δ^-) yoktur.



Örnekler:

- H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 (iki aynı atomdan oluşan moleküller)
- CO_2 , CCl_4 , CH_4 (Simetrik moleküller)



CO_2 neden apolar?

Oksijen elektronegatif olduğu için **C=O bağları polardır**. Ancak **CO_2 molekülü doğrusal** (linear) olduğu için yükler simetrik dağılır ve **molekül apolar olur**.

4. Polar Moleküller (Dipol Moleküller)

- ✓ Elektronların eşit paylaşılmadığı moleküllerdir.
- ✓ Asimetrik yapılıdır.
- ✓ Kısmi yük farkı oluşur (δ^+ / δ^-).
- ✓ Dipol-dipol etkileşimi gösterir.



Örnekler:

- H_2O (Su) → Oksijen elektronegatif olduğu için elektronları kendine daha fazla çeker, molekül asimetriktir ve polar olur.
- NH_3 (Amonyak) → Azot, hidrojenen daha elektronegatif olduğu için elektronları çeker, molekül asimetriktir ve polar olur.
- HCl → Klor, hidrojenen çok daha elektronegatif olduğu için elektronları kendine çeker ve polar yapı oluşturur.



CH_4 neden apolar?

Karbon-hidrojen bağları **polar** olmasına rağmen **simetrik yapı** olduğu için molekül **apolar** olur.

5. Molekül Geometrisi ve Polarlık

Molekülün **şekli (geometrisi)**, polar olup olmadığını belirleyen en önemli faktörlerden biridir.

- ♦ Simetrik Moleküller → Apolar
 - CO_2 (doğrusal)
 - CH_4 (tetrahedral)
- ♦ Asimetrik Moleküller → Polar
 - H_2O (bükülmüş yapı – bent shape)
 - NH_3 (üçgen piramit – trigonal pyramidal)



Molekülün Polarlığı = Bağ Polarlığı + Molekül Geometrisi

6. Polarlığın Sonuçları ve Günlük Hayattan Örnekler

- ✓ Polar moleküller su içinde çözünür (hidrofilik).
- ✓ Apolar moleküller yağ içinde çözünür (hidrofobik).



Günlük Hayattan Örnekler:

- Tuzlu su ($NaCl + H_2O$) → Polar bileşikler suda çözünür.
- Yağ + su karışmaz → Yağ apolardır, su polardır.
- Sabun molekülleri hem polar hem apolar uçlara sahiptir, bu yüzden yağları çözebilir.

7. Özet Tablo: Apolar vs. Polar Moleküller

Özellik	Apolar Moleküller	Polar Moleküller
Elektron Dağılımı	Eşit	Eşit olmayan

Özellik	Apolar Moleküller	Polar Moleküller
Bağların Elektronegatiflik Farkı	0 – 0,4	0,4 – 1,7
Molekül Geometrisi	Simetrik	Asimetrik
Kısmi Yükler (δ^+/δ^-)	Yok	Var
Suda Çözünme	Çözünmez (hidrofobik)	Çözünür (hidrofilik)
Örnek Moleküller	H ₂ , O ₂ , CH ₄ , CO ₂	H ₂ O, NH ₃ , HCl, SO ₂

📌 Sonuç

- Apolar moleküllerde elektronlar eşit paylaşılır ve molekül simetrik.
- Polar moleküllerde elektronlar eşit olmayan şekilde paylaşılır ve molekül asimetrik.
- Molekülün geometrisi, polarlığını etkiler.
- "Benzer benzeri çözer" kuralı ile polar ve apolar moleküllerin çözünürlüğü açıklanır.

Bu konu anlatımı, polar ve apolar moleküllerin temel farklarını detaylı şekilde açıklamaktadır. 🚀

Moleküller Arası Etkileşimler

♦ Moleküller Arası Etkileşim Nedir?

Moleküller arası etkileşimler, moleküllerin birbirleriyle olan çekim kuvvetleridir ve bu kuvvetler maddeyi bir arada tutar.

✦ Güç sırasına göre etkileşimler:

1. Güçlü Etkileşimler (Kimyasal Bağlar) → İyonik, Kovalent, Metalik bağlar
2. Zayıf Etkileşimler (Fiziksel Bağlar) → Van der Waals ve Hidrojen bağları

📌 Zayıf Etkileşimler (Fiziksel Bağlar)

Zayıf etkileşimler, moleküller arasındaki çekim kuvvetleridir ve maddeye fiziksel özellikler kazandırır.

1.1. Van der Waals Kuvvetleri

✦ En zayıf moleküller arası etkileşimlerdir.

✦ Üç alt türü vardır:

Van der Waals Etkileşimi	Etkileyen Faktör	Örnek Maddeler
London Kuvvetleri (Geçici Dipol - İndüklenmiş Dipol)	Anlık elektron hareketleri	Apolar moleküller (O ₂ , N ₂ , CO ₂)
Dipol - Dipol Etkileşimi	Polar moleküllerin zıt yükleri arasındaki çekim	HCl, SO ₂ , NO
İyon - Dipol Etkileşimi	İyon ve polar molekül arasındaki çekim	NaCl + H ₂ O çözeltisi

✦ London kuvvetleri → Tüm moleküllerde vardır, apolar moleküllerde en baskın olanıdır.

✦ Dipol - Dipol → Sadece polar moleküllerde görülür.

✦ İyon - Dipol → Tuzların suda çözünmesini sağlar.

1.2. Hidrojen Bağı (En Güçlü Zayıf Etkileşim)

✅ Hidrojen bağı, hidrojenin N, O, F (Azot, Oksijen, Flor) gibi elektronegatif atomlarla oluşturduğu güçlü etkileşimdir.

✅ Örnekler:

- H₂O (Su) → Yüzey gerilimi, yüksek kaynama noktası
- NH₃ (Amonyak) → Kaynama noktası yüksektir
- HF (Hidrojen Florür) → Güçlü hidrojen bağları içerir

✦ Hidrojen bağı, suyun sıvı halde kalmasını ve DNA'nın çift sarmal yapısını korumasını sağlar.

2 Güçlü Etkileşimler (Kimyasal Bağlar)

Kimyasal bağlar, atomları bir arada tutan kuvvetlerdir.

Bağ Türü	Bağ Açıklaması	Örnek Maddeler
İyonik Bağ	Metal + Ametal, elektron transferiyle oluşur.	NaCl (Tuz)
Kovalent Bağ	Ametal + Ametal, elektron paylaşımıyla oluşur.	H ₂ O, CO ₂
Metalik Bağ	Metal atomları arasındaki elektron denizi modeliyle oluşur.	Fe, Al

✦ Kimyasal bağlar, fiziksel bağlara göre daha güçlüdür ve maddelerin temel yapısını oluşturur.

3 Moleküller Arası Etkileşimlerin Madde Üzerindeki Etkileri

Moleküller arası etkileşimler, maddelerin birçok fiziksel özelliğini belirler.

Özellik	Etkileyen Etkileşim Türü	Açıklama
Erime & Kaynama Noktası	Güçlü etkileşimler	Bağlar ne kadar güçlüyse, sıcaklık da o kadar yüksektir.
Çözünürlük	"Benzer benzeri çözer"	Polar moleküller su gibi polar çözücülerde, apolar moleküller yağ gibi apolar çözücülerde çözünür.
Yüzey Gerilimi	Hidrojen bağları	Su damlacıklarının küresel şekil almasını sağlar.
Viskozite (Akmazlık)	Güçlü etkileşimler	Hidrojen bağı içeren sıvılar daha viskozdur.

✦ Özet:

- Moleküller arası etkileşimler, maddelerin fiziksel özelliklerini belirler.
- Güçlü etkileşim = Yüksek kaynama noktası, yüksek viskozite, yüksek yüzey gerilimi.
- Zayıf etkileşim = Düşük kaynama noktası, düşük viskozite.

4 Özet Tablo: Moleküller Arası Etkileşimler

Etkileşim Türü	Güçlü / Zayıf	Görülme Şartı	Örnek Moleküller
İyon - Dipol	Zayıf	Tuz + Su	NaCl + H ₂ O
Dipol - Dipol	Zayıf	Polar + Polar	HCl, SO ₂
London Kuvvetleri	Zayıf	Tüm Moleküllerde	O ₂ , N ₂ , CO ₂
Hidrojen Bağı	Güçlü Zayıf Bağ	H + N, O, F	H ₂ O, NH ₃ , HF
Kimyasal Bağlar	Güçlü	Atomlar Arası	NaCl, H ₂ O, Fe

5 Sonuç

- ✓ Moleküller arası etkileşimler, maddenin fiziksel özelliklerini belirler.
- ✓ Hidrojen bağları, en güçlü zayıf etkileşimlerdir.
- ✓ Kimyasal bağlar (iyonik, kovalent, metalik), moleküller arası etkileşimlerden daha güçlüdür.
- ✓ Polar moleküller polar çözücülerde, apolar moleküller apolar çözücülerde çözünür.

Bu özet, 9. sınıf yeni Maarif müfredatına uygun olarak moleküller arası etkileşimlerin temel mantığını açık ve anlaşılır bir şekilde açıklamaktadır. 🚀

Bileşiklerin Adlandırılması

◆ Bileşik Nedir?

Bileşikler, iki veya daha fazla farklı elementin kimyasal bağlarla birleşmesiyle oluşan saf maddelerdir.

✦ İki ana gruba ayrılır:

☐ İyonik Bileşikler (Metal + Ametal)

☐ Kovalent Bileşikler (Ametal + Ametal)

☐ İyonik Bileşiklerin Adlandırılması (Metal + Ametal)

✦ İyonik bileşikler, metal ve ametal atomlarının elektron alışverişi yaparak oluşturduğu bileşiklerdir.

1.1. Temel Kurallar:

✓ Metal adı değişmez.

✓ Ametal adı “-ür” eki alır.

✦ Örnekler:

Formül	Metal Adı	Ametal Adı	Bileşik Adı
NaCl	Sodyum	Klor → Klorür	Sodyum klorür
CaO	Kalsiyum	Oksijen → Oksit	Kalsiyum oksit
MgBr ₂	Magnezyum	Brom → Bromür	Magnezyum bromür

◆ Bazı yaygın ametal adları:

- Flor → Florür (F⁻)
- Klor → Klorür (Cl⁻)
- Brom → Bromür (Br⁻)
- Oksijen → Oksit (O²⁻)
- Kükürt → Sülfür (S²⁻)
- Azot → Nitrür (N³⁻)

1.2. Geçiş Metalleri İçeren İyonik Bileşikler

✦ Geçiş metalleri (Fe, Cu, Sn, Pb vb.) birden fazla yük alabilir.

✦ Metal yükü, bileşiğin adında parantez içinde Romen rakamları ile belirtilir.

✦ Örnekler:

Formül	Metal Yükü	Bileşik Adı
FeCl ₂	Fe ²⁺	Demir (II) klorür
FeCl ₃	Fe ³⁺	Demir (III) klorür
CuO	Cu ²⁺	Bakır (II) oksit
Cu ₂ O	Cu ⁺	Bakır (I) oksit

✦ İpucu:

- Cl⁻ her zaman -1 yüklüdür.
- Eğer FeCl₂ ise, Fe'nin yükü +2 olmalıdır.
- Eğer FeCl₃ ise, Fe'nin yükü +3'tür.

☐ Kovalent Bileşiklerin Adlandırılması (Ametal + Ametal)

✦ İki ametal atomu, elektronlarını ortaklaşa kullanarak bağ oluşturur.

✦ Adlandırmada, atom sayılarını belirten ön ekler (mono-, di-, tri- vb.) kullanılır.

2.1. Kovalent Bileşiklerin Ön Ekleri

Atom Sayısı	Ön Ek
1	Mono-
2	Di-
3	Tri-
4	Tetra-
5	Penta-
6	Heksa-
7	Hepta-
8	Okta-
9	Nona-
10	Deka-

1.4. İyonik Bileşiklerin Sistematik Adlandırması:

Tablo 3.3.1 Yığın olarak kullanılan bazı katyonlar

Katyonlar			
+1 yükü	+2 yükü	+3 yükü	
H ⁺	Hidrojen	Ba ²⁺	Baryum
Li ⁺	Lityum	Mg ²⁺	Magnezyum
Na ⁺	Sodyum	Ca ²⁺	Kalsiyum
K ⁺	Potasyum	Ba ²⁺	Baryum
Ag ⁺	Gümüş	Zn ²⁺	Çinko
NH ₄ ⁺	Amonyum		
H ₃ O ⁺	Hidroonyum		

Tablo 3.3.2 Bazı anionlar

Anionlar			
-1 yükü	-2 yükü	-3 yükü	-4 yükü
F ⁻	Florür	O ²⁻	Oksit
Cl ⁻	Klorür	S ²⁻	Sülfür
Br ⁻	Bromür	CO ₃ ²⁻	Karbonat
I ⁻	İyodür	SO ₄ ²⁻	Sülfat
OH ⁻	Hidroksit	CrO ₄ ²⁻	Kromat
CN ⁻	Siyanür	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Dikromat
NO ₃ ⁻	Nitrat		
CH ₃ COO ⁻	Asetat		

Katyonun adı + Anyonun adı

NaCl : Sodyum klorür

MgBr₂ : Magnezyum bromür

Al₂O₃ : Alüminyum oksit

K₃N : Potasyum nitrit

Al₂(SO₄)₃ : Alüminyum sülfat

CaCO₃ : Kalsiyum karbonat

Kurallar:

İlk elementin başına "mono-" gelmez.

İkinci elementin adı "ür" eki alır.

İlk elementin adı değişmez, ikinci elementin başına ön ek eklenir.

2.2. Kovalent Bileşik Adlandırma Örnekleri

Formül Adı

CO ₂	Karbondioksit
CO	Karbonmonoksit
SO ₂	Kükürtdioksit
SO ₃	Kükürttrioksit
N ₂ O ₄	Dinitrojen tetraoksit
PCl ₅	Fosfor pentaklorür

İpucu:

- CO → Mono- ile başlamak gerekmez → Karbonmonoksit
- N₂O₄ → Dinitrojen tetraoksit

Asitlerin Adlandırılması

Asitler, hidrojen (H) içeren ve suda çözündüğünde H⁺ iyonu veren bileşiklerdir.

"Hidro" ile başlayan asitler:

Formül Asit Adı

HCl	Hidroklorik Asit
HF	Hidroflorik Asit
H ₂ S	Hidrosülfürik Asit

Oksijen içeren asitler:

- "İyonun adı" + "-ik asit" veya "-öz asit" eklenir.

Formül	Asit Adı	HNO ₃	Nitrik Asit	HNO ₂	Nitrit Asit
H ₂ SO ₄	Sülfürik Asit	H ₂ SO ₃	Sülfüröz Asit	H ₃ PO ₄	Fosforik Asit

İpucu:

- HNO₃ → Nitrik Asit
- H₂SO₄ → Sülfürik Asit
- Eğer iyon adı "-at" ile bitiyorsa, "-ik asit" olur.
- Eğer iyon adı "-it" ile bitiyorsa, "-öz asit" olur.

4 Bazların Adlandırılması

- ✦ Bazlar, OH^- (hidroksit) iyonu içeren bileşiklerdir.
- ✦ Adlandırılırken "metal adı + hidroksit" şeklinde söylenir.

Formül Baz Adı

NaOH Sodyum Hidroksit

KOH Potasyum Hidroksit

Ca(OH)_2 Kalsiyum Hidroksit

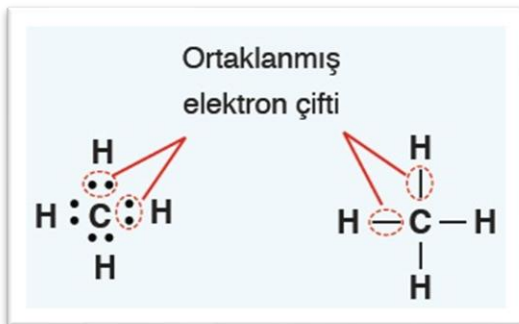
NH_4OH Amonyum Hidroksit

5 Sonuç & Özet

- ✓ İyonik bileşikler (metal + ametal) → Metal adı değişmez, ametal "-ür" eki alır.
- ✓ Geçiş metalleri → Yük Romen rakamlarıyla belirtilir.
- ✓ Kovalent bileşikler (ametal + ametal) → Ön ekler kullanılır.
- ✓ Asitler → "Hidro-" veya "-ik / -öz asit" ekleriyle adlandırılır.
- ✓ Bazlar → "Metal adı + hidroksit" şeklinde adlandırılır.

Bu özet, 9. sınıf Maarif müfredatına uygun olarak bileşiklerin adlandırılmasını açık ve anlaşılır bir şekilde anlatmaktadır. 🚀

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H 1,00794																	2 He 4,00260
3 Li 6,941	4 Be 9,01218																
11 Na 22,9897	12 Mg 24,305																
19 K 39,0983	20 Ca 40,078	21 Sc 44,9559	22 Ti 47,867	23 V 50,9415	24 Cr 51,9961	25 Mn 54,9380	26 Fe 55,845	27 Co 58,9331	28 Ni 58,6934	29 Cu 63,546	30 Zn 65,38	31 Ga 69,723	32 Ge 72,63	33 As 74,9216	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,798
37 Rb 85,4678	38 Sr 87,62	39 Y 88,9058	40 Zr 91,224	41 Nb 92,9063	42 Mo 95,96	43 Tc (98)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,905	46 Pd 106,42	47 Ag 107,868	48 Cd 112,411	49 In 114,818	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,6	53 I 126,904	54 Xe 131,293
55 Cs 132,905	56 Ba 137,327	57-71	72 Hf 178,49	73 Ta 180,947	74 W 183,84	75 Re 186,207	76 Os 190,23	77 Ir 192,217	78 Pt 195,084	79 Au 196,966	80 Hg 200,59	81 Tl 204,383	82 Pb 207,2	83 Bi 208,980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89-103	104 Rf (267)	105 Db (268)	106 Sg (271)	107 Bh (272)	108 Hs (270)	109 Mt (276)	110 Ds (281)	111 Rg (280)	112 Cn (285)	113 Uut (284)	114 Fl (289)	115 Uup (288)	116 Lv (293)	117 Uus (294)	118 Uuo (294)
57 La 138,905	58 Ce 140,116	59 Pr 140,907	60 Nd 144,242	61 Pm (145)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,964	64 Gd 157,25	65 Tb 158,925	66 Dy 162,5	67 Ho 164,930	68 Er 167,259	69 Tm 168,934	70 Yb 173,054	71 Lu 174,966			
89 Ac (227)	90 Th 232,038	91 Pa 231,036	92 U 238,028	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)			



@adamimiolu

